

Шығыс Қазақстан облысы  
әкімдігінің білім  
басқармасы  
КМКҚ «Геология барлау  
колледжі»



КГКП «Геологоразведочный  
колледж» управления  
образования Восточно-  
Казахстанского областного  
акимата

**Базовый опорный конспект по дисциплине  
«Аналитическая химия»**

**для специальностей 0701000 «Геологическая съемка, поиск и  
разведка месторождений полезных ископаемых»  
(экспериментальный учебный план)**

**Оспанова А. К.**

**Базовый опорный конспект по дисциплине  
«Аналитическая химия»  
для специальностей  
0701000 «Геологическая съемка, поиск и разведка  
месторождений полезных ископаемых»  
(экспериментальный учебный план)**

Утвержден на заседании  
методического совета колледжа

Разработан 2012  
(дата)

Переработан 2017  
(дата)

**г. Семей, 2017 г.**

Оспанова А. К, Базовый опорный конспект по предмету «Аналитическая химия» - 55 стр.

Базовый опорный конспект разработан в соответствии с рабочей учебной программой и предназначен для студентов II курса колледжа специальностей 0701000 «Геологическая съемка, поиск и разведка месторождений полезных ископаемых»; 0703000 «Гидрогеология и инженерная геология»; 0704000 «Геофизические методы поиска и разведки месторождений полезных ископаемых». Он содержит основные материалы теоретического и практического курса по дисциплине «Аналитическая химия» и состоит из IV разделов, а также содержит контрольные вопросы и задания по курсу. Сведения наиболее полно систематизированы и конкретизированы. Благодаря четким определениям основных понятий, их признаков и особенностей студент может сформулировать ответ, за короткий срок усвоить и переработать важную часть информации, успешно сдать экзамен. Базовый опорный конспект будет полезен не только студентам, но и преподавателям при подготовке и проведении занятий

## Содержание

| №   | Разделы и темы   | Стр.  |
|---|--|-------|
| <b>Раздел I. Теоретические основы аналитической химии</b> |  |       |
| 1.  | Урок 1. Введение.  | 7     |
| 2.  | Урок 2. Предмет и задачи аналитической химии.<br>Стехиометрические законы.   | 7-9   |
| 3.  | Урок 3. Теория электролитической диссоциации.<br>Реакции ионного обмена      | 9-10  |
| 4.  | Урок 4. Окислительно - восстановительные реакции.<br>Гидролиз солей          | 10-13 |
| 5.  | Урок 5. Растворы, способы выражения концентрации раствора                    | 13-15 |
| 6.  | Урок 6. Диссоциация воды. Водородный показатель                              | 15-16 |
| 7.  | Урок 7. Комплексные соединения. Растворимость.<br>Произведение растворимости | 16-17 |
| <b>Раздел II. Качественный анализ</b>                     |  |       |
| 8.  | Урок 8. Качественный анализ. Основные понятия качественного анализа          | 17-21 |
| 9.  | Урок 9. Классификация катионов. Классификация анионов                        | 21-23 |
| <b>Раздел III. Количественный анализ</b>                  |  |       |
| 10.   | Урок 10. Предмет и методы количественного анализа.                           | 23-24 |
| 11.   | Урок 11. Титриметрический анализ   | 24-28 |
| <b>Раздел IV. Физический и физико-химический анализ.</b>  |  |       |
| 12.   | Урок 12. Физико - химические методы анализа, их классификация                | 28-29 |
| <b>Лабораторные работы</b>                                |  |       |
| 13.   | Урок 1. Правила Т.Б. Приготовление растворов различной концентрации          | 29-30 |
| 14.   | Урок 2. Характерные реакции катионов I ан. группы                            | 30-31 |
| 15.   | Урок 3. Анализ смеси катионов I аналитической группы                         | 31-32 |
| 16.   | Урок 4. Характерные реакции на катионы II аналитической группы               | 32-33 |
| 17.   | Урок 5. Характерные реакции $K^+$ III аналитической группы                   | 33-34 |
| 18.   | Урок 6. Характерные реакции $K^+$ IV аналитической группы                    | 34-37 |
| 19.   | Урок 7. Характерные реакции $K^+$ V аналитической группы                     | 37-38 |
| 20.   | Урок 8. Характерные реакции $K^+$ VI аналитической группы                    | 38-39 |
| 21.   | Урок 9. Контрольно - обобщающий урок по I-VI                                 | 39    |

|     |  |       |
|-----|--|-------|
|     | аналитическим группам катионов   |       |
| 22. | Урок 10. Реакции анионов I аналитической группы  | 39-41 |
| 23. | Урок 11. Реакции анионов II аналитической группы   | 41-42 |
| 24. | Урок 12. Реакции анионов III аналитической группы  | 42    |
| 25. | Урок 13. Контрольно - обобщающий урок по анионам I-III аналитических групп   | 42-43 |
| 26. | Урок 14. Капельный анализ. Характерные реакции на ионы $Mn^{2+}$ , $Ni^{2+}$ , $Br^{3+}$ , $Fe^{2+}$ , $Cu^{2+}$ , $Sb^{2+}$ | 43-44 |
| 27. | Урок 15. Гравиметрический анализ. Определение бария в кристаллогидрате. Взвешивание навески, растворение, осаждение          | 44-45 |
| 28. | Урок 16. Промывание и фильтрование осадка сульфата бария   | 45-46 |
| 29. | Урок 17. Гравиметрический анализ. Взвешивание осадка и расчет  | 46    |
| 30. | Урок 18. Титриметрический метод анализа  | 46-47 |
| 31. | Урок 19. Метод нейтрализации   | 47-48 |
| 32. | Урок 20. Метод перманганатометрии. Установка норм-ти $KMnO_4$ по $H_2C_2O_4$ .   | 48-49 |
| 33. | Урок 21. Метод перманганометрии. Определение Fe(II) в соли Мора  | 49    |
| 34. | Урок 22. Метод иодометрии  | 49-50 |
| 35. | Урок 23. Метод осаждения. Аргентометрия  | 50-51 |
| 36. | Урок 24. Метод комплексонометрии. Определение общей жесткости воды   | 51-52 |
| 37. | Урок 25. Колориметрия КФК - 2. Фотометрическое определение Cu в растворе $CuSO_4$  | 52-54 |
| 38. | Урок 26. Электрохимический метод анализа. Определение pH воды  | 54-55 |
| 39. | Урок 27. Обязательная контрольная работа   | 55    |
| 40. | Урок 28. Контрольно - обобщающий урок по курсу аналитической химии.  | 55    |
| 41. | Список литературы  | 55    |

Тематический план предмета

| №<br>п/<br>п | Содержание дисциплины  | Количество учебного времени при очной форме обучения |                    |
|--------------|--|--|--------------------|
|              |  | 0701000  |                    |
|              |  | Всего  | в том числе практ. |
| <b>1</b>     | <b>2</b>   | <b>5</b>   | <b>6</b>           |
| 1            | Введение   | 1  |                    |
| 2            | Раздел I. Теоретические основы аналитической химии<br>Тема 1.1 Общие сведения. Основные понятия и законы аналитической химии                           | 1  |                    |
| 3            | Тема 1.2 Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Водородный показатель.  | 4  | 2                  |
| 4            | Раздел 2 Качественный анализ.<br>Тема 2.1 Основные понятия качественного анализа   | 2  |                    |
| 5            | Тема 2.2 Аналитическая классификация катионов, анионов и их анализ.  | 24   | 24                 |
| 6            | Раздел 3. Количественный анализ<br>Тема 3.1 Задачи и общая характеристика методов количественного анализа  | 2  |                    |
| 7            | Тема 3.2 Гравиметрический метод анализа  | 6  | 6                  |
| 8            | Тема 3.3 Титриметрический метод анализа  | 14   | 14                 |
| 9            | Раздел 4. Физический и физико-химический анализ.<br>Тема 4.1 Основы спектрального, фотометрического, электрохимического и хроматографического анализов | 10   | 10                 |
|              | <b>Всего:</b>  | <b>60</b>  | <b>56</b>          |

## Урок 1-2

**Тема: Введение. Предмет и задачи аналитической химии. Стехиометрические законы.**

### План:

1. Введение
2. Предмет аналитической химии
3. Химические методы
4. Основные понятия и законы химии.

1. Аналитическая химия, наука об определении химического состава веществ и, в некоторой степени, химическим строения соединений. Аналитическая химия развивает общие теоретические основы химического анализа, разрабатывает методы определения компонентов изучаемого образца, решает задачи анализа конкретных объектов.

2. Основная цель аналитической химии - обеспечить в зависимости от поставленной задачи точность, высокую чувствительность, экспрессность и (или) избирательность анализа. Разрабатывают методы, позволяющие анализировать микрообъекты (Микрохимический анализ), проводить локальный анализ (в точке, на поверхности и т.д.), анализ без разрушения образца (Неразрушающий анализ), на расстоянии от него (дистанционный анализ), непрерывный анализ (например в потоке), а также устанавливать, в виде какого химического соединения и в составе какой фазы существует в образце определяемый компонент (фазовый анализ). Важные тенденции развития аналитической химии -автоматизация анализов, особенно при контроле технологических процессов (Автоматизированный анализ), и математизация, в частности широкое использование ЭВМ.

Можно выделить три крупных направления аналитической химии: общие теоретические основы; разработка методов анализа; аналитическая химия отдельных объектов. В зависимости от цели анализа различают качественный анализ и количественный анализ. Задача первого - обнаружение и идентификация компонентов анализируемого образца, второго - определение их концентраций или масс. В зависимости от того, какие именно компоненты нужно обнаружить или определить, различают изотопный анализ, элементный анализ, структурно-групповой (в т. ч. функциональный анализ), молекулярный анализ, фазовый анализ. По природе анализируемого объекта различают анализ неорганических и органических веществ.

В теоретических основах аналитической химии, существенное место занимает метрология химического анализа, в том числе статистическая обработка результатов. Теория аналитической химии включает также учение об отборе и подготовке аналитических проб, о составлении схемы анализа и выборе методов, принципах и путях автоматизации анализа, применения ЭВМ, а также основы народнохозяйственного использования результатов химического анализа. Особенность аналитической химии – изучение не общих, а индивидуальных, специфических свойств и характеристик объектов, что обеспечивает избирательность многих аналитических методов. Благодаря тесным связям с достижениями физики, математики, биологии и различных областей техники (это особенно касается методов анализа) аналитическая химия превращается в дисциплину на стыке наук.

3. В аналитической химии различают методы разделения, определения (обнаружения) и гибридные, сочетающие методы первых двух групп. Методы определения подразделяют на химические методы анализа (гравиметрический анализ, титриметрия), физико-химические методы анализа (например, электрохимический, фотометрический, кинетический), физические методы анализа (спектральные, ядерно-физические и др.) и биологические методы анализа. Иногда методы определения делят на химические, основанные на химических реакциях, физические, базирующиеся на физических явлениях, и биологические, использующие отклик организмов на изменения в окружающей среде.

### **Дробный и систематический анализ**

Дробный анализ – обнаружение ионов с помощью специфических (частных) реакций в отдельных порциях анализируемого раствора, производимое в любой последовательности называют дробным.

Систематический ход анализа – это строго определенная последовательность выполнения аналитических реакций, при которой каждый ион открывают только после того как будут открыты и удалены все другие ионы, мешающие его обнаружению.

В зависимости от техники выполнения различают: 1) макро-, 2) полумикро-, 3) микрометоды.

Макрометоды для проведения реакции берут 1-2 мл раствора, содержащего не менее 0,1 гр вещества и добавляют не менее 1 мл раствора реактива. Реакцию проводят в пробирке.

Полумикрометод – для анализа берут в 10-20 раз меньше вещества до 0,01 гр. Здесь анализируется малое количество вещества. Реакцию проводят в микропробирках.

Микрометод – для анализа берут 1-2 капли исследуемого вещества (раствора), а сухого вещества до 0,001 гр. Такие реакции проводятся на часовых стеклах.

### **Атомно–молекулярное учение**

Атомно–молекулярное учение создавалось на протяжении нескольких веков учеными многих стран. Его основные положения в настоящее время формулируются следующим образом:

- вещества состоят из атомов, молекул или ионов;
- атомы, молекулы и ионы каждого вида характеризуются определенным набором физических и химических свойств;
- простые вещества состоят из одинаковых атомов или молекул, образованных одинаковыми атомами, сложные вещества — из различных атомов, молекул или ионов, образованных различными атомами;
- при физических явлениях (за исключением ядерных реакций) частицы, из которых состоят вещества, сохраняются, происходит только изменение скорости самопроизвольного хаотического движения частиц и расстояния между ними;
- при химических явлениях из частиц, входивших в состав исходных веществ, образуются частицы, из которых состоят продукты реакции, имеющие другой состав и строение. Ядра атомов остаются при этом неизменными. Происходит перестройка электронных оболочек реагирующих частиц.

Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях присоединяет (или отдает) один ион  $H^+$  или  $OH^-$ , в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон, реагирует с одним атомом водорода или с одним эквивалентом другого вещества.

Современная формулировка **закона постоянства состава** вещества, установленного в 1799 году французским химиком Ж.-Л. Прустом: **Каким бы способом ни было получено вещество, его химический состав и свойства остаются неизменными.**

Современная формулировка закона сохранения массы веществ (был установлен русским ученым М.В. Ломоносовым и французским ученым А. Лоран-де-Лавуазье): **Суммарная масса реагентов равна суммарной массе продуктов реакции.**

Контрольные вопросы:

1. Что изучает предмет аналитической химии?
2. Что такое качественный анализ?
3. Что такое количественный анализ?
4. Как классифицируются химические методы?
5. Основные понятия и законы химии.



### Урок 3.

#### Тема: Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена

#### План:

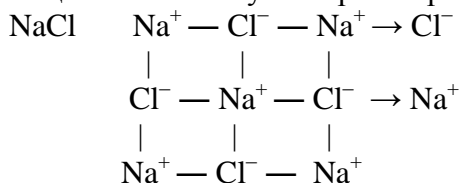
1. Значение процесса электролитической диссоциации.
2. Диссоциация кислот, оснований, солей.
3. Степень диссоциации.

1. Шведский ученый Аррениус создал теорию электролитической диссоциации, изложенную им в 1887 г. Основные положения этой теории следующие:

- При растворении в воде электролиты распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные частицы, которые называются ионами (катионы и анионы).
- При прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита положительно заряженные ионы движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы движутся к аноду.
- Не все электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы. Степень распада зависит от его с-ции, температуры и природы растворителя.



Большой вклад в ТЭД внесли ученые: Каблуков, Кистяковский, Менделеев. Они рассматривают процессы диссоциации с точки зрения, взаимодействия растворимого вещества с молекулами растворителя. Пример:



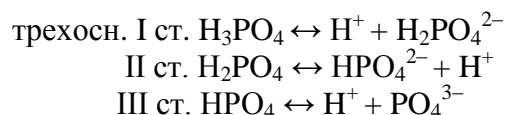
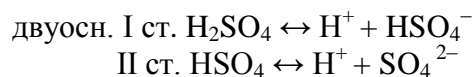
Полярные молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к ионам  $\text{Na}^+$ , а положительными к ионам  $\text{Cl}^-$ .

Сильные электролиты – все неорганические соединения (сильные кислоты, сильные основания, соли). Соли все подвергаются диссоциации.

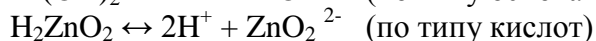
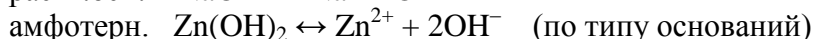
$\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сильные основания, сильная кислота;  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  – слабые основания, любая кислота.

2. Диссоциация кислот, солей, оснований.

1. Диссоциация кислот: одноосн.  $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$



2. Диссоциация оснований:



3. Диссоциация солей:



- б) кисл.соли I  $\text{KHSO}_4 \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$  (кисл.)  
 II  $\text{HSO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$   
 в)  $\text{Mg(OH)Cl} \leftrightarrow \text{Mg(OH)}^+ + \text{Cl}^-$  (дисс.осн.соли)

### 3. Степень диссоциации.

Степень диссоциации  $\alpha = \frac{\text{число диссоц-х молекул}}{\text{общ.число молекул}}$  или  
 $\alpha = \frac{C \text{ диссоц-х молекул}}{C \text{ общ.число молекул}}$

например, в 0,05 М (нормальном молекулярном растворе)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  распадается на ионы только  
 $C_{\text{дисс.ионов}} = 0,01$  моль.

Контрольные вопросы:

1. Кто является основателем ТЭД и каковы основные положения?.
2. Дайте определение кислот, оснований и солей .
3. Что такое степень диссоциации?

## Урок 4

**Тема: Окислительно-восстановительные реакции. Гидролиз солей**

**План:**

1. Общие характеристики окислительно-восстановительных реакций.
2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
3. Гидролиз солей.
4. Амфотерные гидроксиды.

К окислительно-восстановительным реакциям относят реакции, в ходе которых изменяется степень окисления элементов. Эти реакции принадлежат к числу самых распространенных химических реакций. Реакции окислительно-восстановительные протекают при горении твердого, жидкого и газообразного топлива. Почти все металлы получают восстановлением из руд.

В настоящее время процессы окисления и восстановления объясняют при помощи электронной теории, согласно которой окислением называют потерю частицей (атомом, ионом или молекулой) электронов, а восстановлением – приобретение электронов.

Процессы окисления-восстановления всегда связаны с переходом (отдачей или присоединением) электронов и сопровождаются соответственно увеличением или уменьшением валентности элемента.

Окислителем называют вещество, получающее электроны от окисляющегося вещества.

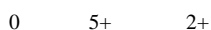
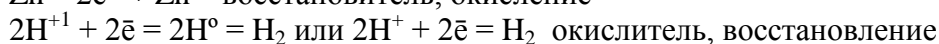
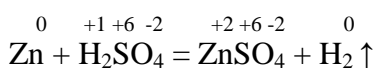
Восстановителем называют вещество, отдающее электроны другому веществу. Например, при окислении серы до двуокиси серы процесс может быть схематически записан следующим образом:  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$  .

Здесь сера – восстановитель, она отдает электроны, а кислород – окислитель, он принимает электроны.

Реакции окисления и восстановления неразрывно связаны друг с другом и никоим образом не могут рассматриваться изолированно друг от друга. Именно поэтому эти процессы теперь называют реакциями окисления-восстановления.

Для этого, чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо знать, какие из участвующих в реакции атомов или ионов отдают электроны, и к каким атомам или ионам они переходят.

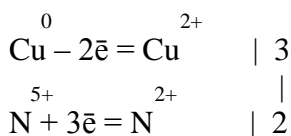
Реакции, протекающие с изменением степени окисления, связанные с перегруппировкой электронов, называют окислительно-восстановительными.



Например,  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  определим степень окисления



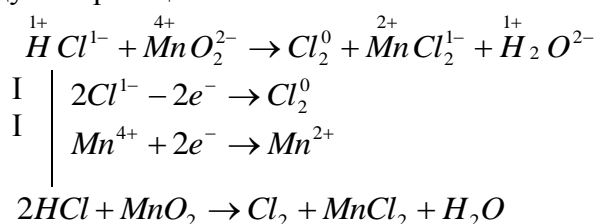
Окислителем здесь является  $\text{HNO}_3$ , а восстановителем – медь. Чтобы уравнять число отдаваемых и получаемых электронов нужно первое равенство утроить ( $3 \cdot 2 = 6$ ), а второе удвоить ( $2 \cdot 3 = 6$ ).



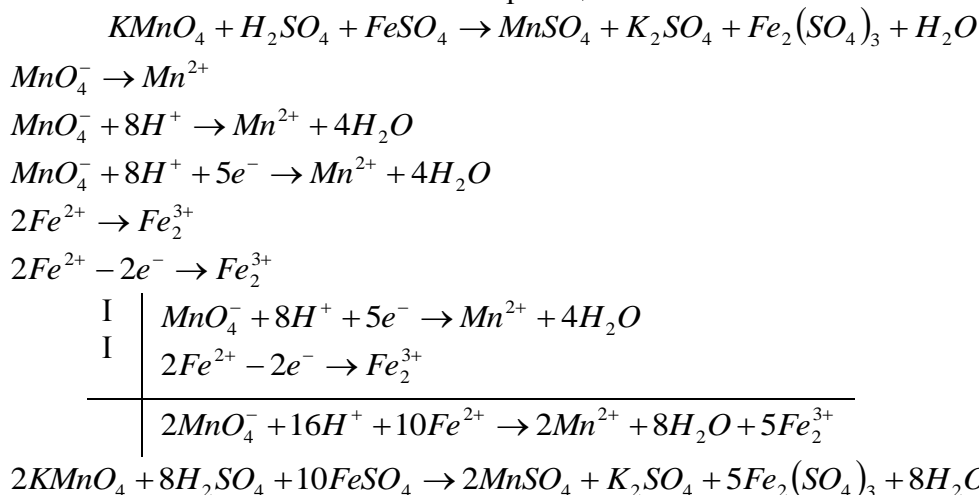
### Составление уравнений окислительно-восстановительных реакции

Для составлений уравнений окислительно-восстановительных реакций используют методы полуреакций и электронного баланса.

1. Метод электронного баланса. Чтобы составить уравнение реакции с помощью этого метода нужно знать степень окисления атомов веществ вступивших в реакцию и продуктов реакции.

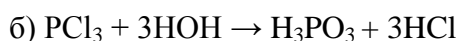
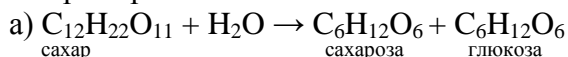


2. Метод полуреакций. Этот метод иногда называют ионно-электронным. Потому что для того, чтобы составить уравнение реакции, нужно сначала составить ионные уравнения. На примере этого метода можно рассмотреть механизм протекания окислительно-восстановительных реакций.



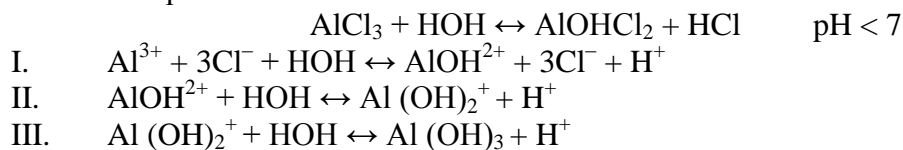
3. Гидролиз – это процесс обмена веществ с водой. Гидролиз солей является обратным процессом и рассматривается как частный случай химического равновесия, подчиняющийся Закону действия масс. Гидролизу подвергаются органические и неорганические соединения. Среди органических могут быть белки, жиры, сложные эфиры. Среди неорганических сильные кислоты, сильные основания, слабые кислоты, слабые основания, соли образующиеся с сильным основанием и сильной кислотой, а также слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз является частным случаем разложения веществ водой, т.е. сольволизом.

Например:



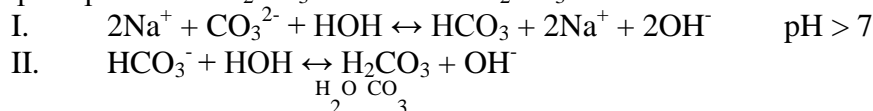
По способности химических соединений вступать в реакцию с водой различают случаи гидролиза:

а) если соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Например:



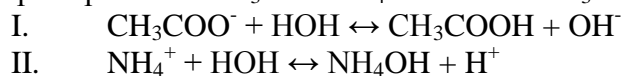
б) если соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты.

Например:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HOH} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH}$



в) если соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты.

Например:  $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$



$$\alpha \text{CH}_3\text{COOH} \approx \alpha \text{NH}_4\text{OH} \quad \alpha - \text{степень диссоциации}$$

Здесь гидролиз протекает и по катиону и по аниону, слабые кислоты и слабые основания.

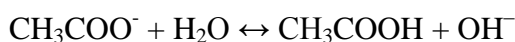
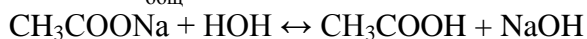
г) если соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты  
 $2\text{NaCl} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl}$

В данном случае эти соли вообще не подвергаются гидролизу, т.е. гидролиз идет необратимо, протекая до конца. Количественной характеристикой процесса гидролиза является степень гидролиза.

Степень гидролиза – это отношение концентрации гидролизованной части соли к общей концентрации соли в растворе.

h – степень гидролиза

$$h = \frac{C_{\text{гидр. соли}}}{C_{\text{общ}}} * 100\%$$



$$K_{\text{гидр}} = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] =$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot \text{K}_{\text{H}_2\text{O}} / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] = \text{K}_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{g}} \rightarrow \text{K}_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

K – константа гидролиза

$$h = \sqrt{K_{\text{гидр}} / C} \quad K_{\text{g}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad K_{\text{w}} / K_{\text{g}} = K_{\text{гид}}$$

Чем больше диссоциирует (чем > K<sub>g</sub>) кислота и основание, тем меньше будет проходить гидролиз соли, образованный этой кислотой или этим основанием.

Факторы, влияющие на процесс гидролиза:

1. Прибавление к раствору соли другого электролита.
2. Изменение с-ции раствора, а именно, чем < K соли, тем выше (↑) гидролиз.
3. Зависит от природы соли.
4. Влияние от температуры, чем выше температура, тем выше степень гидролиза.

Сильные основания:

NaOH

KOH

Ba(OH)<sub>2</sub>

Ca(OH)<sub>2</sub>

Слабые кислоты:

CH<sub>3</sub>COOH

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

HNO<sub>2</sub>

Амфотерные гидроксиды.

Это соединения, которые одновременно проявляют свойства кислот и оснований.

Среди таких гидроксидов различают:

Cr(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Co(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>, Sn(OH)<sub>3</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, т.е. эти соединения посылают в раствор как ионы H<sup>+</sup> (водорода), так и ионы OH<sup>-</sup>. Свойства амфотерных гидроксидов проявлять как свойства оснований, так и свойства кислот носит общее название амфотерность.

Амфотерные гидроксиды широко используют для разделения смесей, а также для обнаружения отдельных ионов.

Контрольные вопросы:

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции?
2. Как протекает окислительный процесс?
3. Как протекает восстановительный процесс?
4. Что называют гидролизом солей?
5. Какие соли подвергаются гидролизу и почему?
6. Что такое амфотерность?

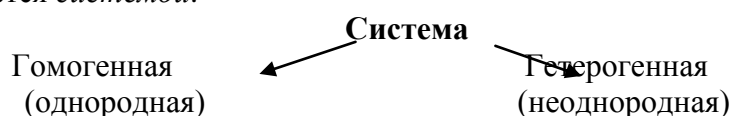
## Урок 5

**Тема: Растворы. Способы выражения концентраций растворов.**

**План:**

1. Общие понятия о растворах.
2. Процесс растворения.
3. Растворимость.
4. Способы выражения концентраций растворов.

1. Совокупность веществ, принимающих участие в данном физико-химическом процессе называется *системой*.



**Гомогенная система** – это такая система, если её составляющие части с различными свойствами не разделены поверхностью ее раздела (смесь газов в воздухе), т.е. системы, состоящие из одной фазы.

**Гетерогенная система** – состоит из одного или нескольких веществ с различными свойствами, отделенных друг от друга границей раздела или поверхностью раздела, т.е. системы, состоящие из двух или нескольких фаз (насыщенный раствор, выпавший в осадок).

Гомогенная часть системы называется фазой, т.е. фаза агрегатного состояния вещества. Таким образом, **растворами** называются гомогенные системы, состоящие из растворенных веществ, растворителя и продуктов их взаимодействия.

Растворы бывают: *разбавленными* и *концентрированными*, в зависимости от количества растворенного вещества.

*Концентрированные* растворы имеют в избыточном количестве растворенное вещество, а *разбавленные* имеют меньшее количество растворенного вещества по сравнению с растворителями.

По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твёрдыми (многие сплавы металлов). Размеры частиц в истинных растворах - менее 10<sup>-9</sup> м (порядка размеров молекул).

Ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные растворы

**Насыщенным** называется раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворённого вещества.

**Ненасыщенный раствор** - раствор, содержащий меньше вещества, чем в насыщенном.

**Перенасыщенный раствор** - раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном.

## 2. Процесс растворения

При растворении протекают одновременно 2 процесса: физический – это равномерное распределение частиц растворенного вещества по всему объему раствора; химический – это взаимодействие молекул растворителя с растворенным веществом.

Гидратная теория растворов разработана с Д.И. Менделеевым, согласно которой: между частицами растворенного вещества и молекулами воды образуются химические соединения, называемые *гидратами*, а процесс *гидратацией*, в случае неводного растворителя процесс называется *сольватация*. Кристаллогидраты (кристаллические вещества) это вещества, состоящие из солей, связанные с определенным числом или с определенным количеством молей воды.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  кристаллогидрат сульфата меди

$\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  кристаллогидрат хлорида бария

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  кристаллогидрат карбоната натрия

## 3. Растворимость

По способности растворяться в воде вещества подразделяют на:

- 1) хорошо растворимые  $\text{NaOH}$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- 2) малорастворимые  $\text{KClO}_3$  бертолетова соль
- 3) нерастворимые  $\text{CuS}$ ,  $\text{AgS}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Мерой растворимости служит концентрация его насыщенного раствора при данной температуре. Количественно растворимость принято выражать числом граммов вещества, которое при данной температуре можно растворить в *100 гр* растворителя.

**4. Концентрацией** раствора называется количество растворенного вещества, содержащегося в единице объема или массы раствора и растворителя.

Растворы могут выражаться следующим образом:

1) Молярная концентрация ( $C_M$ ) или молярность выражается числом моли растворенного вещества, содержащегося в одном литре раствора.  $C_M = \frac{m \cdot 1000}{\mu \cdot V}$  моль/л

2) Нормальная концентрация или нормальность ( $C_N$ ) – это количество 1 грамм-эквивалента растворенного вещества в 1 литре раствора  $C_N = \frac{m \cdot 1000}{\text{Э} \cdot V}$  г-эquiv/л

$$\text{Э}_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{атомводорода}(\text{кислотныйостаток})}$$

$$\text{Э}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{атомметалла} * \text{валентностьметалла}}$$

3) Процентная концентрация - это количество граммов растворенного вещества в 100гр раствора.  $C\% = \frac{m_{\text{раств.вещ}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$   $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{раств.вещ}} + m_{\text{р-ля}}$

4) Моляльная концентрация или моляльность ( $C$ )– выражается числом молей растворенного вещества в 1000гр или в 1кг растворителя.  $C = \frac{\nu}{m}$  моль/кг.

Контрольные вопросы:

1. Что такое растворы?

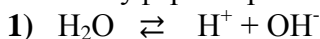
2. Что такое концентрация?
3. Что такое процентная концентрация?
4. Что такое молярная, нормальная концентрации?

### Урок 6.

**Тема: Диссоциация воды. Водородный показатель.**

**План:**

1. Ионное произведение воды.
2. Водородный показатель.
3. Буферные растворы.



$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  г/моль, рН=7 (нейтральная)

**Ионное произведение воды** – это произведение концентрации ионов водорода и ионов гидроксидов при постоянной температуре 22°C есть величина постоянная.

При диссоциации воды одинаковое количество ионов водорода ионов гидроксидов. Растворы, в которых концентрация ионов водорода равна концентрации ионов гидроксидов называются нейтральными.

По концентрации ионов водорода можно судить о среде:

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  – нейтральная среда, рН=7

$[\text{H}^+] > 10^{-7} > [\text{OH}^-]$  – кислая среда, рН < 7

$[\text{H}^+] < 10^{-7} < [\text{OH}^-]$  – щелочная среда, рН > 7

**рН = - lg [H<sup>+</sup>] – водородный показатель**

**Водородный показатель** – это десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком. Н-р,

1) рН=6 рН = - lg 10<sup>-6</sup> = 6 [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-6</sup> мол/л

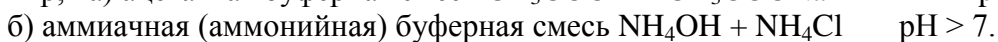
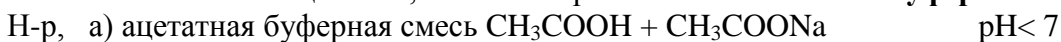
2) рН=9 рН = - lg 10<sup>-9</sup> = 9 (щелочная среда) [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-9</sup> мол/л

Зависимость ионов водорода и величины рН можно показать в следующей схеме:

|                   |                 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                   |                      |
|-------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-------------------|----------------------|
| [H <sup>+</sup> ] | 10 <sup>0</sup> | 10 <sup>-1</sup> | 10 <sup>-2</sup> | 10 <sup>-3</sup> | 10 <sup>-4</sup> | 10 <sup>-5</sup> | 10 <sup>-6</sup> | 10 <sup>-7</sup> | 10 <sup>-8</sup> | 10 <sup>-9</sup> | 10 <sup>-10</sup> | до 10 <sup>-15</sup> |
| рН                | 0               | 1                | 2                | 3                | 4                | 5                | 6                | 7                | 8                | 9                | 10                |                      |
| среда             | сильнокислая    |                  |                  | слабокислая      |                  |                  | нейтральная      | слабощелочная    |                  |                  | сильнощелочная    |                      |

Свойства некоторых растворов сохранять постоянную концентрацию ионов водорода при добавлении и разведении небольших количеств сильной кислоты или щелочи называется **буферным действием**.

А растворы, рН которых почти не изменяется от прибавления небольших порций сильных кислот или щелочей, а также от разбавления называют **буферными системами**.



Количество грамм-эквивалентов (г-экв) сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо добавить к 1 литру буферного раствора называется **буферной емкостью**. Предназначенная для изменения рН на единицу.

Контрольные вопросы:

1. Как определяют концентрацию диссоциации воды?
2. Определение водородного показателя.
3. Охарактеризуйте буферные системы.

## Урок 7.

### Тема: Комплексные соединения.

#### План:

1. Общая характеристика комплексных соединений.
2. Классификация комплексных соединений.

Комплексным соединениям характерно образовывать внешнего координационную сферу и внутреннюю координационную сферу.

Комплексные соли состоят из:

1. комплексный ион: а) комплексный катион; б) комплексный анион;
2. комплексообразователь;
3. лиганд;
4. ион внешней сферы.



Co – компл. образования

NO<sub>2</sub> – лиганды

координационное число = 6 (к.ч.)

Координационное число показывает число лигандов, связанных с комплексообразователем. Na<sup>+</sup> - ион внешней сферы.

#### Внутренняя координационная сфера:

|                       |  |
|-----------------------|--|
| Комплексообразователь | лиганды (или адденды)                  |
| или центр. ион        | [K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] |

Комплексные ионы могут иметь как положительный, так и отрицательный заряд. Он рассчитывается алгебраическим путем. Заряд комплексного иона равен заряду центр.иона, если лигандами являются нейтральные молекулы (NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O).

Если же комплексообразователь связан с лигандами, которые являются ионами Cl<sup>-</sup>, CN<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, то заряд комплексного иона = алгебраической сумме простых ионов. Например, для [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> заряд находят так:

а) [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> (+3) + (-6) = -3

б) [Ag(CN)<sub>2</sub>]<sup>-</sup> (+1) + (-2) = -1

в) [Pt(Cl<sub>6</sub>)]<sup>4-</sup> (+2) + (-6) = -4

а) Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>] - комплексная соль гекса нитро (II), кобальт натрия

Co<sup>3+</sup> - комплексообразователь

NO<sub>2</sub> – лиганды

[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> - комплексный анион

Na<sup>+</sup> - ион внешней сферы

б) [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Cl - комплексная соль, хлорид диаминосеребра

[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>1+</sup> - внутренняя среда

Ag<sup>+</sup> - комплексообразователь

NH<sub>3</sub> – лиганд

[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>1+</sup> - комплексный катион

Cl<sup>-</sup> - ион внешней сферы

в) [PtCl<sub>2</sub>(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>] - комплексная соль, диаминодихлороплатина

[PtCl<sub>2</sub>(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>] - внутренняя среда

Pt<sup>+2</sup> - комплексообразователь

ClNH<sub>3</sub> – лиганды

[PtCl<sub>2</sub>(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>] – комплексная молекула. В данном случае комплексный ион электронейтрален и не содержит внешней среды.

### Номенклатура комплексных соединений.



Наименования комплексных соединений имеют различное происхождение. Одни из них называют по фамилии предложенного их ученого (реактивы Чугаева, Несслера), другие – по старым методам получения (кр.кров., желт.кровюсоль), третьи – по строго выбранным названиям (берлинская лазурь, турнбулевская синь:

$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$  – турнбулевская синь;  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  – берлинская лазурь).

Рациональная номенклатура была предложена Вернером. При этом входящие в комплекс лиганды условились называть так:  $\text{H}_2\text{O}$ -акво,  $\text{NO}$ -нитро,  $\text{OH}$ -гидроксо,  $\text{NH}_3$ -амино,  $\text{NO}_2^-$ -нитрито,  $\text{Cl}^-$ -хлоро,  $\text{CN}$ -циано,  $\text{SCN}$ -родано,  $\text{C}_2\text{O}_4$ -оксолато.

Число лигандов обозначены греческими числителями: моно, ди, дека, окто... Величину заряда комплексообразователя обозначают добавлением к его названию особых суффиксов: 1) однозарядные комплексообразователи – a. Например: аргента; 2) двухзарядные o. Например: купро  $\text{Cu}^{2+}$ , ферро  $\text{Fe}^{2+}$ , 3) трехзарядные – добавляют i. Например:  $\text{Fe}^{3+}$ -ферри,  $\text{Bi}^{3+}$ -висмути,  $\text{Ni}^{3+}$ -никели; 4) четырехзарядные e. Например:  $\text{Pt}^{4+}$ -плате.

а) по рациональной номенклатуре названия комплексных соединений с комплексным катионом образуют следующим образом: сначала пишут греч. числительное, показывающее число лигандов-анионов, и их наименований; затем добавляют числительное, показывающее количество лигандов – нейтральных молекул (если они имеются) и их названия; далее идет название комплексообразователя с суффиксом, показывающим величину его заряда, в конце пишут название аниона внешней сферы. Например:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$  – хлоропентаолино-кобальти нитрат.

б) если имеется комплексный анион вначале пишут греч. числительное, показывающее число лигандов, затем название лигандов, далее идет название комплексообразователя с суффиксом, обозначающим его заряд и с окончанием -ат, в конце называют анион внешней сферы. Например:  $\text{K}_2[\text{CuCl}_3]$  – трихлоркупрат калия.

#### По международной номенклатуре.

От рациональной она отличается тем, что величину заряда комплексообразователя показывает не суффиксом, а римской цифрой, взятой в скобки. При написании названия комплексного катиона цифру, показывающую заряд комплексообразователя ставят название металла.

Контрольные вопросы:

1. Что такое комплексные соединения?
2. Номенклатура комплексных соединений.

### **Урок 8.**

**Тема: Основные понятия качественного анализа.**

**План:**

1. Характеристика качественного анализа
2. Основные принципы качественного анализа.
3. Капельный метод.
4. Макро-, полумикро и микроанализ.

Аналитическая химия делится на два раздела: качественный и количественный анализ. Химический анализ (определение химического состава) веществ и материалов имеет целью обнаружение, идентификацию, разделение и определение химических элементов и их соединений, а также выяснение химического состава веществ.

В *качественном химическом анализе* аналитический сигнал получают в результате проведения химической реакции.

Химическое превращение анализируемого вещества при действии аналитического реагента с образованием продуктов с заметными аналитическими признаками (сигналами) называют *аналитической реакцией*, *частной реакцией* или *реакцией открытия*. Вещество,

которым действуют на открываемый компонент, называют *аналитическим реагентом* или *реактивом* на открываемый ион.

Аналитическим сигналом может быть цвет и его изменение, запах, выделение газообразных продуктов, окрашивание пламени, образование люминесцирующих соединений, выпадение или растворение осадка.

В случае образования осадка, кроме самого факта выпадения, аналитическим сигналом может служить его цвет, форма (кристаллическая или аморфная), а также характерная форма кристаллов.

Аналитические реакции, согласно рекомендации ИЮПАК, подразделяют на *специфические* и *избирательные (селективные)* методы, реакции и реагенты.

*Специфическими* называют те методы, реакции или реагенты, с помощью которых в данных условиях можно обнаружить только одно вещество; *избирательными* — методы, реакции и реагенты, позволяющие обнаружить небольшое число веществ.

Специфические реагенты и реакции позволяют обнаружить данное вещество или ион в присутствии других веществ или ионов.

Селективные реагенты и реакции позволяют обнаружить несколько веществ или ионов. Таких реагентов и реакций известно существенно больше, чем специфических.

Избирательность достигается правильным выбором и установлением соответствующих *условий реакции*. К факторам, определяющим *условия протекания реакции*, относят pH, температуру, концентрации открываемого и посторонних ионов, природу растворителя (вода, органические или водно-органические среды). Реакции или реагент можно сделать более избирательными или даже специфичными варьированием pH, концентраций, маскированием, изменением степени окисления элементов, температуры. Реагенты по их избирательности можно разделить на три группы:

1. *Специфические реагенты* — например: крахмал для обнаружения  $I_2$ ; NaOH для открытия  $NH_4^+$ .
2. *Избирательные (селективные) реагенты* — например: диметилглиоксим в аммиачной среде реагирует с Fe(II), Co(II), Ni(II), Zr(IV) и Th(IV).
3. *Групповые реагенты* — например: HCl осаждает нерастворимые хлориды Ag(I), Hg(I), Tl(I), Pb(II).

Групповые и селективные реагенты, образующие малорастворимые соединения с ионами, используют при разделении катионов на *аналитические группы*. Ионы, осаждаемые данным групповым реагентом, образуют аналитическую группу ионов. Используемый групповой реагент и условия осаждения определяют состав аналитической группы ионов.

Анализ смеси ионов — трудная аналитическая задача, поскольку посторонние ионы могут препятствовать открытию интересующего нас иона. Такие ионы называют *мешающими*. Помехи со стороны сопутствующих ионов начинают проявляться при определенном соотношении открываемых и мешающих ионов и усиливаются с увеличением концентрации последних. Причинами *мешающего* влияния при открытии ионов могут быть:

1. Образование (мешающими ионами) при действии реагента соединений, аналогичных аналитической форме открываемого иона, и генерирование ими такого же сигнала, что и аналитический сигнал открываемого иона.
2. Образование (мешающими ионами) соединений, препятствующих наблюдению аналитического сигнала.
3. Вероятность проведения аналитической реакции открытия невелика, например, в результате связывания реагента мешающими ионами.

Для устранения мешающего влияния сопутствующих ионов используют два пути:

- *избирательное распределение* компонентов анализируемой системы между двумя разделяющимися фазами (методы *разделения или отделения*). В практике качественного анализа наибольшие значения имеют осаждение, экстракция и хроматография;
- *маскирование* мешающих ионов. Для этого используют химические реакции, протекающие в той же фазе, что и реакции обнаружения, и приводящие к уменьшению концентрации мешающего иона или реагента. Для маскирования и

демаскирования применяют реакции комплексообразования, кислотно-основные и окислительно-восстановительные.

Реальные объекты всегда многокомпонентны, часто и многофазны. Для открытия каждого иона необходимо:

- создать условия протекания частной реакции;
- устранить мешающее влияние сопутствующих компонентов;
- зарегистрировать аналитический сигнал.

Возможны два пути решения этой задачи: проведение *систематического качественного химического анализа или дробное обнаружение ионов*.

Последовательное разделение ионов на отдельные аналитические группы методом осаждения групповыми реагентами (или иным образом) называют *систематическим ходом анализа*.

*Метод дробного обнаружения* основан на применении специфических и селективных реагентов без разделения на группы. Мешающее влияние сопутствующих ионов устраняют, используя приемы маскирования, а также применяя более селективные или специфические реагенты.

Возможности дробного открытия ионов были существенно расширены благодаря применению органических реагентов, значительная часть которых специально синтезирована для повышения селективности реакций обнаружения. Широкие возможности органических реагентов связаны, во-первых, с их многообразием и, следовательно, возможностью выбора подходящего реагента, а во-вторых, с разнообразием свойств образуемых ими комплексов, таких, как устойчивость, растворимость, летучесть, окраска, окислительно-восстановительные свойства. Метод дробного определения может быть применен к анализу аналитических групп ионов, выделенных групповыми реагентами.

Таким образом, процедура качественного химического анализа представляет собой последовательное отделение аналитических групп с дальнейшим открытием входящих в них ионов систематическим или дробным методами.

*Характеристика чувствительности аналитической реакции* выражается в том, что аналитические реагенты и аналитические реакции позволяют обнаруживать определяемое вещество в пробе, если его содержание превышает некоторый минимальный предел. Если концентрация определяемого вещества ниже этого предела, то и концентрация аналитической формы окажется настолько незначительной, что невозможно будет зарегистрировать аналитический сигнал.

*Предел обнаружения* — минимальная концентрация или минимальное количество вещества, которое может быть обнаружено данным методом с какой-то допустимой погрешностью. Его обозначают  $c_{minP}$ , где  $P$  — доверительная вероятность. Чувствительность характеризует изменение сигнала с изменением концентрации и выражается *коэффициентом чувствительности*, который численно равен тангенсу угла наклона линейной зависимости аналитического сигнала от концентрации.

Предел обнаружения в качественном анализе традиционно называли *открываемым минимумом*. В настоящее время в качественном анализе используется большое число реагентов и частных реакций с низкими пределами обнаружения. Обычно для открытия ионов применяют реакции с пределом обнаружения  $10^{-7}$  г (0,1 мкг) в 1 мл раствора. Физические методы позволяют открыть элементы в твердых образцах с пределом обнаружения менее  $10^{-15}$  г.

В химических методах качественного анализа предел обнаружения может быть существенно понижен при использовании органических реагентов, особенно в случае образования открываемым ионом смешано-лигандных комплексов. Для этих же целей используют ряд приемов практического проведения реакции — таких, как микрокристаллоскопический анализ, капельный анализ, флотация, жидкостная экстракция, метод умножения реакций, каталитические и люминесцентные реакции, реакции на носителях.

Предел обнаружения, наряду с избирательностью, является важнейшей характеристикой реакции и метода анализа.

$$C_{\text{мин}} = \frac{V_{\text{мин}} * V_{\text{фон}}}{S} \text{ или мин} = \frac{V_{\text{мин}} V_{\text{фон}}}{S}.$$

### 3. Капельный анализ.

Этот метод был применен Н.А. Тананевым и независимо от него австрийским ученым Ф. Файглом. Дальше этот метод развили ученые Л.М. Гульдбер, В.И. Кузнецов, И.М. Коренман и др.

Капельный анализ, метод микрохимического качественного и полуколичественного анализа, в котором исследуемый раствор и реагенты берут в количестве нескольких капель. Для обнаружения определённых ионов используют характерные цветные реакции, которые проводят на фильтровальной бумаге, часовом стекле, капельной пластинке, в микротигле. В капельном анализе применяют реагенты, обладающие высокой чувствительностью и селективностью. Благодаря этому определяемые ионы могут быть обнаружены в присутствии др. компонентов исследуемого раствора. Полуколичественные определения (капельная колориметрия) выполняют путём сравнения интенсивности окраски пятен, полученных на фильтровальной бумаге, с окраской стандарта. Капельный анализ отличается быстротой выполнения, простотой аппаратуры и высокой чувствительностью (открываемый минимум искомых ионов составляет 0,1-0,01 мкг). Метод широко применяют для идентификации веществ и контроля их чистоты, анализа руд и минералов, в биохимическом анализе и для многих др. целей. Капельный анализ особенно удобен в полевых условиях, а также для экспресс-анализа технических объектов.

### 4. Макро-, полумикро и микроанализ.

В зависимости от метода качественного анализа меняется оборудование лаборатории и техника выполнения анализа. В связи с этим выделяют макроанализ, полумикроанализ, микроанализ, субмикроанализ, ультрамикроанализ. В макрометодах для проведения химических реакций используют колбы, химические стаканы, большие пробирки. При использовании большого количества анализируемого вещества данный метод малочувствительный, длительный при реализации и неэкономичный. Противоположностью является ультрамикроанализ, характеризующийся высокой чувствительностью, однако реакций, обладающих столь низким пределом обнаружения, на практике очень мало. Поэтому, в основном, в химических лабораториях используют микро- и полумикрометоды анализа. Классификация методов анализа

| Общее название       | Новое название     | Количество исследуемого вещества    |                                     |
|----------------------|--------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
|                      |                    | г                                   | мл                                  |
| Макроанализ          | Грамм-метод        | 1 – 10                              | 10 – 100                            |
| полумикроанализ      | Грамм - метод      | 0,05 – 0,5                          | 1- 10                               |
| Микроанализ          | Миллиграмм - метод | 0,001 – 10 <sup>-6</sup>            | 0,1 – 10 <sup>-4</sup>              |
| Ультромикроанализ    | Микрограмм- метод  | 10 <sup>-6</sup> – 10 <sup>-9</sup> | 10 <sup>-4</sup> -10 <sup>-6</sup>  |
| Субмикроанализ       | Нанограмм - метод  | 10 <sup>-9</sup> -10 <sup>-12</sup> | 10 <sup>-7</sup> -10 <sup>-10</sup> |
| Субультромикроанализ | Пикограмм - метод  | 10 <sup>-12</sup>                   | 10 <sup>-10</sup>                   |

Контрольные вопросы:

1. Дайте характеристику качественному анализу.
2. Каковы основные принципы качественного анализа?.
3. Методика капельного анализа.
4. Что такое макро-, полумикро-, и микроанализ?

## Урок 9

Тема: Аналитическая классификация катионов и анионов.

План:

1. Аналитическая классификация катионов по кислотно-основному принципу
2. Классификация катионов по сероводородному принципу
3. Классификация катионов по аммиачно-фосфатному принципу

Аналитическая классификация катионов лежит в основе периодического закона. Катионы можно разделить на несколько групп:

1. Аналитическая классификация катионов по кислотно-основному принципу
2. Классификация катионов по сероводородному принципу
3. Классификация катионов по аммиачно-фосфатному принципу

### 1. Аналитическая классификация катионов по кислотно-основному принципу.

| группа | Катионы  | Групповой реагент           | Растворимость соединений                                    |
|--------|--|-----------------------------|---|
| I      | $K^+, Na^+, NH_4^+$  | нет                         | Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы в воде             |
| II     | $Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}$   | $2H * HCl$                  | Хлориды не растворяются в воде                              |
| III    | $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+} (Pb^{2+})$                                      | $2H * H_2SO_4$              | Сульфаты не растворяются в воде и в кислотах                |
| IV     | $Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}, Sn^{4+}, As^{+5}, As^{+3}, (Se^{+3})$ | $4H * NaOH$<br>(конц) (изб) | Гидроксиды растворяются в избытке амфотерных гидроксидов    |
| V      | $Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Bi^{3+}, Sb^{+5}$                     | $25\% - NH_4OH$<br>(изб)    | Гидроксиды не растворяются в избытке амфотерных гидроксидов |
| VI     | $Cu^{2+}, Hg^{2+}, Pb^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$                              | $25\% NH_4OH$<br>(изб)      | Гидроксиды растворяются в избытке с образованием комплексов |

### 2. Классификация катионов по сероводородному принципу

| группа | Катионы   | Групповой реагент  | Состав осадка  | Растворимость соединений  |
|--------|---|--|--|---|
| I      | $Li^+, Na^+, K^+, NH_4^+, Mg^{2+}$                              | нет  | нет  | Сульфиды, карбонаты, хлориды и гидроксиды мало растворимы в воде    |
| II     | $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$                                     | $(NH_4)_2CO_3$<br>$(NH_3 + NH_4Cl$<br>$pH9,25)$              | $BaCO_3, CaCO_3$<br>$SrCO_3$   | Сульфиды и хлориды мало растворимы в воде                           |
| III    | $Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+}, Mn^{2+}, CO^{2+}$ | $(NH_3 + NH_4Cl,$<br>$pH9,25)$                               | $Al(OH)_3, Fe_2S_3,$<br>$Cr(OH)_3, FeS, ZnS$<br>$CoS, NiS,$<br>$MnS$ | Хлориды мало растворимы в воде, сульфиды мало растворимы в кислотах |
| IVa    | $Cu^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+}, Bi^{3+}$                            | $H_2S(HCl pH0,5)$  | $CuS, CdS,$<br>$HgS,$<br>$Bi_2S_3$                                   | Сульфиды не растворяются в разбавленных кислотах и полисульфидах    |
| IVб    | $Sn^{2+}, Sn(IV), Sb(III), Sb(V)$                               | $Na_2S$ или<br>$(NH_4)_2S$<br>$(NH_3 + NH_4Cl,$<br>$pH9,25)$ | Нет в растворах:<br>$Na_3SbS_3,$<br>$NaSbS_4$<br>$Na_2SnS_3)$        | Сульфиды не растворяются в кислотах но мало растворимы в            |

|   |                            |       |                                |   |
|---|----------------------------|-------|--------------------------------|---|
|   |                            |       |                                | $(NH_4)_2S$ ,<br>$Na_2S$ ,<br>$(NH_4)_2S_2$ |
| V | $Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}$ | $HCl$ | $AgCl$ ,<br>$PbCl_2, Hg_2Cl_2$ | Хлориды не растворимы в воде и в кислотах   |

### 3. Классификация катионов по аммиачно-фосфатному принципу

| группа | Катионы  | Групповой реагент     | Растворимость соединений  |
|--------|--|-----------------------|---|
| I      | $Ag^+, Pb^{2+}, Ag^{2+}, Sn^{2+}, Sn(IV), Sb^{3+}$     | $HCl$                 | Хлориды не растворяются в воде.   |
| II     | $Sb(V)$  | $HNO_3$ (при кипении) | Метасурьмяная кислота не растворяется в воде  |
| IIIа   | $Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+}, Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}$ | $(NH_4)_2HPO_4$       | Фосфат не растворяются в воде, в избытке аммиака, мало растворимы в уксусной кислоте                    |
| IIIб   | $Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{3+}$                            | также                 | Фосфаты не растворяются в воде, уксусной кислоте и в избытке аммиака, мало растворимы в соляной кислоте |
| IV     | $Cl^{2+}, Cu^{2+}, Hg^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Zn^{2+}$ | также $+NH_3$ избыток | Фосфаты растворяются в избытке реагента, образуя комплексы  |
| V      | $Na^+, K^+, NH_4$                                      | нет                   | Хлориды, нитраты и фосфаты мало растворимы в воде   |

### В качественном анализе анионы делятся на три группы.

| группа | Анионы   | Групповой реагент                           | Растворимость соединений                    |
|--------|--|---|---|
| I      | $SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, SiO_3^{2-}, PO_4^{3-}$ | $BaCl_2$ в нейтральной среде или в растворе | Соли бария не растворяются в воде           |
| II     | $Cl^-, Br^-, S^{2-}, J^-$                                | $AgNO_3, HNO_3$                             | Соли серебра не растворяются в воде         |
| III    | $NO_3^-, NO_2^-, CH_3COO^-$                              | нет   | Соли бария и серебра мало растворимы в воде |

Контрольные вопросы:

1. Как классифицируются катионы по кислотно-основной классификации?
2. Что такое групповой реагент?
3. На чем основана классификация анионов?

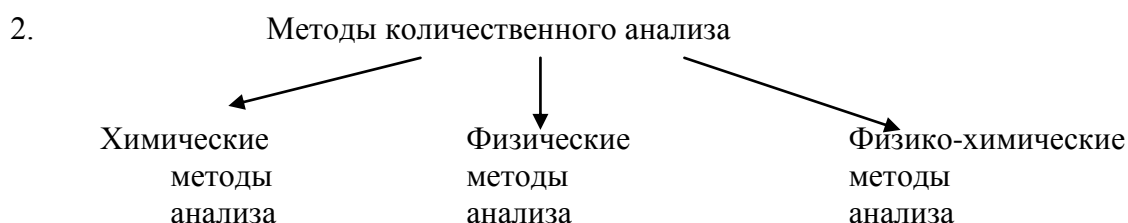
## Урок 10.

### Тема: Предмет и методы количественного анализа

#### План:

1. Задачи и значение количественного анализа.
2. Методы количественного анализа.
3. Ошибки и расчеты в количественном анализе.

1. Задачей количественного анализа является определение количественного или процентного содержания отдельных составных частей в исследуемом веществе. Методом количественного анализа пользуются в биологии, биохимии, химии пищевых продуктов, в медицине, физиологии. Кроме того, количественные методы позволяют определить атомные, эквивалентные и молекулярные массы веществ, константы равновесия,  $pH$ , кислотности, щелочности среды.

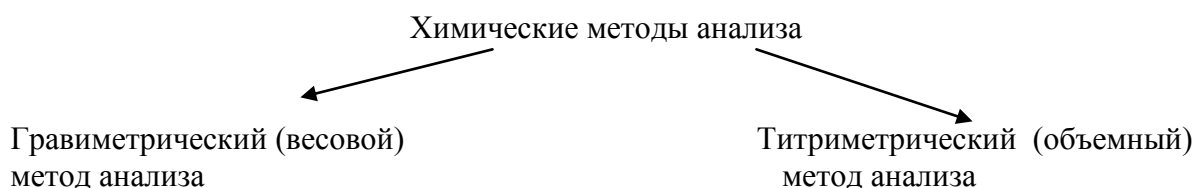


Во всех методах количественного анализа прибегают к точному измерению определенной физической величины; массы ( $m$ ), объема ( $V^3$ ), интенсивности окраски, электрической проводимости ( $\kappa$ ), электрохимического потенциала ( $E$ ), оптической плотности ( $D$ ).

#### Химические методы анализа

Основаны на химических реакциях, для анализа используются только такие реакции, которые сопровождаются наглядным внешним эффектом. Н-р, изменением окраски, выделением, растворением. Эти внешние эффекты будут называться *аналитическим сигналом*.

Происходящие химические изменения называют *химическими реакциями*.



#### Физические методы анализа

Здесь в данном случае к химическим реакциям не прибегают, а изучают физические свойства вещества с помощью приборов. К физическим методам анализа относятся спектральный анализ, люминесцентный, рентгеноструктурный, инструментальные, флуоресцентные, рефрактометрический и т.д.

#### Физико – химические методы анализа

С помощью их изучают физические явления, которые происходят при химических реакциях, данные методы обладают рядом преимуществ, т.к. обладают высокой чувствительностью, экспрессностью, высокой точностью результатов. Среди методов физ-хим. анализа различают оптические методы анализа, которые подразделяются в свою очередь на колориметрические методы, нефелометрические, фотометрические, спектрофотометрические; электрохимические (потенциометрические, кондуктометрические, кулонометрические).

### 3. Расчеты и ошибки

В количественном анализе большое внимание уделяется вычислениям, которые служат заключительным этапом каждого анализа. В основе расчета лежат уравнения реакции, необходимо отметить, что вычисления на основе реакции возможно только для тех процессов, которые являются совсем необратимыми. Для обратимых реакций вычисления возможны с учетом константы равновесия данной реакции. Вычисления проводятся с определенной точностью и в определенной последовательности. В гравиметрии точность определяется точностью взвешивания на аналитических весах, а в титриметрии – точностью измерения объема.

#### Ошибки в количественном анализе.

Ошибки подразделяются на 3 вида:

1. грубые (промахи)
2. случайные
3. систематические

**Грубые ошибки** являются результатом небрежного отношения к работе: ошибочный подсчет разновесок, неправильный отсчет объема по бюретке, ошибки при вычислениях, потеря части осадка, проливание раствора. Их можно обнаружить по резкому отклонению результатов от ожидаемых или по резкому отклонению от повторно выполняемых анализов.

**Систематические ошибки.** К этому виду ошибок относятся ошибки самого аналитика это так называемые психологические ошибки, зависящие от настроения, во-вторых от химической чистоты реактивов, от настроения приборов, от чистоты химической посуды.

**Случайные ошибки.** Возникают при любых измерениях, как бы они тщательно не проводились. Они зависят от помех несовершенных приборов, органов чувств, их нельзя устранить введением поправок, а только их можно уменьшить более тщательной работой.

#### Абсолютная и относительная ошибки

**Абсолютная ошибка** – это разность между истинным и наиболее достоверным значением определяемой величины и полученным результатом.

$$\Delta x_{абс} = m_{ист} - m_{найд}$$

**Относительная ошибка** – это отношение абсолютной ошибки к истинному или среднему значению.

$$\Delta x_{отн} = \frac{\Delta x_{абс} \cdot 100\%}{m_{ист}}$$

Контрольные вопросы:

1. Что такое количественный анализ?
2. Каковы методы количественного анализа.
3. Как определяются систематические и абсолютные ошибки?

### Урок 11.

#### Тема: Титриметрический метод анализа

#### План:

1. Теоретические основы метода.
2. Способы выражения концентрации растворов в титриметрическом методе анализа.
3. Классификация метода.

#### 1. Сущность титриметрического метода анализа.

**Объемный метод** анализа основан на определении концентрации исследуемого раствора по объему рабочего раствора (титранта) пошедшего на титрование.

Процесс пребывания рабочего раствора (титранта) к раствору анализируемого вещества с неизвестной концентрацией (титруемого) раствора или наоборот называют *титрованием*.

Растворы с точно известной концентрацией называются *титрованными*.



Момент, когда эквивалентные (равные) вещества прореагировали называется **точкой эквивалентности** ( $m_{\text{экв}}$ ), т.е. данный момент считается окончанием реакции.

Точку эквивалентности устанавливают по изменению окраски индикатора (индикаторный способ), но иногда прибегают к изменению электропроводности или других свойств раствора (физ-хим. способы). Реакция титриметрических определений должна удовлетворять следующим требованиям:

1. Реакция должна протекать полностью;
2. Скорость хим. реакций должна быть высокой;
3. Не должно протекать побочных реакций;
4. Должен быть способ определения конечной точки титрования.

**Стандартным раствором** называется раствор, с точно известной концентрацией, применяемой для определения концентраций других растворов.

Различают 3 метода титрования:

1. прямое
2. обратно (по остатку)
3. титрование заместителя.

При *прямом титровании* исследуемый раствор непосредственно титруют стандартным раствором.

*Обратное титрование* – применяют тогда, когда анализируемое вещество не реагирует со стандартным раствором или медленно реагирует. В этом случае к раствору прибавляют определенный объем третьего компонента (реагирующего с анализируемым веществом) заведомо в избытке и избыток третьего компонента оттитровывают стандартным раствором. А концентрацию добавляемого раствора третьего компонента устанавливают путем его предварительного титрования стандартным раствором.

*Титрование заместителя* применяют тогда, когда определяемый ион:

- а) непосредственно не реагирует со стандартным раствором;
- б) реагирует с ним в нестехиометрическом соотношении.

Определяемый ион сначала переводят в какое-либо химическое соединение, которое можно было титровать стандартным раствором.

Бывают 2 способа титрования:

1. пипетирование
2. титрование отдельных навесок.

*Способ пипетирования* состоит в том, что навеску исходного или анализируемого вещества растворяют в мерной колбе, разбавляют водой до метки и тщательно перемешивают раствор.

Пипеткой отбирают определенный объем раствор содержащий часть раствора, как говорят, аликвотную часть навески и титруют.

При способе титрования отдельных навесок переносят каждую из них в коническую колбу, растворяют в произвольном объеме воды и титруют целиком.

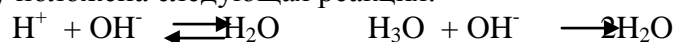
Этот метод требует очень много времени, но зато он более точный, т.к. дает возможность избежать ошибок, связанных с погрешностью в определении емкости мерной посуды. Навеска должна быть равной 20-30 мл стандартного раствора.

**Метод объемного анализа** классифицируется:

1. метод нейтрализации (кислотно – основного взаимодействия)
2. метод окисления восстановления (или окислительно – восстановительный и др)
3. метод осаждения
4. комплексонометрический метод (комплексометрия).

1) *Метод нейтрализации* основан на протекании реакции между кислотами и основаниями.

В основу положена следующая реакция:



$\text{H}_3\text{O}^+$  – ион гидроксония. Здесь реакция протекает с участием индикатора.

*Индикаторы* – это химические соединения, которые способны изменять свою окраску в зависимости от кислотности (ион Н) или щелочности (ОН) среды.

2) *Метод редоксиметрии (ОВР)* основан на окислительно–восстановительных реакциях, которые протекают между рабочим раствором и анализируемым веществом.

3) *Метод осаждения* – основан на реакциях обмена, при которых определяемый элемент (ион) переходит в осадок.

4) *Метод комплексонометрии* основан на определении анализируемого иона, связывающегося с рабочим раствором в виде комплексного соединения.

### Способы приготовления растворов

По способу приготовления растворы делят на 2 вида:

1. приготовленные или стандартные

2. установленные или стандартизированные

Вещества, из которых можно приготовить стандартный раствор называются *стандартными*, они должны отвечать следующим требованиям:

1. должны быть очень чистыми

2. состав должен полностью соответствовать химической формуле

3. должны быть химически устойчивыми, т.е. не разлагаться на воздухе

Если вещества отвечают всем этим требованиям, то их называют *первичным стандартом*, а если же чистота вещества не достаточно высока, то называют его *вторичным стандартом*.

**Стандартизированные растворы** – это растворы, когда готовят приблизительную концентрацию, затем определяют титр и нормальность по стандартному раствору.

Установка титра и нормальности раствора называется **стандартизацией**.

**Титр** – это количество граммов растворенного вещества в 1 мл раствора.

$$T = \frac{m}{V}, \text{ г/мл}$$

**Нормальность** (концентрация по др. N) – грамм эквивалент на литр. N – г-экв/л

$$\frac{N_1}{N_2} = \frac{V_1}{V_2} \Rightarrow N_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{V_2};$$

**Фиксанал** – это строго рассчитанное количество вещества на определенный объем (обычно на 1 л) помещенного в запаянную ампулу, чаще всего концентрация которого бывает равной 0,1 нормальности.

**Фактор эквивалентности f** - это число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной реакции окисления-восстановления.

$$f_{\text{экв}}(B) = 1 / Z_B$$

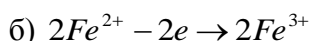
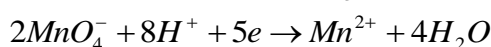
здесь  $Z_B$  число замещенных (или присоединенных) ионов водорода или число отданных (или присоединенных) электронов; B – химическая формула вещества.

Фактор эквивалентности равен или меньше единицы. Для реакции:



$$f_{\text{экв}}(NaOH) = 1,$$

б) для реакции



$$f_{\text{экв}}(KMnO_4) = 1/5; \quad (\text{кислая среда})$$

Молярной массой эквивалентов  $M_{\text{экв}}$  вещества В называют массу одного моля эквивалентов этого вещества, равную произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества В.  $M(\text{Э}) = \frac{M(\text{В})}{Z}$ , например, эквивалентная молярная масса  $\text{KMnO}_4$

$$M(\text{ЭКMnO}_4) = M_{1/5\text{KMnO}_4} = \frac{1}{5} \cdot 158,04 \text{ г/моль}$$

$$\frac{M}{2\text{H}_2\text{SO}_4} = 49,0 \text{ г/моль}, \quad \frac{M}{2\text{H}_2\text{SO}_4} = 49 \text{ г/моль} \text{ и т.д.}$$

Молярная концентрация эквивалентов  $c_{\text{экв}}$  - это отношение количества вещества эквивалентов к объему раствора.

$$C_M(\text{В}) = \frac{n(\text{В})}{V} = \frac{m_{\text{В}} \cdot 1000}{M(\text{В}) \cdot V} \quad \text{здесь } n(\text{В}) - \text{ количество растворенного вещества, моль;}$$

$V$  - объем растворителя,  $m_{\text{В}}$  - масса растворенного вещества, г;  $M(\text{В})$  - молярная масса вещества, г/моль

### 3. классификация методов.

#### Классификация методов титрования.

| Типы реакции                     | Общее название титриметрического анализа       | Стандартный раствор   | Отдельное название метода                                       | Вещества определяемые с помощью титрования  |   |                |
|----------------------------------|--|---|---|---|---|----------------|
|                                  |  |   |   |   |   |                |
| Кислотно-основное взаимодействие | Кислотно-основное                              | Кислоты<br>$\text{HCl}$<br>$\text{HNO}_3$<br>$\text{H}_2\text{SO}_4$<br>$\text{HClO}_4$<br>и др   | Ацидиметрия   | Основания, соли образованные сильным основанием и слабой кислотой                               | Соли слабого основания и сильной кислоты, органические в-ва |                |
|                                  |  | Основания<br>$\text{KOH}$ , $\text{NaOH}$ и др.   | Алкалиметрия  | Соли слабых оснований и сильных кислот, кислоты   |   |                |
| ОВР                              | Окислительно-восстановительный (редоксометрия) | $\text{KMnO}_4$ ,<br>$\text{Cl}(\text{SO}_4)_2$ ,<br>$\text{NH}_4\text{NO}_3$ , $\text{V}$ ,<br>$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,<br>аскорбиновая к-та, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,<br>$5\text{H}_2\text{O}$ , $\text{I}_2$ | Перманганато-, ванадатохромометрия, аскорбинометрия, иодометрия | восстановители  | окислители  | Восстановители |
| Комплекс (комплексобразование)   | Комплексообразование                           | ЭДТА  | Комплексообразование  | Соединения ЭДТА и катионы комплексообразователей  | Катионы не растворимые в воде осадки                        |                |
|                                  |  | КCN   | Цианометрия   | Ионы $\text{Ni}^{2+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Zn(IV)}$ , $\text{Th(IV)}$ |   |                |

|              |                             |  |   |                                 |  |
|--------------|-----------------------------|--|---|---------------------------------|--|
| Осадительное | Осадительное (седиментация) | AgNO <sub>3</sub> , Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , KCNS | Аргентометрия, меркуриметрия, радонметрия | Осажденные катионами Ag+ анионы | Малорастворимые катионы, образованные Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , J <sup>-</sup> , CNS <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup> , CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> |
|--------------|-----------------------------|--|---|---------------------------------|--|

Контрольные вопросы:

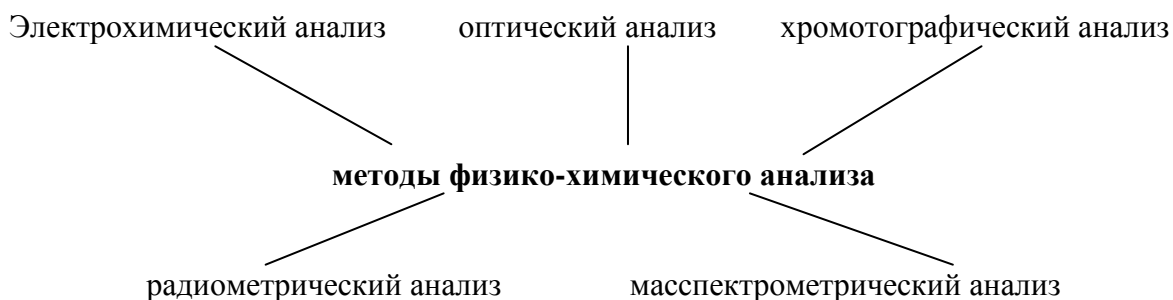
1. Сущность количественного анализа.
2. Что такое алколиметрия, ацидиметрия?
3. Метод осадительного титрования?

## Урок 12.

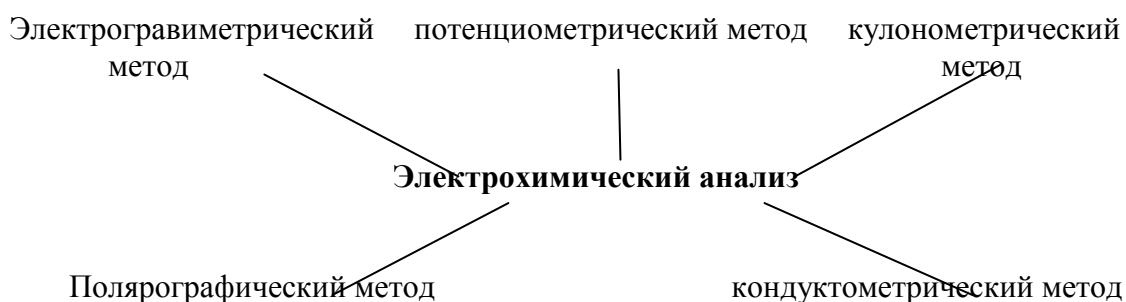
**Тема: Физико-химические методы анализа и их классификация**

**План:**

1. Классификация физико-химических методов анализа.
2. Методы электрохимического анализа.
3. Оптические методы анализа.
4. Хроматографические методы анализа.



1. **Электрохимические методы анализа** основаны на определении электрохимических свойств исследуемых веществ. К ним относятся:



**1. Электрогравиметрический метод анализа** – основан на точном измерении массы веществ образованных на электродах при пропускании постоянного электрического тока через исследуемый раствор.

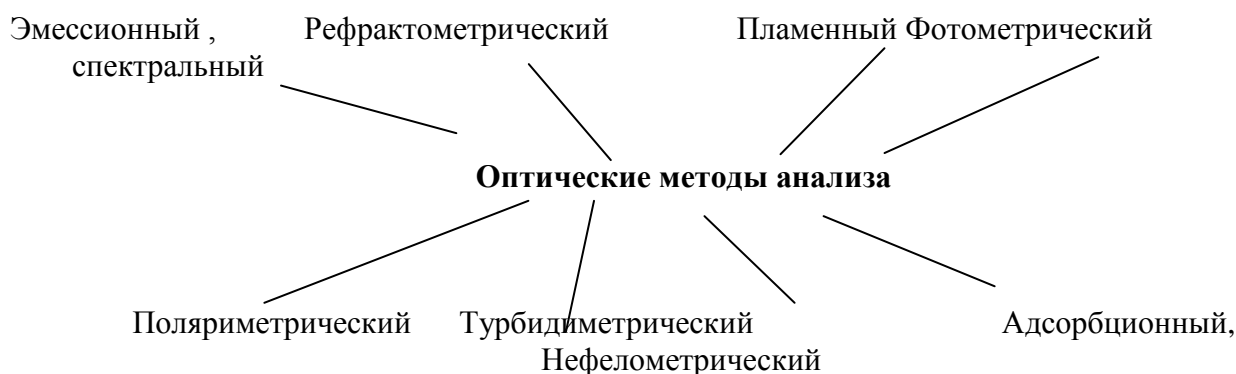
**2. Кондуктометрический метод** – основан на измерении электрического тока, прошедшего через раствор (Он зависит от свойства электролита, его температуры, концентрации растворенного вещества).

**3. Потенциометрический метод** – основан на измерении потенциала электрода, опущенного в исследуемый раствор.

**4. Полярграфический метод** – основан на измерении изменении концентрационной поляризации электродов при пропускании электрического тока через исследуемый раствор.

**5. Кулонометрический метод** – основан на измерении количества вещества при электролизе.

**Оптические методы анализа** – основан на применении оптических свойств исследуемых соединений.



**Хроматографические методы анализа** – применяется при очистке остатков, полученных при разделении органических и неорганических веществ.

**Сорбция** – способность поглощаться газом твердыми веществами, паров растворенных веществ, растворов.

Виды сорбции .

1. Абсорбция
2. Адсорбция
3. Хемосорбция
4. Капиллярна конденсация

Контрольные вопросы:

1. методы физико-химического анализа?.
2. Сущность электрохимических, оптических методов анализа?

## ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

### Урок 1

**Тема:** *Правила техники безопасности. Приготовление растворов различной концентрации.*

**Цель:** научиться производить расчеты и приготавливать растворы различной концентрации.

**Оборудования и реактивы:** химический стакан, пикнометры на 100мл, воронки, теххимические весы, лопатки, дистиллированная вода, сухие соли.

Контрольные вопросы:

1. Что называют растворами?
2. Что такое концентрация?
3. Что такое процентная концентрация?
4. Что такое молярная концентрация?
5. Что такое нормальная концентрация?
6. Как находят эквивалентную массу кислот?
7. Как находят эквивалентную массу оснований?
8. Как находят эквивалентную массу солей?

### Ход работы:

Опыт № 1. Приготовление 100мл 0,5н раствора KCl.

Для этого нужно провести расчеты. Найденную по расчетам массу соли (навеску) взвешивают на предварительно уравновешенных технических весах (уравновешивают

бумагой), помещают с помощью воронки в пикнометр и растворяют в небольшом количестве воды. После растворения соли в пикнометр доливают воду до отметки (мениска).

## Урок 2.

**Тема: Характерные реакции катионов первой группы.**

**Цель:** Определить ионы  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $NH_4^+$  с помощью частных реагентов.

**Оборудование и реактивы:**  $KCl$ ,  $HCl$ ,  $H_2C_4H_4O_6$ ,  $NaHC_4H_4O_6$ ,  $NaOH$ ,  $NH_4Cl$ ,  $K[Sb(OH)_6]$ ,  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ ,  $Na_2PbCu(NO_2)_6$ , реактив Несслера смесь  $K_2[HgJ_4]$  с  $KOH$ ; штатив с пробирками, предметное стекло, стеклянные палочки, держатель,  $Pt$  проволока, горелка, фильтровальная бумага.

### Ход работы:

#### **Реакции катиона калия $K^+$**

1. Реакция окрашивания пламени. Летучие соли калия окрашивают бесцветное газовое пламя в фиолетовый цвет.

Выполнение реакции: соль калия, лучше всего  $KCl$ , смачивают соляной кислотой и вносят на тонкой  $Pt$  или нихромовой проволочке сначала в основании пламени, а затем переводят в часть пламени с наивысшей  $t^0$ . Калий окрашивает пламя в фиолетовый цвет. Даже незначительное количество солей натрия мешает определению, т.к. фиолетов. окр. пламени, от  $K$  совершенно маскируется желтой окраской, которую придает пламени  $Na$ .

2. Винная кислота  $H_2C_4H_4O_6$  при достаточной концентрации иона калия в растворе дают белый кристаллический осадок гидротартрата калия.  $KHC_4H_4O_6$

Выполнение реакции: В пробирку помещают две капли раствора  $KCl$  и 3 капли реактива. Пробирку охлаждают струей холодной воды, одновременно потирая стенки пробирки стеклянной палочкой для ускорения выпадения осадка.

3. Гексанитрокобальтат (3) натрия  $Na_3[Co(NO_2)_6]$  осаждает из нейтрального или слабокислого раствора желтый осадок кобальтинитрита калия натрия  $K_3Na[Co(NO_2)_6]$ .

Выполнение реакции. К двум каплям раствора соли калия добавляют две капли реактива.

#### **Реакции катиона натрия $Na^+$**

1. Реакция окрашивания пламени.

Соли натрия окрашивают пламя в желтый цвет. Выполнение реакции такое же как и для ионов калия.

2. Гексагидроксостибиат калия  $K[Sb(OH)_6]$ , дает с солями натрия в нейтральном или слабощелочном растворе медленно образующийся белый кристаллический осадок.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли натрия добавляют три капли реактива. Пробирку с испытуемым раствором охлаждают под струей воды, одновременно потирая палочкой стенки пробирки.

#### **Реакции катиона аммония $NH_4^+$**

1. Едкие щелочи  $NaOH$  при нагревании с водными растворами аммонийных солей образуют гидроокись аммония, разлагающуюся с выделением аммиака.

Выделяющийся аммиак можно обнаружить при помощи лакмусовой бумажки. Попадая на влажную лакмусовую бумажку, аммиак соединяется с водой образуя гидроокись аммония, которая обладая щелочными свойствами окрашивает лакмус в синий цвет. Лакмусовую бумажку не соприкасайтесь с внутренними стенками пробирки.

2. Реактив Несслера. Дает с солями аммония бурый осадок  $[Hd_2ONH_2]J$ . Реакция очень чувствительна. Ионы калия и натрия не мешают определению. Выполняя её необходимо приливать избыток реактива так как образующийся осадок растворим в большом количестве аммонийных солей.

3. Выполнение реакции: К одной капли раствора соли аммония добавляют три капли реактива Несслера.

### Урок 3.

#### Тема: Анализ смеси катионов I аналитической группы

Цель: Определить ионы  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $NH_4^+$  с помощью частных реагентов.

**Оборудование и реактивы:**  $K_2[HgJ_4]$ ,  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ , лакмус, фарфоровые чашки, держатели, стеклянные палочки, штатив с пробирками, спиртовка, спички, дистиллированная вода, испытуемый раствор.

#### Контрольные вопросы:

1. Что называется дробным и систематическим анализом?
2. какие катионы входят в состав I группы. Имеется ли групповой реагент?
3. Что называется специфическим реагентом, групповым реагентом, специфической (частной) реакцией?
4. Охарактеризуется частные реакции катиона  $K^+$
5. Охарактеризуется частные реакции катиона  $Na^+$
6. Охарактеризуется частные реакции катиона  $NH_4^+$
7. Какие существуют методы анализа в зависимости от агрегатного состояния веществ?
8. Какие существуют методы анализа в зависимости от количества анализируемых веществ?

#### **Ход работы:**

##### 1. Испытание на присутствие иона $NH_4^+$

Первое испытание проводится на присутствие иона аммония, так как он мешает открытию ионов  $K^+$  и  $Na^+$ .

В пробирку помещают 1-2 капли испытуемого раствора и добавляют 3-4 капли реактива Несслера. Выпадение бурого осадка указывает на присутствие в растворе солей аммония. Если реактив Несслера отсутствует, можно провести иона  $NH_4^+$  со щелочью. Посинение красной лакмусовой бумажки указывает на присутствие аммиака.

Дальнейший ход анализа зависит от присутствия солей аммония в растворе.

##### I. Соли аммония отсутствуют

Если соли аммония отсутствуют, можно переводить испытания на присутствие в растворе ионов  $K^+$  и  $Na^+$ .

##### 1. Испытание на присутствие ионов $Na^+$ .

В пробирку помещают 3-4 капли испытуемого раствора и проверяют среду по лакмусу. Для этого с помощью стеклянной палочки каплю испытуемого раствора помещают на лакмусовую бумажку.

##### 2. Испытание на присутствие ионов $K^+$

В пробирку помещают 3 капли испытуемого раствора и 2-3 капли  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ . Выпадение желтого кристаллического осадка указывает на присутствие ионов  $K^+$ .

##### II. Соли аммония присутствуют

Если соли аммония присутствуют, их необходимо удалить, так как они мешают определению ионов  $K^+$  и  $Na^+$ . для этого весь испытуемый раствор переливают в маленькую фарфоровую чашку, осторожно выпаривают досуха и прокаливают сначала на небольшом а затем на сильном огне до полного разложения аммоний на солей. После прекращения выделения белых паров остаток в чашке прокаливают еще 20-25 мин, охлаждают и добавляют немного дистиллированной воды, омывая стенки чашки из промывалки. Помещают в пробирку 1 каплю раствора и добавляют 2 капли реактива Несслера. Отсутствие бурого осадка указывает на полное удаление солей аммония. Если соли  $NH_4^+$  удалены не полностью, то раствор снова упаривают, досуха прокаливают. Эту операцию проделывают до тех пор, пока проба с реактивом Несслера не покажет отсутствие солей аммония.

## Урок 4

**Тема:** Характерные реакции катионов второй аналитической группы ( $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ).

**Цель работы:** научиться определять катионы по внешним признакам с помощью группового и специфических реагентов.

**Оборудование и реактивы:**  $AgNO_3$ ,  $Pb(CH_3COO)_2$ ,  $HCl$ ,  $K_2CrO_4$ ,  $KJ$ ,  $NaOH$ , держатель, дистиллированная вода, проволока, спиртовка, спички, штатив с пробирками.

### Контрольные вопросы:

1. Дайте общую характеристику катионам II группы.
2. С помощью, каких специфических реагентов обнаруживается катион серебра  $Ag^+$ .
3. С помощью, каких специфических реагентов обнаруживается катион свинца  $Pb^{2+}$ .
4. Что называется специфической реакцией, специфическим реагентом?
5. Что означает «групповой реагент».
6. Какие по внешнему виду образуются осадки с групповым реагентом?

### **Ход работы**

#### Частные реакции на катион серебра $Ag^+$

1. Соляная кислота –  $HCl$  (групповой реагент)

В пробирку помещают 2 капли раствора нитрата серебра  $AgNO_3$ , добавляют к нему 2 капли разбавленной соляной кислоты. К раствору с осадком добавляют 5 капель концентрированного раствора аммиака и встряхивают смесь до растворения осадка. К полученному раствору прибавляют 6 капель концентрированной азотной кислоты. Наблюдают выпадение осадка.

2. Иодид калия -  $KJ$

В пробирку наливают немного (на доньшке) раствора нитрата серебра  $AgNO_3$  и добавляют к нему 2 капли иодида калия, выпадает светло желтый осадок  $AgJ$ . Этот осадок –  $AgJ$  не растворяется в растворе аммиака в отличие от  $AgCl$ .

3. Хромат калия  $K_2CrO_4$

К 2-м каплям раствора  $AgNO_3$  добавляют 2 капли раствора хромата калия -  $K_2CrO_4$  и наблюдают выпадение осадка.

4. Едкие щелочи (  $KOH$  )

из растворов солей серебра осаждают грязно-коричневый осадок окиси серебра.

К 2 каплям раствора  $AgNO_3$  добавляют 2 капли раствора щелочи и наблюдают выпадение осадка.

#### Частные реакции на катион $Pb^{2+}$

1. Соляная кислота –  $HCl$  (групповой реагент) или растворимые хлориды осаждают из умеренно концентрированных растворов солей свинца белый хлопьевидный осадок хлорида свинца, легко растворимый в горячей воде.

В пробирку помещают 2 капли раствора  $Pb(CH_3COO)_2$  и добавляют 2 капли  $HCl$ . К раствору с осадком добавляют 0,5 мл дистиллированной  $H_2O$  и нагревают смесь над пламенем спиртовки. Что наблюдаете?

2. Едкие щелочи –  $KOH(NaOH)$

к 2 каплям соли свинца -  $Pb(CH_3COO)_2$  прибавляют сначала 1 каплю раствора щелочи, а затем избыток и наблюдают выпадение осадка и последующие его растворение в избытке щелочи.

3. Серная кислота –  $H_2SO_4$

К 2 каплям раствора  $Pb(CH_3COO)_2$  – ацетата свинца прибавляют 2 капли разбавленной  $H_2SO_4$  и наблюдают выпадение осадка.

4. Иодид калия -  $KJ$



К 2 каплям раствора  $Pb(CH_3COO)_2$  добавляют 2 капли раствора иодида калия. Полученный раствор с осадком разбавляют 0,5 мл воды и нагревают смесь над пламенем спиртовки в течение 2-х минут, затем охлаждают содержимое пробирки под струей воды. Растворившийся при нагревании осадок иодида свинца вновь выпадает в виде красивых золотистых чешуек.

#### 5. Хромат калия - $K_2CrO_4$

К двум каплям раствора соли свинца  $Pb(CH_3COO)_2$  добавляют 2 капли раствора  $K_2CrO_4$  и наблюдают выпадение осадка.

### Урок 5.

**Цель:** Характерные реакции катионов третьей аналитической группы ( $Ba^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ).

**Оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, стеклянные палочки, ложечка;

HCl, соль  $BaCl_2$ , раствор  $BaCl_2$  или  $Ba(NO_3)_2$ , раствор аммиака,  $(NH_4)_2CO_3$ ,  $K_2CrO_4$  или  $Na_2CrO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CaCl_2$ ,  $K_4[Fe(CN)_6]$ ,  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ,  $Sr(NO_3)_2$ ,  $H_2O$ , KOH,  $Na_2HPO_4$ ,  $C_9H_6NOH$ .

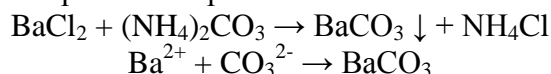
### Ход работы

Реакция катиона бария  $Ba^{2+}$ .

1. Реакция окрашивания пламени. Летучие бариевые соли окрашивают бесцветное пламя газовой горелки в желто-зеленый цвет.

Выполнение реакции. Соль бария (лучше всего  $BaCl_2$ ) смачивают HCl и вносят на тонкой платиновой проволоке в основание пламени, а затем переводят в часть пламени с наивысшей температурой.

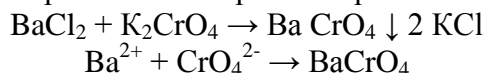
2. Карбонат аммония  $(NH_4)_2CO_3$  или какой-либо другой растворимый карбонат с солями бария дает белый осадок карбоната бария:



Осаждение следует вести в слабощелочной среде, лучше в аммиачной.

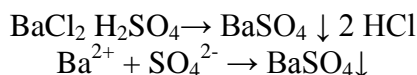
Выполнение реакции. В пробирку помещают 2 капли раствора  $BaCl_2$  или  $(NO_3)_2$ , добавляют 1 каплю разбавленного раствора аммиака и 2 капли раствора карбоната аммония.

3. Хромат калия или натрия  $K_2CrO_4$  или  $Na_2CrO_4$  осаждает из нейтральных или уксуснокислых растворов бариевой соли хромат бария желтого цвета:



Выполнение реакции. К 1 капле раствора бариевой соли добавляют 1 каплю раствора хромата калия.

4. Разбавленная серная кислота выделяет даже из очень разбавленных растворов солей бария осадок сульфата бария:



Осадок не растворяется в кислотах и щелочах.

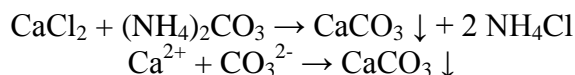
Выполнение реакции. К 1 капле раствора соли бария добавляют 1 каплю разбавленной  $H_2SO_4$ .

Реакции катиона кальция  $Ca^{2+}$

1. Реакция окрашивания пламени. Летучие соединения кальция окрашивают бесцветное газовое пламя в кирпично-красный цвет.

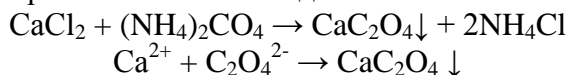
Выполнение реакции. Реакция выполняется так же, как описано для катиона бария.

2. Карбонат аммония  $(NH_4)_2CO_3$  осаждает белый осадок карбоната кальция:



Выполнение реакции. В пробирку помещают 2 капли раствора соли кальция, добавляют одну каплю разбавленного раствора аммиака и 2 капли раствора карбоната аммония.

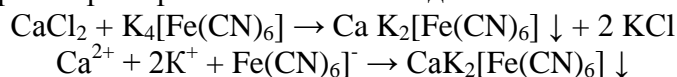
3. Оксалат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_4$  дает на холоду в нейтральных или слабощелочных растворах белый мелкокристаллический осадок оксалата аммония:



Осадок не растворим в  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , но легко растворяется в минеральных кислотах. Реакцию с оксалатом аммония нельзя проводить в присутствии солей бария, так как ион  $\text{Ba}^{2+}$  образует с оксалатом аммония белый осадок  $\text{BaC}_2\text{O}_4$ .

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора  $\text{CaCl}_2$  добавляют 2 капли раствора оксалата аммония.

4. Гексацианоферроат калия (желтая кровяная соль)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  с солями кальция образует в слабощелочных растворах кристаллический осадок:



Выполнение реакции. В пробирку помещают 2 капли раствора  $\text{CaCl}_2$ , добавляют 1 каплю раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и 2 капли раствора аммиака (до щелочной реакции) и нагревают 1-2 минут на водяной бане. К горячему раствору прибавляют 5-6 капель насыщенного раствора желтой кровяной соли. Вновь нагревают 1-2 минуты на водяной бане.

5. Микрораскристаллическая реакция. Разбавленная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  образует с солями кальция иглообразные кристаллы гипса  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Выполнение реакции. На предмете стекло помещают 1 каплю раствора соли кальция, рядом помещают 1 каплю разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Соединяют стеклянной палочкой обе капли и слегка подсушивают (но не досуха!) под огнем до появления каемки по краям капли. Образующиеся кристаллы рассматривают под микроскопом.

#### Реакции катиона магния $\text{Sr}^{2+}$

1. Ионы стронция с разбавленной серной кислотой образуют белый осадок. Выполнение реакции: к трем каплям раствора нитрата стронция добавляют несколько капель серной кислоты.

2. Реакция окрашивания пламени: летучие соли стронция окрашивают пламя в красный цвет. Выполнение реакции: Реакция выполняется так же, как описано для катиона бария.

3. Оксалат аммония  $((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4)$ .

Выполнение реакции: К 2-3 каплям раствора  $(\text{Sr}(\text{NO}_3)_2)$  в пробирке добавляют несколько капель оксалата аммония.

### Урок 6.

**Тема:** Характерные реакции катионов четвертой аналитической группы.

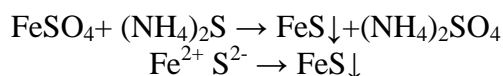
**Цель:** Определить ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  с помощью частичных реагентов

**Оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, стеклянные палочки, растворы:  $\text{FeSO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KCNS}$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Zn}(\text{ON})_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ .

#### Ход определения

Реакции катиона железа (II)  $\text{Fe}^{2+}$

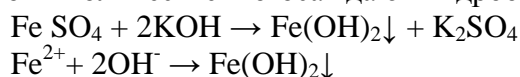
1. **Сульфид аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$**  количественно осаждает железо (II) в виде сульфида железа черного цвета:



Осадок легко растворяется в кислотах.

Выполнение реакции. В пробирку помещают 2 капли раствора сульфата железа (II) и 2 капли раствора сульфида аммония.

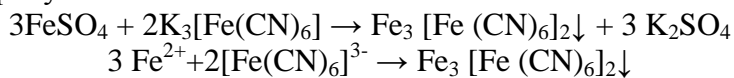
2. Едкие щелочи количественно осаждают гидроксид железа (II) – осадок бледно-зеленого цвета:



Осадок на воздухе быстро зеленеет. № а затем буреет вследствие окисления до гидроокиси железа (III).

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора сульфата железа (II) прибавляют 2 капли раствора щелочи. Наблюдают изменение окраски при стоянии.

3. **Гексацианоферриат калия (красная кровяная соль –  $K_3[Fe(CN)_6]$ )** выделяют темно-синий осадок турнтулевой сини:

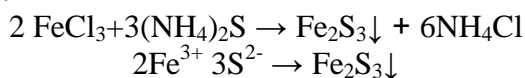


Осадок практически не растворим в кислотах, но разлагается щелочами. Это самая чувствительная реакция на соли железа (II). Для подавления гидролиза солей железа реакцию ведут в кислой среде.

Выполнение реакции. 2 капли раствора сульфата железа (II) подкисляют 1 каплей разбавленной соляной кислоты и добавляют 1 каплю раствора красной кровяной соли.

#### Реакции катиона железа (III) $Fe^{3+}$

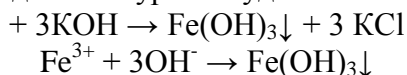
1. **Сульфид аммония  $(NH_4)_2S$** , прибавленный к раствору соли железа (III), дает черный осадок сульфида железа:



Этот осадок растворяется в кислотах:

Выполнение реакции. В пробирку помещают 2 капли раствора хлорного железа  $FeCl_3$ , затем 2 капли раствора сульфида аммония.

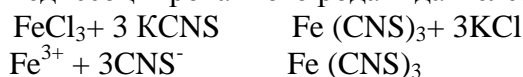
2. **Едкие щелочи и аммиак** выделяют бурый студенистый осадок гидроокиси железа (III):



Гидроокись железа (III) растворяется в кислотах, но не растворяется в избытке щелочей.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора хлорного железа добавляют 2 капли раствора щелочи.

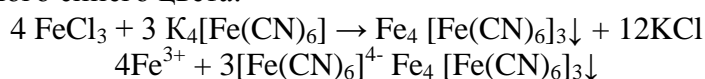
3. **Роданид калия  $KCNS$**  дает с раствором соли железа (III) кроваво-красное окрашивание вследствие образования недиссоциированного роданида железа (III):



Реакцию проводят в слабокислой среде.

Выполнение реакции. В пробирку помещают 1 каплю раствор хлорида железа (III) и 2 капли раствора роданида калия

4. **Гексацианоферрат калия (желтая кровяная соль –  $K_4[Fe(CN)_6]$ )** осаждает из нейтральных или кислых растворов солей трехвалентного железа берлинскую лазурь – осадок интенсивного синего цвета:

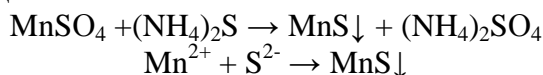


В кислотах осадок заметно не растворяется, щелочи его разлагают.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора хлорида железа добавляют 1 каплю раствора желтой кровяной соли.

#### Реакции катиона марганца $Mn^{2+}$

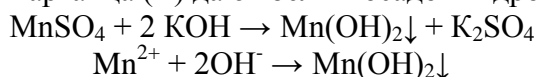
1. Сульфид аммония  $(NH_4)_2S$  осаждает из раствора солей марганца сульфид марганца, окрашенной в темный цвет:



Осадок легко растворяется в разбавленных минеральных кислотах и даже в уксусной кислоте.

Выполнение реакции. В пробирку помещают 2 капли раствора соли марганца и добавляют 2 капли раствора сульфида аммония.

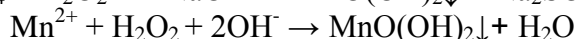
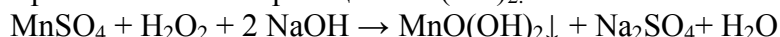
2. Едкие щелочи с солями марганца (II) дают белый осадок гидроокиси марганца (II):



Осадок быстро бурет на воздухе вследствие окисления кислородом воздуха.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли марганца добавляют 2 капли раствора щелочи. Наблюдают изменение окраски при стоянии.

3. **Перекись водорода  $H_2O_2$  и едкие щелочи** окисляют ионы  $Mn^{2+}$  до темно-бурого соединения четырехвалентного марганца  $MnO(OH)_2$ .

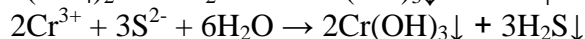
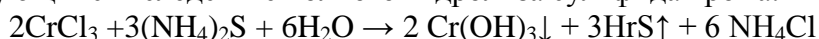


Бромная вода оказывает такое же действие. В отличие от  $Mn(OH)_2$ . Осадок  $MnO(OH)_2$ . Не растворяется в разбавленной серной кислоте.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли марганца добавляют 4 капли раствора щелочи и 2 капли раствора перекиси водорода.

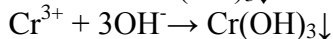
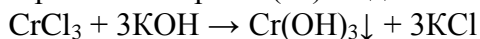
#### Реакция катиона хрома $Cr^{3+}$

1. **Сульфид аммония  $(NH_4)_2S$**  дает с солями хрома (III) серо-зеленый осадок гидроокиси хрома, образующийся вследствие полного гидролиза сульфида хрома:

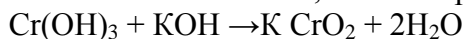


Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли хрома (III) добавляют 2 капли раствора сульфида аммония. Наблюдают выпадение осадка.

2. **Едкие щелочи**, из растворов солей хрома (III) выделяют серо-зеленый аморфный осадок гидроокиси хрома:



Осадок легко растворяется в разбавленных кислотах, а также крепких растворах щелочей:

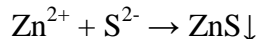
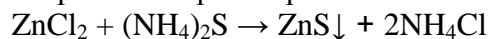


Что указывает на амфотерность гидроокиси хрома.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли хрома (III) добавляют 1 каплю раствора щелочи, а затем еще несколько капель. Наблюдают выпадение и последующее растворение осадка.

#### Реакции катиона цинка $Zn^{2+}$

1. **Сульфид аммония  $(NH_4)_2S$**  осаждает из нейтральных растворов  $Zn^{2+}$  в виде аморфного сульфида цинка:



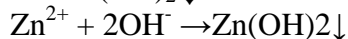
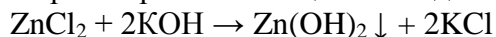
Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли цинка добавляют 2 капли раствора сульфида аммония.

2. **Сероводород  $H_2S$**  цинк из нейтральных растворов в виде сульфида:

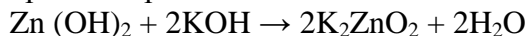


Выполнение реакции. В пробирку помещают 4 – 6 капель раствора соли цинка, 2-3 капли раствора ацетата натрия и медленно пропускают сероводород.

3. **Едкие щелочи** из растворов солей цинка выделяют студенистый осадок гидроокиси цинка:

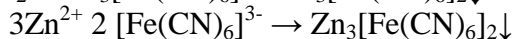
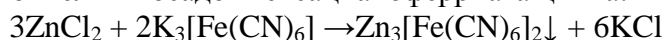


Гидроокись цинка, подобно гидроокиси хрома и алюминия, обладает амфотерными свойствами и поэтому растворяется в разбавленных кислотах и в избытке раствора щелочи.



Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли цинка добавляют сначала 1 каплю раствора щелочи, а затем, его избыток. Наблюдают выпадение и последующее растворение осадка.

3. **Красная кровяная соль  $K_3[Fe(CN)_6]$**  (гексацианоферриат натрия) с солями цинка дает коричневато-желтый осадок гексацианоферриата цинка:

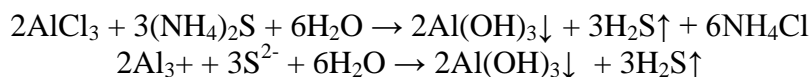


Осадок растворяется в HCl и раствора аммиака.

Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли цинка прибавляют 2 капли раствора кровяной соли.

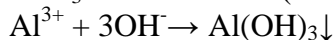
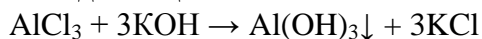
#### Реакции катиона алюминия $Al^{3+}$

1. **Сульфид аммония** из растворов солей алюминия выделяет осадок гидроокиси алюминия:



Выполнение реакции. К 2 каплям раствора соли алюминия прибавляют 2 капли раствора сульфида аммония. Наблюдают выпадение осадка.

2 **Едкие щелочи** с солями алюминия образуют белый осадок гидроксида алюминия:



Вследствие амфотерного характера гидроксида алюминия осадок растворяется в разбавленных кислотах и в избытке щелочи, образуя алюминат щелочного металла:  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

Выполнение реакции: К 2 каплям раствора соли алюминия прибавляют сначала 1 каплю раствора щелочи, а затем избыток ее. Наблюдают выпадение осадка гидроксида алюминия и последующее его растворение.

## Урок 7.

**Тема:** Характерные реакции катионов пятой аналитической группы.

**Цель:** Познакомиться с частными и качественными реакциями катионов V аналитической группы, а также с действием группового реактива на катионы гидроксидной группы.

**Реактивы и оборудование:** Таблица V аналитической группы катионов, пробирки,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  конц, разб  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , 0,1н  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{NH}_4\text{CNS}$ , дист  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{BiCl}_3$ .

### Контрольные вопросы:

1. Какие катионы относятся к V аналитической группе?
2. Какой реактив является групповым для катионов V аналитической группы?
3. Как называется V группа катионов по кислотно-щелочной классификации?
4. Частные реакции катиона  $\text{Fe}^{2+}$ ?
5. Частные реакции катиона  $\text{Fe}^{3+}$ ?
6. Частные реакции катиона  $\text{Mg}^{2+}$ ?
7. Частные реакции катиона  $\text{Bi}^{3+}$ ?

Ход работы:

### I. Реакции катиона железа (II) $\text{Fe}^{2+}$

1. Действие едких щелочей (группового реактива)

К двум каплям раствора  $\text{Fe}^{2+}$  прибавьте 2 капли раствора  $\text{NaOH}$ . Наблюдайте изменение окраски при стоянии (из бледно-зеленой в бурую).

2. Действие раствора аммиака

К 3 каплям раствора  $\text{FeSO}_4$  добавьте по каплям  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Наблюдайте выпадение бледно-зеленого осадка, который при встряхивании изменяет цвет и увеличивается

3. Действие красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

2 капли раствора  $\text{FeSO}_4$  подкислите 1 каплей разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и добавьте 1 каплю красной кровяной соли. Наблюдайте выделение темно-синего осадка турбулентной сини.

4. Окисление перманганатом калия  $\text{KMnO}_4$ .

К 3 каплям раствора  $\text{FeSO}_4$  добавьте 2 капли  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и 2-3 капли 0,1 н раствора  $\text{KMnO}_4$  и перемешайте. Наблюдайте обесцвечивание раствора  $\text{KMnO}_4$ .

### II. Реакции катиона железа (III) $\text{Fe}^{3+}$

1. Действие едких щелочей  $\text{NaOH}$  и раствора аммиака.

В 2 пробирки налейте по 2 капли раствора  $\text{FeCl}_3$  в первую прибавьте 2 капли  $\text{NaOH}$ , во вторую 2 капли  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Наблюдайте выпадение бурого студенистого осадка.

2. Действие желтой кровяной соли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

К 2 каплям раствора  $\text{FeCl}_3$  добавьте 1 каплю раствора желтой кровяной соли. При этом образуется осадок интенсивного синего цвета берлинская лазурь

### 3. Действие роданида аммония.

В пробирку поместите 1 каплю раствора  $\text{FeCl}_3$  прилейте 2 капли роданида аммония  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания.

### III. Реакции катиона магния $\text{Mg}^{2+}$ .

#### 1. Действие $\text{NaOH}$ .

К 2 каплям раствора соли  $\text{MgCl}_2$  добавьте 2 капли раствора щелочи  $\text{NaOH}$ . Наблюдайте осаждение белого студенистого осадка.

#### 2. Действие $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку налейте 4 капли  $\text{MgCl}_2$  прибавьте 4 капли воды и 4 капли раствора аммиака. Наблюдайте выпадение белого студенистого осадка.

#### 3. Действие гидрофосфата натрия $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

В пробирку поместите 2 капли раствора  $\text{MgCl}_2$ , 2 капли аммиака и раствора хлорида аммония до полного растворения осадка  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Затем к полученному раствору добавьте 1-2 капли раствора гидрофосфата натрия. Наблюдайте образование белого кристаллического осадка аммоний - магний - фосфата.

### III. Реакции катиона висмута $\text{Bi}^{3+}$ .

#### 1. Действие щелочей ( $\text{NaOH}$ ).

К 2 каплям раствора соли висмута прибавьте 2 капли гидроксида натрия. Наблюдайте образование белого осадка гидроксида висмута (III).

#### 2. Гидролиз солей висмута (III).

К 2-3 каплям раствора  $\text{BiCl}_3$  добавьте 10 капель воды и наблюдайте образование белого осадка хлорида гидроксида висмута (III).

#### 3. Действие $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку налейте 3-4 капли  $\text{BiCl}_3$  и прибавьте 2-3 капли раствора аммиака. Наблюдайте выпадение белого осадка.

## Урок 8.

### Тема: Характерные реакции катионов шестой аналитической группы

**Цель:** познакомить студентов с действием группового реактива на катионы данной группы, дать понятие об образовании аммиакатов.

**Оборудование и реактивы:** растворы  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  конц,  $\text{NH}_4\text{OH}$  разб, диметилглиоксим,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , эфир,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  крист., спиртовки, штатив с пробирками.

### Контрольные вопросы:

1. Какие катионы относятся к VI аналитической группе катионов?
2. Какой реактив является групповым на катионы VI аналитической группы?
3. Как называется VI аналитическая группа катионов по кислотно - щелочно классификации?
4. Что такое чувствительность реакции?
5. Частные реакции катиона  $\text{Cu}^{2+}$
6. Частные реакции катиона  $\text{Co}^{2+}$
7. Частные реакции катиона  $\text{Ni}^{2+}$

### Ход работы:

#### I. Частные реакции катиона $\text{Cu}^{2+}$ .

##### 1. Действие разбавленного раствора аммиака $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку налить 3 капли  $\text{CuSO}_4$  и 3 капли разбавленного  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Укажите цвет осадка.

##### 2. Действие концентрированного раствора $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку налить 3-4 капли  $\text{CuSO}_4$ , прилить 6 капель концентрированного  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Что наблюдаете?

##### 3. Действие тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

В пробирку налить 3 капли  $\text{CuSO}_4$ , добавить 4-5 капель воды, 2-3 капли  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и опустить в пробирку 2-3 кристаллика  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Перемешайте стеклянной палочкой и нагрейте. Укажите цвет осадка.

## II. Частные реакции катиона $\text{Co}^{2+}$ .

Действие разбавленного  $\text{NH}_4\text{OH}$

В пробирку налить 3 капли  $\text{CoSO}_4$  и 3 капли разбавленного  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Укажите цвет осадка.

2. Действие концентрированного  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку налить 3-4 капли  $\text{CoSO}_4$  и прилить 6 капель концентрированного  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Что наблюдаете?

3. Действие роданида аммония  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .

В пробирку налить 2-3 капли  $\text{CoSO}_4$ , добавить 8-10 капель  $\text{NH}_4\text{CNS}$  и 5-6 капель эфира. Укажите цвет окрашивания.

## III. Частные реакции $\text{Ni}^{2+}$ .

1 Действие разбавленного раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку 2-3 капли  $\text{NiSO}_4$  и 6 капель разбавленного  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Укажите цвет осадка.

2 Действие концентрированного  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

В пробирку налить 2-3 капли  $\text{NiSO}_4$  и 6 капель концентрированного  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Что наблюдаете?

3 Действие диметилглиоксима

В пробирку налить 2-3 капли  $\text{NiSO}_4$  , добавить каплю  $\text{H}_2\text{O}_2$  и 5-6 капель конц  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Если осадок не растворяется, то необходимо отфильтровать. К фильтрату добавить каплю диметилглиоксима. Укажите цвет осадка.

## Урок 9.

**Тема: Контрольно - обобщающий урок по I-VI аналитическим группам катионов**

## Урок 10.

**Тема: Реакции анионов I аналитической группы ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ )**

**Цель:** Познакомить студентов с классификацией анионов, действием группового реактива, частными реакциями на анионы I аналитической группы.

**Оборудование и реактивы:** таблица «Классификация анионов,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$  ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , йодная вода ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  крист.,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  р-р ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  р-р,  $\text{MgCl}_2$ , спиртовки, держатели, пробирки, стьки.

### Контрольные вопросы:

1. На какие группы делятся анионы?
2. На чем основана классификация анионов?
3. Какой реактив является групповым на анионы I аналитической группы?
4. Какие ионы относятся к I аналитической группе анионов?
5. Частные реакции аниона  $\text{SO}_4^{2-}$
6. Частные реакции аниона  $\text{SO}_3^{2-}$
7. Частные реакции аниона  $\text{CO}_3^{2-}$
8. Частные реакции аниона  $\text{PO}_4^{3-}$
9. Частные реакции аниона  $\text{SiO}_3^{2-}$
10. Частные реакции аниона  $\text{CrO}_4^{2-}$

Ход работы:

I. Реакция сульфат - иона  $\text{SO}_4^{2-}$

1. Действие  $\text{BaCl}_2$

К 2 каплям раствора сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  добавьте раствор хлорида бария  $\text{BaCl}_2$  и наблюдайте выпадение белого осадка.

2. Действие ацетата и нитрата свинца  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

К двум каплям раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  добавьте 2 капли раствора  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и наблюдайте выпадение белого осадка.

II. Реакции фосфат – иона  $\text{PO}_4^{3-}$

### 1. Действие $BaCl_2$

К 4 каплям раствора гидрофосфата натрия  $Na_2HPO_4$  добавьте 4 капли хлорида бария. Наблюдайте выпадение белого аморфного осадка. Проверьте растворимость осадка в разбавленных растворах  $HCl$  и  $HNO_3$ . Для чего получившийся осадок разделите на 2 части. К первой части прилейте  $HCl$ , ко второй  $HNO_3$ .

### 2. Действие нитрата серебра $AgNO_3$ .

К 4 каплям  $Ba_3PO_4$  прибавьте 4 капли  $AgNO_3$ . Раствор с осадком разделите на 2 части. Наблюдайте растворение желтого осадка в  $HNO_3$  и  $NH_4OH$ .

### 3. Действие магниальной смеси (водный раствор аммиака, хлорида аммония, хлорида магния).

В пробирку поместите 2 капли гидрофосфата натрия  $Na_2HPO_4$  добавьте 2 капли раствора хлорида аммония  $NH_4Cl$ , 2 капли раствора аммиака и затем 2 капли хлорида магния  $MgCl_2$ . Проверьте растворение полученного белого кристаллического осадка в разбавленных  $MgCl_2$  и  $HNO_3$ .

## III. Реакции карбонат иона $CO_3^{2-}$

### 1. Действие хлорида бария $BaCl_2$ .

К 5 каплям карбоната натрия  $Na_2CO_3$  добавьте раствор хлорида бария  $BaCl_2$ . Наблюдайте выпадение белого осадка и его растворение в разбавленных кислотах.

### 2. Действие кислот.

К 2 каплям карбоната натрия  $Na_2CO_3$  добавьте разбавленную  $HCl$  (или другую). Наблюдайте бурное выделение газа.

## IV. Реакции сульфит иона - $SO_3^{2-}$

### 1. Действие хлорида бария $BaCl_2$ .

К 4 каплям сульфита натрия  $Na_2SO_3$  добавьте 4 капли раствора хлорида бария  $BaCl_2$ . Разделите раствор с белым осадком на 2 части. Наблюдайте растворение в разбавленных  $HNO_3$  и  $HCl$ .

### 2. Действие раствора иода $I_2$

К 3 каплям раствора иода добавьте 1 каплю разбавленной  $HCl$  и по 1 капле при помешивании раствор  $Na_2SO_3$ . Наблюдайте постепенное обесцвечивание раствора иода.

### 3. Действие нитрата серебра $AgNO_3$ .

В пробирку поместите 5 капель  $Na_2SO_3$  и 6 капель  $AgNO_3$ . Наблюдайте выпадение белого кристаллического осадка. Раствор с осадком разделите на 3 части и наблюдайте растворение осадка в разбавленной  $HNO_3$  аммиаке и избытке  $Na_2SO_3$ .

## V. Реакции силикат иона - $SiO_3^{2-}$

### 1. Действие хлорида бария $BaCl_2$ .

К 2-3 каплям силиката натрия  $Na_2SiO_3$  добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария  $BaCl_2$ . Наблюдайте образование белого осадка.

### 2. Действие солей аммония.

Налейте в пробирку 4-5 капель  $Na_2SiO_3$ , добавьте 4-5 капель воды, бросьте 3-4 кристаллика  $NH_4Cl$  и нагрейте. Наблюдайте образование белого студенистого осадка.

## VI. Реакции хромат иона $CrO_4^{2-}$

### 1. Действие хлорида бария $BaCl_2$ .

К 2 каплям хромата калия  $K_2CrO_4$  добавьте 2 капли раствора хлорида бария  $BaCl_2$ . Проверьте растворимость получившегося желтого осадка в  $HNO_3$ .

### 2. Действие нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ .

К 4 каплям хромата калия  $K_2CrO_4$  добавьте 4 капли нитрата свинца  $Pb(NO_3)_2$ . Наблюдайте образования ярко-желтого осадка. Осадок разделите на 3 части и проверьте растворимость в  $HNO_3$ ,  $NaOH$ ,  $CH_3COOH$ .

### 3. Действие нитрата серебра $AgNO_3$ .

К 2 каплям хромата калия  $K_2CrO_4$  прибавьте 2 капли  $AgNO_3$ . Наблюдайте образование красно-бурого осадка. Проверьте его растворимость в  $HNO_3$ .



## Урок 11

Тема: Реакции анионов II аналитической группы ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ).

**Цель:** познакомиться с анионами II аналитической группы, с действием группового реактива, с частными реакциями анионов II аналитической группы.

**Оборудование и реактивы:** таблица «классификация анионов»,  $\text{AgNO}_3$  р-р,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , конц.  $\text{NH}_4\text{OH}$ , конц.  $\text{HNO}_3$ , хлороформ, хлорная вода  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , крахмал,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ , пробирки со штативом, спиртовка, спички.

Контрольные вопросы:

1. Какие анионы входят в состав II аналитической группы?
2. Какой реактив является групповым реактивом для анионов II аналитической группы?
3. Частные реакции аниона  $\text{Cl}^-$ ?
4. Частные реакции аниона  $\text{Br}^-$ ?
5. Частные реакции аниона  $\text{S}^{2-}$ ?
6. Частные реакции аниона  $\text{I}^-$ ?

### Ход работы:

#### I. Частные реакции $\text{Cl}^-$ .

1. Действие нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . К 2 каплям раствора  $\text{NaCl}$  добавьте 2 капли  $\text{AgNO}_3$ . К раствору с выпавшим осадком прибавьте концентрированный раствор аммиака  $\text{NH}_4\text{OH}$  до полного растворения осадка. Полученный раствор подкислите концентрированной  $\text{HNO}_3$  и наблюдайте выпадение осадка.

#### II. Частные реакции $\text{Br}^-$ .

II.1. Действие нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . К 4 каплям раствора  $\text{NaBr}$  прилейте 4 капли  $\text{AgNO}_3$ . Раствор с осадком разделите надве части. К одной части прибавьте раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , а к другой концентрированный раствор аммиака и сравните растворение осадка  $\text{AgBr}$  этих реактивах.

II. 2. Действие хлорной воды. К 3 каплям  $\text{NaBr}$  прибавьте 0,5 мл хлороформа и затем по каплям, при энергичном встряхивании, 2-3 капли хлорной воды. Наблюдайте оранжевую окраску слоя хлороформа.

#### III. Частные реакции $\text{I}^-$ .

1. Действие  $\text{AgNO}_3$ .

К раствору  $\text{KI}$  добавьте немного раствора  $\text{AgNO}_3$ . Проверьте растворение выпавшего осадка в растворе тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

2. Действие нитрата или ацетата свинца.

К 3 каплям раствора  $\text{KI}$  прибавьте 2-3 свинцовой соли. К образовавшемуся желтому осадку добавьте около 1мл воды, 2-3 капли  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и нагрейте до полного растворения осадка. Охладите полученный раствор и наблюдайте образование золотистых кристаллов иодида свинца (II).

3. Действие хлорной воды.

3 капли раствора  $\text{KI}$  подкислите 1 каплей разбавленного  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , прибавьте 0,5 мл хлороформа и затем по каплям при энергичном встряхивании 2-3 капли хлорной воды. Наблюдайте красно-фиолетовую окраску слоя хлороформа. В другую пробирку поместите 1 каплю раствора  $\text{KI}$ , 1 каплю хлорной воды и 2 капли раствора крахмала. Наблюдайте образование синей окраски.

#### IV. Частные реакции $\text{S}^{2-}$ .

1. Действие  $\text{AgNO}_3$ .

К 2 каплям раствора  $\text{Na}_2\text{S}$  добавьте 2 капли раствора  $\text{AgNO}_3$  и наблюдайте выпадение осадка.

2. Действие  $\text{HCl}$ .

Реакцию проводят в вытяжном шкафу т.к  $\text{H}_2\text{S}$  очень ядовит. В пробирку поместите 2 капли  $\text{Na}_2\text{S}$  добавьте 2 капли  $\text{HCl}$ . К отверстию пробирки поднесите кусочек фильтровальной бумаги, смоченной раствором  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  и наблюдайте почернение бумажки.

## Урок 12

### Тема: Реакции анионов III аналитической группы.

**Цель:** познакомиться с анионами III аналитической группы, с частными реакциями анионов III аналитической группы.

**Оборудование и реактивы:** таблица «классификация анионов»,  $KNO_3$ ,  $KNO_2$ , разб.  $H_2SO_4$ , белая бумага, реактив Грисса-Лунге, дистиллированная вода,  $KI$ , хлороформ,  $FeSO_4$ , конц.  $H_2SO_4$ , металлический  $Cu$ ,  $CH_3COONa$ ,  $C_2H_5OH$  пробирки со штативом, спиртовка, спички.

#### Контрольные вопросы:

1. Какие анионы входят в состав III аналитической группы?
2. Частные реакции аниона  $NO_2^-$  ?
3. Частные реакции аниона  $NO_3^-$  ?
4. Частные реакции аниона  $CH_3COO^-$  ?

#### I. Частные реакции $NO_2^-$ .

1. Действие разбавленной  $H_2SO_4$ .

К 2 каплям раствора  $NaNO_2$  добавьте 2 капли разбавленной  $H_2SO_4$ , выделяющийся бурый газ наблюдайте на фоне белой бумаги.

2. Действие реактива Грисса-Лунге.

В пробирку поместите 3 капли дистиллированной воды. Добавьте 1 каплю раствора  $NaNO_2$ , затем прибавьте 1-2 капли реактива Грисса и наблюдайте появление красного осадка.

3. Действие  $KI$ .

К 2 каплям раствора  $KI$  добавьте 1 каплю разбавленной  $H_2SO_4$ , 2 капли раствора нитрита и 0,5 мл хлороформа. Встряхните и наблюдайте окраску слоя хлороформа.

#### II. Частные реакции $NO_3^-$ .

1. Действие  $FeSO_4$ .

В пробирку поместите 2-3 капли воды и 2-3 крупинки сухого  $FeSO_4$ . Добавьте 2 капли раствора  $NaNO_3$  и охладите пробирку под струей воды. Осторожно по стенке стараясь, чтобы жидкости не смешивались добавьте 2-3 капли концентрированной  $H_2SO_4$ . В месте соприкосновения жидкости образуется бурое кольцо.

2. Действие металлической меди.

К 2-3 каплям  $KNO_3$  прлейте несколько капель концентрированной  $H_2SO_4$  и бросьте в пробирку металлическую медь и нагрейте содержимое пробирки на спиртовке. Что наблюдаете?

#### III. Частные реакции $CH_3COO^-$ .

1. Действие  $H_2SO_4$  в пробирку поместите 6-8 капель ацетата натрия и 6 капель  $H_2SO_4$ . Смесь слегка нагрейте.

2. Действие спиртов.

К 8-10 каплям раствора  $CH_3COOH$  прибавьте по 8 капель концентрированного  $H_2SO_4$  и  $C_2H_5OH$ . Смесь нагрейте на водяной бане, после чего содержимое пробирки вылейте в стакан с холодной водой, ощутите приятный запах уксусно-этилового эфира.

## Урок 13

### Тема: Контрольно - обобщающий урок по анионам I-III аналитических групп

## Урок 14

**Тема:** Капельный анализ. Характерные реакции на ионы  $Mn^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Bi^{3+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Sb^{3+}$ .

**Цель:** ознакомиться с методикой проведения капельных реакций, характерными реакциями на ионы  $Mn^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Bi^{3+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Sb^{3+}$

**Оборудование и реактивы:** фильтровальная бумага, капилляры, р-р HCl, аммиачный р-р нитрата серебра, дистиллированная вода, соль  $Mn^{2+}$ , NaOH (25%),  $Na_2HPO_4$ , смесь солей  $Fe^{2+}$  и  $Ni^{2+}$ , диметилглиоксим, конц.  $NH_4OH$ , соль  $Bi^{3+}$ , KI, соль  $Fe^{2+}$ ,  $K_3[Fe(CN)_6]$ , соль  $Cu^{2+}$ ,  $K_4[Fe(CN)_6]$ , соль  $Sn^{2+}$ ,  $(NH_4)_2MoO_4$ , соль  $Sb^{3+}$ , бензидин, соль  $Mo^{2+}$ , KCNS,  $SnCl_2$ .

Контрольные вопросы:

1. Каковы особенности капельных реакций?
2. Характерные реакции на ионы:  $Mn^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Bi^{3+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Sb^{3+}$

Ход работы:

### Опыт 1

Капельная реакция с AgCl (на  $Mn^{2+}$ ).

На фильтровальную бумагу нанесите каплю разбавленной соляной кислоты и поместите в центр влажного пятна капилляр с аммиачным раствором нитрата серебра. Образующийся при этом осадок AgCl тщательно промойте, держа в центре пятна капилляр с водой, пока диаметр пятна не увеличится в 2-3 раза. Промытый осадок смочите каплей раствора соли  $Mn^{2+}$  и подействуйте каплей 25% раствора NaOH. Пятно на бумаге чернеет вследствие выделения свободного серебра.

### Опыт 2

Капельная реакция с диметилглиоксимом - реакция Чугаева (на  $Ni^{2+}$ ) Проводят в присутствии  $Fe^{2+}$ .

На фильтровальную бумагу нанесите 1 каплю  $Na_2HPO_4$ , затем каплю испытуемого раствора ( $Fe^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ) и снова каплю  $Na_2HPO_4$ . При этом малорастворимые фосфаты, например  $FePO_4$ , остаются в центре пятна, а более растворимый фосфат никеля перемещается к его периферии. Полученное пятно обведите по краю капилляром с раствором диметилглиоксима и обработайте бумагу парами аммиака. Наблюдайте появление розового кольца или (при большом количестве  $Ni^{2+}$ ) розовое окрашивание всего пятна.

### Опыт 3

Капельная реакция KI (на  $Bi^{3+}$ )

На фильтровальную бумагу нанесите каплю соли  $Bi^{3+}$ , прибавьте KI. Наблюдайте налет желтого цвета и ярко-красного по краям.

### Опыт 4

Капельная реакция с  $K_3[Fe(CN)_6]$  (на  $Fe^{2+}$ )

На фильтровальную бумагу нанесите каплю соли  $Fe^{2+}$  прибавьте 1-2 капли калия железистосинеродистого  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Наблюдайте образование зеленовато-синего пятна турнбулевой сини.

### Опыт 5

Капельная реакция с  $K_4[Fe(CN)_6]$  (на  $Cu^{2+}$ )

На фильтровальную бумагу нанесите каплю соли  $Cu^{2+}$ , добавьте желтую кровяную соль 1-2 капли  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Наблюдайте красно-бурое пятно.

### Опыт 6

Капельная реакция с  $(NH_4)_2MoO_4$  (на  $Sn^{2+}$ )  $Sn^{2+}$ .

На фильтровальную бумагу нанесите 1-2 капли соли  $\text{Sn}^{2+}$ , и обработайте каплей молибдата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ . Наблюдайте на фильтре окраску синего цвета.

#### Опыт 7

Капельная реакция с  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  (на  $\text{Sb}^{3+}$ )

На фильтровальную бумагу нанесите 1-2 капли соли  $\text{Sb}^{3+}$ . На влажное пятно нанесите каплю раствора молибдата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , а затем каплю бензидина. Фильтр подержите над открытой склянкой с аммиаком. Наблюдайте окрашивание фильтра в синий цвет.

#### Урок 15-17.

**Тема: Гравиметрический анализ. Определение бария в кристаллогидрате. Взвешивание навески, растворение, осаждение. Промывание и фильтрование осадка сульфата бария. Гравиметрический анализ. Взвешивание осадка и расчет**

Цель: сформировать навыки гравиметрических операций при количественном определении бария в кристаллогидрате  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Оборудование и реактивы: 1).  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , бюксы, технические и аналитические весы, шпатели, стаканы на 200-300 мл, дистиллированная вода, стеклянные палочки, 2н  $\text{HCl}$ , электроплитки, стаканы на 100 мл, 2н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , цилиндры; 2). Беззольные фильтры, воронки стеклянные, стеклянные палочки, дистиллированная вода, сушильный шкаф, тигли, муфельная печь, теххимические весы, аналитические весы, колбы.

#### Контрольные вопросы:

1. В чем заключается принцип весового анализа?
2. Как осуществляется отбор средней пробы исследуемого вещества?
3. Для чего проводят перекристаллизацию?
4. Что такое навеска?
5. Каковы правила работы на аналитических весах?
6. Как осуществляется растворение навески анализируемого вещества?
7. Каким требованиям должен удовлетворять осадитель?
8. Какие условия должны выполняться при осаждении кристаллических и аморфных осадков?
9. Какие требования предъявляются к осаждаемой форме; весовой форме?
10. Как осуществляется фильтрование осадка?
11. Что представляет собой обездоленный фильтр?
12. Что такое декантация?
13. Как осуществляется промывание осадка?
14. Как осуществляют высушивание и прокаливание осадка?
15. Что представляют собой систематические (постоянные) ошибки?
16. Что представляют собой случайные ошибки?
17. Как вычисляют а). абсолютную ошибку?  
б). относительную ошибку?
18. Что такое фактор пересчета?

#### Ход работы.

I. Взятие навески  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Взвесить пустой бюкс вначале на технических, а затем на аналитических весах.

Заполните таблицу:

Вес пустого бюкса

| Вес пустого бюкса    |                        |
|----------------------|------------------------|
| На технических весах | На аналитических весах |
|                      |                        |

С помощью бюкса взять навеску  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  равную  $\approx 0,6$  г. Заполнить таблицу:

Вес бюкса с навеской  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

| На технических весах | На аналитических весах |
|----------------------|------------------------|
|                      |                        |

Вычислить вес навески  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и заполнить таблицу:

Вес навески  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

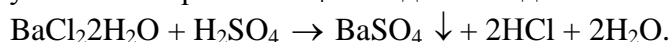
| На технических весах | На аналитических весах |
|----------------------|------------------------|
|                      |                        |

II. Растворение и осаждение  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Навеску  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  аккуратно, без потерь, перенести в чистый стакан емкостью 200-300 мл. Бюкс ополоснуть дистиллированной водой 2-3 раза, сливая воду в стакан с хлоридом бария. Полученный раствор в стакане разбавить дистиллированной водой до общего объема 100 мл, помешивая стеклянной палочкой. Вынимать палочку из стакана нельзя, т.к. на ней могут остаться капли раствора и это повлияет на точность анализа. К раствору добавить 5 мл 2н раствора  $\text{HCl}$  и нагреть содержимое стакана на электроплитке почти до кипения (но не кипятить).

В другой стакан емкостью 100 мл налить 50 мл дистиллированной воды, 5 мл 2н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и нагреть до кипения.

Содержимое меньшего стакана, т.е. раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  перелить медленно, по каплям, постоянно помешивая стеклянной палочкой в большой стакан. При этом произойдет реакция, в результате которой  $\text{BaSO}_4$  выпадет в осадок.



Затем осадку дать отстояться. Когда раствор над осадком станет прозрачным, проверить полноту осаждения катионов бария, добавив 1-2 капли раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Если в месте падения капель  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не появится мути, то осаждение полное.

Стакан вместе со стеклянной палочкой закрыть подписанным листом бумаги и поставить до следующего занятия в шкаф.

III. Промывание и фильтрование осадка.

Для промывания взять беззольный фильтр, вложить в воронку осторожно по палочке сливать раствор на фильтр из стакана с осадком. Для этого плотно приставить к носику стакана стеклянную палочку и по ней сливать жидкость. Между заполнениями фильтра стеклянная палочка должна находиться в стакане, но не касаться внутренней стенки носика.

К осадку в стакане приливать по 5-10 мл дистиллированной воды и раствор сливать по стеклянной палочке на фильтр. Эту операцию повторять до тех пор, пока весь осадок не будет перенесен на фильтр.

Таким образом, осадок должен полностью попасть на фильтр, его подсушить в течение 20-30 минут, после чего подогнуть края фильтра внутрь стеклянной палочкой и фильтр с осадком поместить во взвешенный тигель для прокаливания в муфельной печи.

IV. Взвесить пустой прокаленный тигель. Заполнить таблицу.

Вес пустого тигеля

| На технохимических весах | На аналитических весах |
|--------------------------|------------------------|
|                          |                        |

V. Взвесить тигель с осадком  $\text{BaSO}_4$  после прокаливания в муфельной печи. Заполнить таблицу.

| На технохимических весах | На аналитических весах |
|--------------------------|------------------------|
|                          |                        |

VI. Расчет

Форма записи

### Взвешивание анализируемого образца

|  |   |    |
|--|---|----|
| Масса бюкса с навеской $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ | - | г. |
| Масса пустого бюкса  | - | г. |
| Масса навески $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$          | - | г. |
| Взвешивания сульфата бария $\text{BaSO}_4$                       |   |    |
| Масса пустого тигеля   | - | г. |
| Масса тигеля с осадком $\text{BaSO}_4$                           | - | г. |
| Масса полученного $\text{BaSO}_4$                                | - | г. |

Дано:

$m_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}$

$m_{\text{BaSO}_4}$

---

$w_{\text{Ba}} - ?$

Решение:

### Урок 18.

**Тема: Титриметрический метод анализа.**

#### Измерительная посуда в титриметрическом анализе.

**Мерные цилиндры и мензурки** служат для приблизительного измерения объемов. Их изготавливают вместимостью от 50 до 1000 мл. Ошибка в определении объемов при использовании ими может достигать 0,2-0,4 мл. Мензурки отличаются от цилиндров конической формой и поэтому более устойчивы. Чем больше диаметр цилиндров и мензурок, тем меньше их точность, поэтому большими цилиндрами и мензурками нельзя измерять малые объемы.

**Мерные колбы** служат для приготовления растворов с точной концентрацией и для точного разбавления их, а также для приготовления точных объемов анализируемого вещества. Наиболее употребительны мерные колбы вместимостью 50, 100, 200, 250, 500, 1000 мл.

Вместимость колбы указана на боковой поверхности и относится чаще всего температуре  $20^\circ\text{C}$ . Растворимое вещество вносят через сухую чистую воронку в мерную колбу, снимают с нее частицы вещества растворителем и заполняют им колбу наполовину. Вращательными движениями растворяют вещество и наливают растворитель почти до черты (мениска). Затем по каплям доводят уровень раствора точно до метки, плотно закрывают пробкой и тщательно перемешивают. При проверке правильности заполнения колбы ее держат так, чтобы метка находилась на уровне глаз. При этом вогнутый мениск жидкости должен касаться нижней частью черты на колбе. Колбу следует брать за горло выше метки, чтобы не изменять температуру раствора. В меньшей колбе нельзя нагревать растворы, хранить их длительное время и проводить в них реакции, так как это способствует выщелачиванию стекла.

**Пипетки.** Пипетками отбирают и переносят точные объемы растворов из одного сосуда в другой. Пипетки бывают двух видов: цилиндрические и с расширением (пипетка Мора). Пипетки вместимостью 1-2 мл, сделанные из узких трубочек с делениями на десятые и сотые доли миллилитра, называют микропипетками.

**Цилиндрические пипетки** – это узкие стеклянные трубки с делениями, обычная вместимость которых составляет 1, 2, 5, 10, 20, 25 мл. Ими можно отмерять любой нужный объем раствора. Более точны пипетки с расширением. Их выпускают вместимостью от 0,5 до 100 мл. Ими можно отбирать только один объем, на который она рассчитана. Чистую

пипетку предварительно 2-3 раза ополаскивают тем раствором, с которым будут работать. Жидкость в пипетку набирают грушей. После того как уровень жидкости поднимается выше метки, трубку пипетки закрывают указательным пальцем и, изменяя нажим, дают жидкости стечь, так, чтобы нижняя точка мениска упиралась в метку. При засасывании жидкости нижняя часть пипетки должна быть погружена в жидкость. При выливании жидкости палец не отнимают от отверстия пипетки, а только ослабляют нажим. Жидкость из пипетки должна выливаться за 30 сек. После этого касаются «носиком» пипетки внутренней стороны колбы. Выдуть жидкость из пипетки нельзя.

**Бюретки** служат для измерения точных объемов взаимодействующих растворов для определения и концентрации. Они представляют собой длинные стеклянные трубки, калиброванные на миллилитры и их доли, на нижней части которых находится стеклянный кран или резиновая трубка со стеклянным наконечником. На резиновую трубку надевают металлический зажим или же вставляют в ее просвет стеклянный шарик. Наиболее употребительны бюретки объемом 25, 50 мл. Объем прозрачных растворов отсчитывают по нижней части мениска, а темных – по верхней части мениска. Чистую бюретку 2-3 раза ополаскивают рабочим раствором. Пользуясь воронкой, бюретку заполняют раствором выше нулевого деления. Затем проверяют, нет ли в носике пузырьков воздуха. Пузырьки легко удаляются, если стеклянный носик приподнимают и дают раствору его заполнить. Потом доливают уровень жидкости до нулевого деления. При отсчете объема, глаз должен находиться на уровне мениска.

**Воронки** используются при заполнении бюреток жидкостью, при перенесении сыпучих веществ в колбы при приготовлении растворов.

**Конические колбы** используются при помещении в них титруемых растворов при титровании в объемном анализе.

## Урок 19.

### Тема: Метод нейтрализации.

**Цель:** научиться производить расчеты и вычисления в титриметрическом анализе, строить кривые титрования, производить выбор индикаторов, определять точку эквивалентности.

**Оборудование и реактивы:** колбы для титрования, бюретки со штативом, рабочий раствор КОН титруемый раствор  $H_2SO_4$  пипетки фенолфталеин, метиловый оранжевый таблица "Кривые титрования".

### Контрольные вопросы:

1. Что называется алколиметрией?
2. Что называется ацидиметрией?
3. Какова рН среда раствора при титровании сильной кислоты сильной щелочью?
4. Какова рН среды раствора при титровании слабой кислоты щелочью?
5. Какова рН среды раствора при титровании слабых оснований сильными кислотами?
6. Что такое рН – индикаторы?
7. Что называется областью перехода индикатора?
8. Что называется показателем титрования?
9. Что представляют собой кривые титрования?
10. Что такое скачок титрования?

### Ход работы

Определение нормальности и титра  $H_2SO_4$  по КОН. В качестве рабочего раствора берется 0,1н раствор КОН. Определение ведем по фенолфталеину и метиловому оранжевому

Титрование с индикатором фенолфталеином

Рабочим раствором щелочи заполните бюретку. В две конические колбы поместите по 10 мл. определяемого раствора  $H_2SO_4$  (с помощью пипетки)

Добавьте в каждую колбу по 2 капли раствора фенолфталеина и титруйте раствором щелочи до появления бледно-розовой окраски, не исчезающей в течении 30 сек

Титрование повторяют до получения 2-3 сходящихся результатов.

Результате титрования записывают и рассчитывают точную нормальность и титр раствора щелочи.

Форма записи

|   |   |
|---|---|
| $V_{H_2SO_4} = 10 \text{ мл}$ $N_{KOH} = 0,1 \text{ н}$ $V_{KOH} =$ $V_{KOH} =$ <hr style="border: 0.5px solid black;"/> $V_{\text{ср } KOH} =$ | $N_{H_2SO_4} * V_{H_2SO_4} = N_{KOH} * V_{KOH}$ $N_{H_2SO_4} = \frac{N_{KOH} * V_{KOH}}{V_{H_2SO_4}} \text{ (экв / л)}$ $T_{H_2SO_4} = \frac{N_{H_2SO_4} * \mathcal{E}_{H_2SO_4}}{1000} \text{ (г / мл)}$ $T_{KOH} / T_{H_2SO_4} = \frac{N_{KOH} * \mathcal{E}_{H_2SO_4}}{1000} \text{ (г / мл)}$ |
|---|---|

II. Такое же титрование проводят с индикатором метиловым оранжевым и производят расчеты.

### Урок 20.

**Тема: Метод перманганатометрии. Установка нормальности перманганата калия по щавелевой кислоте.**

**Оборудование и реактивы:** мерные колбы, бюретки, пипетки.  $KMnO_4$ ,  $H_2C_2O_4$ , 2н  $H_2SO_4$ , спиртовка, асбестовая сетка, мерные цилиндры, электроплитки

Контрольные вопросы:

1. Какие реакции лежат в основе оксидиметрии?
2. Каковы особенности окислительно - восстановительных реакций?
3. Каким образом можно увеличить скорость окислительно-восстановительных реакций?
4. Что такое редокс – индикаторы?

Ход работы:

#### Опыт I. Определение титра $KMnO_4$ .

10 мл 0,1 н. раствора щавелевой кислоты переносят в коническую колбу вместимостью 250 мл, добавляют около 50 мл воды и 15 мл (мерным цилиндром) разбавленной  $H_2SO_4$ . Полученный раствор нагревают до 80-90° С (кипятить нельзя, т.к.  $H_2C_2O_4$  разлагается) В бюретку помещают раствор  $KMnO_4$  и устанавливают мениск на нуле.

Горячий раствор титруют раствором  $KMnO_4$  до появления первого непсчезающего бледно-розового окрашивания. Во время титрования раствор надо перемешивать. Добавлять новую порцию раствора  $KMnO_4$  следует только после полного исчезновения окраски от предыдущей порции. Получают 2-3 сходящихся результата и вычисляют титр  $KMnO_4$

|   |  |
|---|--|
| <p>Дано:</p> $N(H_2C_2O_4) = 0,1 \text{ н}$ $V(H_2C_2O_4) = 10 \text{ мл}$ $V_{\text{ср}}(KMnO_4) =$ <hr style="border: 0.5px solid black;"/> $N(KMnO_4) = ?$ $T(KMnO_4) = ?$ | $V(H_2C_2O_4) \cdot N(H_2C_2O_4) = V(KMnO_4) \cdot N(KMnO_4)$ $N(KMnO_4) = \frac{V(H_2C_2O_4) \cdot N(H_2C_2O_4)}{V(KMnO_4)}$ $T = \frac{N(KMnO_4) \cdot \mathcal{E}(KMnO_4)}{1000}$ |
|---|--|



## Урок 21.

### Тема: Метод пермангантометрии. Определение железа (II) в соли Мора.

**Цель:** научиться производить расчеты и вычисления в титриметрическом анализе, строить кривые титрования.

**Оборудование и реактивы:** мерные колбы, бюретки, пипетки.  $KMnO_4$ ,  $H_2C_2O_4$ , соль Мора, 2н  $H_2SO_4$ , спиртовка, асбестовая сетка, мерные цилиндры, электроплитки

Контрольные вопросы:

1. Кто такие специфические индикаторы?
2. При каких условиях в оксидиметрии возможно титрование без индикатора?
3. Что является рабочим раствором в перманганатометрии?
4. Какое вещество является исходным для определения точной концентрации в перманганатометрии?

Ход работы:

### Опыт II. Определение железа в соли Мора.

В колбу для титрования пипеткой переносят 10 мл раствора соли Мора, добавляют 10 мл. 2 н  $H_2SO_4$  и титруют раствором  $KMnO_4$  до устойчивой бледно-розовой окраски.

Титрование проводят на холоду, т.к. при нагревании соли Fe (II) окисляются кислородом воздуха.

Получают 2-3 сходящихся результата и вычисляют Т  $KMnO_4 / Fe^{2+}$  и количество граммов железа в анализируемом растворе.

Дано:

$$V(\text{соль Мора}) = 10 \text{ мл}$$

$$N(H_2SO_4) = 2 \text{ н}$$

$$V(H_2SO_4) = 10 \text{ мл}$$

$$V_{\text{ср}}(KMnO_4) =$$

$$T(KMnO_4) / Fe^{2+} = ?$$

$$mFe^{2+} = ?$$

$$V(H_2SO_4) \cdot N(H_2SO_4) = V(KMnO_4) \cdot N(KMnO_4)$$

$$N(KMnO_4) = \frac{V(H_2SO_4) \cdot N(H_2SO_4)}{V(KMnO_4)}$$

$$T_{KMnO_4 / Fe^{2+}} = \frac{N(KMnO_4) \cdot \mathcal{E}(FeSO_4)}{1000}$$

$$mFe^{2+} = T_{KMnO_4 / Fe^{2+}} \cdot V(KMnO_4)$$

## Урок 22.

### Тема: Метод иодометрии.

**Оборудование и реактивы:** бюретки, колбы для титрования, мерные цилиндры 10, 25 мл, пипетки 2,5 мл, растворы  $Na_2S_2O_3$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $CuSO_4$ ,  $KI$ ,  $H_2SO_4$ , крахмал.

Контрольные вопросы:

1. Какая реакция лежит в основе иодометрии?
2. Какой раствор является рабочим для иодометрического определения окислителей?
3. Какое вещество применяется в качестве индикатора в иодометрии и на чем основано его применение?
4. Опишите процесс установки титра тиосульфата натрия по дихромату калия.
5. Опишите процесс определения меди иодометрически.

Ход работы:

I. Определение концентрации тиосульфата натрия по дихромату калия.

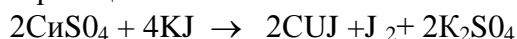
В коническую колбу налейте 20 мл 5% раствора  $KI$ , прибавить 15 мл 2н  $H_2SO_4$ , раствор должен быть бесцветным.

После этого к раствору  $KI$  и  $H_2SO_4$  в колбу добавляют 10 мл дихромата калия, раствор перемешивают, накрывают часовым стеклом и дают постоять 5 мин для того, чтобы реакция полностью прошла. Затем снимают часовое стекло, разбавляют раствор водой до 80 мл и титруют выделившийся йод рабочим раствором.

Когда окраска раствора станет бледно -желтой с зеленым оттенком, прибавляют 2 мл раствора крахмала и продолжают медленно титровать до перехода синей окраски раствора в светло - зеленую. Титрование повторяют, записывают результаты и рассчитывают точную нормальность  $N$  ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ),  $T$  ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3/ \text{I}_2$ ),  $T$  ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3/ \text{Cu}^{2+}$ )

II Определение меди в сульфате мед

(II) Определение основано на реакции



В коническую колбу налейте 20 мл 5% KI и добавьте пипеткой 10 мл раствора  $\text{CuSO}_4$ . Накройте колбу часовым стеклом и дайте постоять 5-6 мин в темном месте. После этого выделившийся йод оттитруйте тиосульфатом. Когда смесь в колбе станет светло - желтой, добавьте 2 мл крахмала и продолжайте медленно титровать до исчезновения синей окраски. Остается раствор со взмученным осадком  $\text{CuI}$  цвета слоновой кости. Титрование повторите и рассчитайте количество меди во взятой навеске.

$T_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3/\text{Cu}} = ?$

$$m_{\text{Cu}} = T_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3/\text{Cu}} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$$

$m_{\text{Cu}} = ?$

### Урок 23.

**Тема: Метод осаждения. Аргентометрия.**

**Оборудование и реактивы:** бюретки, мерные цилиндры, колбы для титрования, 0,5н  $\text{AgNO}_3$ , 0,5н  $\text{NaCl}$ , 5%  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  дистиллированная вода

Контрольные вопросы:

1. На чем основаны методы осаждения?
2. Каким требованиям должны удовлетворять реакции, применяемые в методе осаждения?
3. Когда наступает точка эквивалентности в методе осаждения?
4. Какие реакции лежат в основе метода Мора?
5. Какой раствор является рабочим в методе Мора?
6. Что является индикатором в методе Мора?
7. Что является исходным веществом для определения титра рабочего раствора?
8. Какие условия необходимы для количественного определения по методу Мора?

Ход работы:

I. *Определение титра  $\text{AgNO}_3$ .*

Бюретку наполняют раствором нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . В колбу для титрования перенести 10 мл 0,05н хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , добавьте 0,5 мл индикатора хромата калия и немного разбавьте водой. Медленно титруйте рабочим раствором, непрерывно перемешивая жидкость до появления первого не исчезающего изменения цвета суспензии. Нужно уловить момент, когда лимонно - желтый цвет суспензии приобретет от капли  $\text{AgNO}_3$ . слегка красноватый оттенок. Определите нормальность и титр  $\text{AgNO}_3$ . Титрование проводят 2 раза.

$$N_{\text{AgNO}_3} = \frac{V_{\text{NaCl}} \cdot N_{\text{NaCl}}}{V_{\text{AgNO}_3}}$$

$$T_{\text{AgNO}_3} = \frac{N_{\text{AgNO}_3} \cdot \mathcal{E}_{\text{AgNO}_3}}{1000}$$

II. *Определение хлорида в растворе.* В колбу для титрования помещают 10 мл хлорида натрия, немного разбавляют водой, добавляют 0,5 мл индикатора  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и титруют рабочим раствором  $\text{AgNO}_3$  до изменения окраски содержимого колбы из лимонно-желтой в темно-розовую. Рассчитывают содержание хлора в полученном растворе (в граммах)

|   |  |
|---|--|
| $V_{\text{NaCl}} = 10$<br>$N_{\text{NaCl}} = 0,05\text{н}$<br>$V_1 \text{AgNO}_3 - ?$<br>$V_2 \text{AgNO}_3 - ?$<br>$V_{\text{cp}} \text{AgNO}_3 - ?$ | $N_{\text{AgNO}_3} = \frac{V_{\text{NaCl}} \cdot N_{\text{NaCl}}}{V_{\text{AgNO}_3}}$ $T_{\text{AgNO}_3/\text{Cl}} = \frac{N_{\text{AgNO}_3} \cdot \mathcal{E}_{\text{Cl}}}{1000}$ |
|---|--|

$$\frac{T_{\text{AgNO}_3/\text{Cl}} - ?}{m_{\text{Cl}} - ?} \quad m_{\text{Cl}} = T_{\text{AgNO}_3/\text{Cl}} \cdot V_{\text{ср}} \text{ AgNO}_3$$

## Урок 24.

**Тема: Метод комплексонометрии. Определение общей жесткости воды.**

**Оборудование и реактивы:** бюретки, мерные цилиндры, пипетки, колбы для титрования, природная вода, аммонийная смесь, буферная смесь, хромоген черный, вытяжка почек, трилон Б, мурексид, NaCl, раствор KOH.

### Контрольные вопросы.

1. На чем основаны методы комплексообразования?
2. Что такое комплексоны?
3. Что используется в качестве рабочих растворов в методах, комплексообразования?
4. Каковы условия комплексонометрического титрования?
5. Какие индикаторы используются в комплексонометрии?
6. На чем основано применение металлоиндикаторов в комплексонометрии?
7. Какие реакции лежат в основе процесса определения металлов с помощью металлоиндикаторов?
8. Чем обусловлена жесткость природной воды?
9. Чем отличаются временная и постоянная жесткость воды?

### **Ход работы**

Определение общей жесткости воды.

В колбу для титрования налить 100 мл природной воды, добавить 5мл аммонийной буферной смеси. Прибавлять по каплям раствор индикатора - хромогена черного до появления хорошо заметной, но не очень темной винно - красной окраски.

Титруйте 0,05н раствором трилона Б до перехода винно - красной окраски в синюю. В конце титрования рабочий раствор прибавляйте по одной капле. Добейтесь, чтобы красноватый оттенок совершенно исчез. Титрование повторите.

Общую жесткость вычислите по формуле (мг-экв/л)

$$жс = \frac{NV_1}{V} 1000$$

где N - нормальность рабочего раствора

$V_1$ - объём рабочего раствора

V-объём природной воды.

II. Определение суммарного содержания ионов кальция и магния.

50 мл исходной вытяжки перенести в колбу для титрования, прибавьте 5 мл аммонийной буферной смеси, добавить хромогена черного и титруйте рабочим раствором до перехода винно - красной окраски жидкости в синюю. Титрование повторить, суммарное число ммоль эквивалентов кальция и магния в 1000 мл вытяжки вычислите по формуле:

$$n(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = \frac{NV}{V_{\text{вод.выт}}} 1000$$

где N- нормальность рабочего раствора,

V- объём рабочего раствора №

III. Определение содержания кальция.

50 мл исходной вытяжки перенести в колбу для титрования, прилить 2,5 мл раствора KOH, добавить индикатора - смеси мурексида с NaCl - 30-40 г. Затем медленно титруйте рабочим раствором перехода розовой окраски в сине- фиолетовую, не исчезающую в течение 3 мин. Повторите титрование, число ммоль эквивалентов кальция вычислите по формуле:

$$n(\text{Ca}^{2+}) = \frac{NV}{V_{\text{во.выт.}}} 1000$$

Содержание магния вычисляют по разности.

$$n(\text{Mg}^{2+}) = n(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) - n(\text{Ca}^{2+})$$

## Урок 25.

### Тема: Колориметрия. КФК-2. Определение меди в растворе сульфата меди

**Цель:** Ознакомится с устройством, оптической схемой, порядком работы на КФК-2.

Определить содержание меди в растворе фотометрическим методом, пользуясь градуировочной кривой.

**Образование и реактивы:** разб.  $\text{NH}_4\text{OH}$  (1:3), конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , дистиллированная вода пипетки, груши, колбы на 50мл (8шт),  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , колба на 1л, испытуемый раствор  $\text{Cu}^{2+}$  (0,01 – 0,5мг  $\text{Cu}^{2+}$ ).

### Контрольные вопросы:

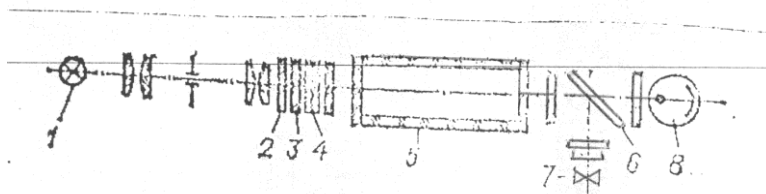
1. В чем сущность закона Бугера-Ламберта-Бера?
2. Что представляет собой оптическая плотность.
3. Что такое колориметрия?
4. Опишите общий вид прибора КФК-2.
5. Какова принципиальная оптическая схема фотоколориметра КФК-2?
6. Опишите порядок работы на колориметре фотоэлектрическом концентрационном.

Однолучевой фотоколориметр КФК-2 предназначен для измерения пропускания, оптической плотности и концентрации окрашенных растворов, рассеивающих взвесей, эмульсий и коллоидных растворов в области спектра 315-980нм.

### Принципиальная оптическая схема фотоколориметра КФК-2.

Свет от галогенной малогабаритной лампы 1 проходит последовательно через систему линз, теплозащитный 2, нейтральный 3, выбранный цветной светофильтры, кювету 5 с раствором сравнения или с исследуемым раствором, попадает на пластину 6, которая делит световой поток на 2 : 10% света направляется на фотодиод 7 (при измерениях в области спектра 590-980нм) и 90% - на фотоэлемент 8 (при измерениях в области спектра 315-540нм).

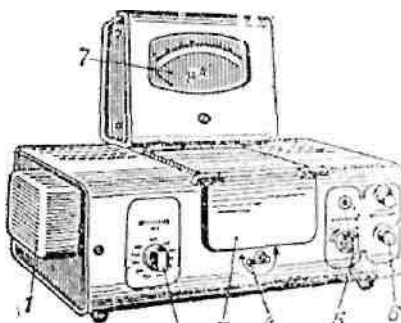
Принципиальная оптическая схема КФК-2



1-источник света, 2-теплозащитный светофильтр, 3-нейтральный светофильтр, 4- цветной светофильтр, 5- кювета с исследуемым раствором или раствором сранения, 6- пластина, которая делит световой поток на два потока, 7-фотодиод, 8-фотоэлемент

### Общий вид прибора КФК-2

1-осветитель, 2- рукоятка ввода цветных светофильтров, 3- кюветное отделение, 4-рукоятка перемещения кювет с раствором, 5-рукоятка «чувствительность», 6-рукоятка настройки прибора на 100% пропускание, 7-микроамперметр.



#### Порядок работы на колориметре фотоэлектрическом концентрационном.

1. Колориметр включите в сеть за 15 минут до начала измерений. Во время прогрева кюветное отделение должно быть открыто.
2. Установите необходимый для работы светофильтр (длину волны).
3. Установите максимальную чувствительность колориметра. Для этого ручку «чувствительность» установите в положение 1; ручку «Установка 100» и «Грубо» в крайнее левое положение.
4. Налейте в кювету исследуемый раствор до метки и протрите торцовые стенки кюветы фильтровальной бумагой.
5. Поместите растворитель в кюветодержатель верхний, а исследуемый раствор в нижний, закройте кюветное отделение.
6. Ручками «Чувствительность», «Грубо», «Точно» установите 0 по шкале колориметра Д.
7. Поворотом ручки кювету с растворителем замените кюветой с исследуемым раствором. Снимите показания.
8. Измерение проводите 3-5 раз и окончательное значение измерений величины определите как среднее арифметическое из полученных значений.

#### **Определение меди в растворе.**

Определение содержания  $\text{Cu}^{2+}$  в растворах представляет большой практический интерес. Соли меди широко применяют в с/х как ядохимикаты. Кроме того ион  $\text{Cu}^{2+}$  входит в состав медных микроудобрений.

Фотометрические определения меди выполняют аммиачным, ферроцианидным и др. м-дами. Аммиачный м-д основан на образовании ионом  $\text{Cu}^{2+}$  с аммиаком комплекса  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , окрашенного в интенсивно синий цвет. Окраска его достаточно устойчива, колориметрировать раствор можно любым из способов.

Перед определением концентрации меди в растворе необходимо построить градуировочный график, пользуясь специальным растворителем и стандартным раствором соли  $\text{Cu}^{2+}$ .

Приготовление раствора сравнения для построения градуировочного графика.

10мл разб.(1:3) аммиака переносят в мерную колбу вместимостью 50мл, добавляют 1 каплю конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84\text{г/см}^3$ ) и доводят дистиллированной водой до метки (нулевой раствор).

Приготовление стандартного раствора соли меди. 3,927г. химически чистого сульфата меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  переносят в мерную колбу вместимостью 1000мл, растворяют, приливают 5мл конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и доводят водой до метки. В 1мл этого раствора содержится 1мг иона  $\text{Cu}^{2+}$ .

Построение градуировочного графика.

В 6 мерных колб вместимостью по 50мл отмерьте пипетками соответственно 25; 20; 15; 10; 5 и 2,5 мл стандартного раствора соли меди. В каждую из колб прибавьте по 10мл разб. (1:3) раствора аммиака и доведите объемы дистиллированной водой до метки.

Измерение абсорбционности А начните с раствора, имеющего наибольшую концентрацию меди. Для этого раствор из колбы налейте в кювету с рабочей шириной 1см, закройте кювету крышкой и измерьте абсорбционность раствора при красном светофильтре. Измерив абсорбционность А всех растворов, постройте градуировочный график. При этом по горизонтали оси откладывайте известные концентрации ионов  $\text{Cu}^{2+}$  (т.е. 0,5; 0,4; 0,3; 0,2; 0,1; 0,05 мг меди в 1мл), а по вертикальной -соответствующие им абсорбционности растворов.

Градуировочный график.

Ход определения меди в исследуемом растворе.

В мерную колбу вместимостью 50мл возьмите для анализа немного испытуемого раствора, который может содержать от 0,01 до 0,5мг  $\text{Cu}^{2+}$ . Прибавьте в колбу 1 каплю конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,

нейтрализуйте разб. (1:3) аммиаком, приливая его по каплям до появления мути. Прилейте еще 10мл аммиака и доведите объем в колбе водой до метки.

Раствор тщательно перемешайте, наполните им кювету с рабочей шириной 1см и измерьте абсорбционность его при красном светофильтре, т.е. при тех же условиях, при каких был получен градуировочный график.

Зная абсорбционность, найдите по градуировочному графику концентрацию иона  $\text{Cu}^{2+}$  в миллиграммах на 1мл раствора. Умножив и на объем всего анализируемого раствора (50мл), вычислите общую массу меди.

## Урок 26.

**Тема:** Электрохимический метод анализа. Определение рН воды.

**Цель:** определение водородного показателя с помощью химического прибора иономера.

**Оборудование и реактивы:** Иономер, химический стакан, дистиллированная вода, фильтровальная бумага, исследуемый раствор, прибор универсальный иономер ЭВ-74.

### Ход работы:

Универсальный иономер ЭВ-74.

Работа на иономере ЭВ-74 требует определенной последовательности операций. Штекер на конце датчика включают в гнездо. Измеряют на задней стенке прибора, вспомогательный электрод сравнения заполняют насыщенным раствором KCL. Включив прибор в сеть, прогревают его 50-60 мин. и корректируют нуль гальванометра.

Затем настраивают иономер по буферным растворам. Наливают в сухой стаканчик буферный раствор с рН 1,68, опускают в него электроды, температурный корректор устанавливают против отметки, отвечающей температуре раствора. После этого ручку потенциометра настройки ставят в среднее положение, переключатель «размах» переводят в положение «-1-19рН» потенциометром «Eu» и грубо корректируют стрелку гальванометра в положение 1,68рН; более плавно подводят стрелку к этой точке потенциометром «Eu».

Ополоснув электроды водой и осушив фильтровальной бумагой, опускают их в буферный раствор с рН 4,58, переключают кнопку диапазона в положение 4-9рН, корректируют рН.

Точно так же проверяют рН стандартных буферных растворов с рН 6,88 (в диапазоне 4-9 рН) и рН 9,22 (в диапазоне 8-11 рН). Если при проверке во всех диапазонах отклонения рН не превышают 0,05, заканчивают настройку. После этого можно измерять рН исследуемого раствора.

Стекланный электрод оберегают от высыхания, т.к. это может изменять его характеристики; по окончании работы его погружают в воду.

Вспомогательный электрод заполняют насыщенным раствором KCL и периодически доливают раствор.

### Определение рН раствора на иономере ЭВ-74.

До начала измерения переключатели иономера установите на положение «t» и «-1-19». Включите иономер в сеть и прогрейте его 30 мин.

Слегка приподнимите стаканчик с электродами, отодвиньте столбик, промойте электроды дистиллированной водой из промывалки. Остатки воды с электродов удалите кусочками фильтровальной бумаги.

### Ход определения

Налейте испытуемый раствор в стаканчик иономера (до половины объема) и погрузите в него электроды.

После этого последовательно нажмите кнопки прибора «Катионы, анионы», «рХ», «-1-19».

Заметьте положение стрелки на шкале «-1-19» показывающего прибора и нажмите кнопку соответствующего диапазона. Если показание по шкале «-1-19» оказалось между цифрами 8-9, то следует нажать кнопку диапазона 4-9.

Запишите показания стрелки иономера по шкале «0-5» и прибавьте к нему начальную цифру выбранного диапазона. На этом определение величины рН испытуемого раствора закончено.

Электроды до следующего определения оставьте в дистиллированной воде. Выключите иономер из сети.

### **Урок 27.**

**Тема: Обязательная контрольная работа**

### **Урок 28.**

**Тема: Контрольно - обобщающий урок по курсу аналитической химии.**

Примерные задания, для контрольно-обобщающего урока:

Метод иодометрии. Нахождение титра и нормальности раствора.

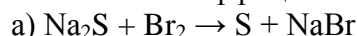
1. Чему равна нормальность и титр соляной кислоты, если на 15 мл раствора было израсходовано 20 мл 0,05 н гидроксида калия (KOH).

Способы выражения концентрации раствора

2. Какова молярная концентрация раствора, в 250 мл которого содержится 12,7 г сульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

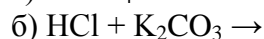
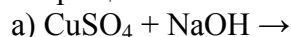
Окислительно-восстановительные реакции

3. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих уравнениях:



Реакции ионного обмена

4. Напишите реакции ионного обмена между веществами в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде:



Гидролиз солей

5. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида марганца  $\text{MnCl}_2$ .

## **Литература**

### **Основная:**

1. С.А. Шапиро, М.А Шапиро. Аналитическая химия.
2. Н. Л. Гурвич. Химический анализ.
3. К.М. Ольшанова, С.К. Пискарёва, К.М. Барашков Аналитическая химия.

### **Дополнительная:**

1. А.А. Ярославцев. Сборник задач и упражнений по аналитической химии.
2. Н.Я. Логинов. Аналитическая химия.
3. И.К. Цитович. Аналитическая химия.
4. Ю.Н. Жванко. Аналитическая химия.
5. В.И. Астафуров. Основы химического анализа.