Министерство здравоохранения Республики Башкортостан

Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение

 Республики Башкортостан

«Стерлитамакский медицинский колледж»

**Методические указания к лабораторным и практическим заданиям для обучающихся III курса**

**ОП.10. АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Качественный анализ катионов**

**по специальности 33.02.01 Фармация**



**2015 г.**

Рассмотрено на заседании ЦМК Зав. отделом по ПО

общеобразовательных

ОГСЭ, ЕН и ОП дисциплин \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Синица А. С.

протокол № 1 от 31.08. 2015 31. 08. 2015г.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ /Варламова Ю.А./

Практикум учебной дисциплины ОП.10 АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ разработан на основе Федерального государственного образовательного стандарта по программе подготовки специалистов среднего звена (ППССЗ) специальности 33.02.01 Фармация.

Разработчик: Фархшатова Э.А. - преподаватель химии ГАПОУ РБ «Стерлитамакский медицинский колледж»

**Введение.**

 Основой любого химического исследования является совокупность различных химических наук, каждая из которых нуждается в результатах химического анализа, поскольку химический состав – основа полезной и здоровой пищи. Целью аналитической химии становится определение концентрации веществ в различных веществах.

 Аналитическая химия – это наука о способах идентификации химических соединений, о принципах и методах определения химического состава веществ и их структуры. Она является научной основой химического анализа.

 Химический анализ – это получение опытным путем данных о составе и свойствах объектов. Впервые это понятие научно обосновал Р. Бойль в книге «Химик – скептик» (1661 г.) и ввел термин «анализ».

 Аналитическая химия базируется на знаниях, полученных при изучении курсов: неорганической, органической, общей химии, физики и математики.

 Цель изучения аналитической химии – освоение современных методов анализа веществ и их применение для решения задач по содержанию различных веществ в лекарственных веществах.

 Оствальд писал: «Аналитическая химия, или искусство распознавать вещества или их составные части, занимает среди приложений научной химии особое место, так как вопросы, на которые она дает возможность ответить, возникают всегда при попытке воспроизвести химические процессы для научных или технических целей. Благодаря такому своему значению аналитическая химия с давних пор встречает постоянную заботу о себе…».

Данное учебное пособие составлено применительно к стандартам и учебным программам по аналитической химии и физико-химическим методам анализа специальности 060301 Фармация в соответствии с программой курса аналитической химии на основе Федерального государственного образовательного стандарта (ФГОС) среднего профессионального образования (СПО) для студентов III курса.

 *В результате изучения дисциплины студент должен:*

*знать:*

- теоретические основы аналитической химии;

- методы качественного и количественного анализа неорганических и органических веществ, в том числе физико-химические;

- сущность методов качественного и количественного анализа, классификацию катионов и анионов, их значение, характеристику отдельных групп, важнейшие частные реакции;

 *уметь:*

- проводить качественный и количественный анализ химических веществ, в том числе лекарственных средств;

- применять методы качественного и количественного анализа при проведении химико-технологического контроля; производить вычисления и решать задачи в методах количественного анализа.

 1. Фармацевт (базовой подготовки) должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

2. Фармацевт (базовой подготовки) должен обладать профессиональными компетенциями, соответствующими видам деятельности:

ПК 1.1. Организовывать прием, хранение лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и товаров аптечного ассортимента в соответствии с требованиями нормативно-правовой базы.

ПК 1.6. Соблюдать правила санитарно-гигиенического режима, охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности.

ПК 2.1. Изготавливать лекарственные формы по рецептам и требованиям учреждений здравоохранения.

ПК 2.2. Изготавливать внутриаптечную заготовку и фасовать лекарственные средства для последующей реализации.

ПК 2.3. Владеть обязательными видами внутриаптечного контроля лекарственных средств.

С целью осуществления контроля знаний и проверки уровня усвоения материала, программой предусмотрено проведение итогового контроля знаний.

*Критерий оценки устного ответа.*

*Отметка «5»:* ответ полный и правильный на основании изученных теорий; материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком: ответ самостоятельный.

*Отметка «4»:* ответ полный и правильный на основании изученных теорий; материал изложен в определенной логической последовательности, при этом допущены две-три несущественные ошибки, исправленные по требованию учителя.

*Отметка «3»:* ответ полный, но при этом допущена существенная ошибка, или неполный, несвязный.

*Отметка «2»:* при ответе обнаружено непонимание учащимся основного содержания учебного материала или допущены существенные ошибки, которые учащийся не смог исправить при наводящих вопросах учителя.

*Отметка «1»:* отсутствие ответа.

*Критерий оценки письменного задания.*

*Отметка «5»:* работа выполнена полностью и правильно; сделаны правильные выводы; работа выполнена по плану с учетом ее особенностей.

*Отметка «4»:* работа выполнена правильно с учетом 2–3 несущественных ошибок исправленных самостоятельно по требованию учителя.

*Отметка «3»:* работа выполнена правильно не менее чем на половину или допущена существенная ошибка.

*Отметка «2»:* допущены две (и более) существенные ошибки в ходе работы, которые учащийся не может исправить даже по требованию учителя.

*Отметка «1»:* работа не выполнена.

**Введение.**

Качественный анализ – раздел аналитической химии, посвященный установлению качественного состава веществ, то есть обнаружению элементов и образуемых ими ионов, входящих в состав и простых, и сложных веществ. Делают это с помощью химических реакций, характерных для данного катиона или аниона, позволяющих обнаружить их как в индивидуальных веществах, так и в смесях. Химические реакции, пригодные для качественного анализа, должны сопровождаться заметным внешним эффектом. Это может быть:

 • выделение газа

• изменение окраски раствора

• выпадение осадка

• растворение осадка

• образование кристаллов характерной формы.

В первых четырех случаях за протеканием реакции наблюдают визуально, кристаллы рассматривают под микроскопом.

Для качественного анализа используют не только химические, но и физические и физико-химические методы, например фотометрию пламени (летучие соединения ионов щелочных и щелочно-земельных металлов придают пламени горелки характерную окраску).

Для получения правильных результатов необходимы реакции, выполнению которых не мешают другие присутствующие ионы. Для этого нужны специфические (взаимодействующие только с определяемым ионом) или хотя бы селективные (избирательные) реагенты.

Примером реакции с участием специфического реагента является выделение газообразного NH3 при действии сильных оснований (KOH или NaOH) на вещество, содержащее ион NH4+. Ни один катион не помешает обнаружению иона NH4+, потому что только он реагирует со щелочами с выделением NH3.

Диметилглиоксим (реагент Чугаева) служит примером селективного реагента: в щелочной среде он реагирует с ионами Ni2+, Co2+, Fe2+, а в кислой – только с ионами Pd2+. К сожалению, селективных, тем более специфических реагентов очень мало, поэтому при анализе сложной смеси приходится прибегать к маскированию мешающих ионов, переводя их в реакционно-инертную форму, или, чаще, к разделению смеси катионов или анионов на составные части, называемые аналитическими группами. Делают это с помощью специальных (групповых) реагентов, которые с рядом ионов, реагируя в одних и тех же условиях, образуют соединения с близкими свойствами – малорастворимые осадки или устойчивые растворимые комплексы. Это и позволяет разделить сложную смесь на более простые составные части.

 Существует несколько схeм деления катионов на аналитические группы с помощью групповых реагентов. Одна из них основана на использовании различий в растворимости хлоридов, сульфатов и гидроксидов. Действуя на смесь катионов в строго определенном порядке растворами HCl, H2SO4, NH3 и NaOH (групповые реагенты), можно разделить содержащиеся в смеси катионы на 6 аналитических групп. Эту схему называют *кислотно-щелочной* по именам используемых в ней групповых реагентов.

I группа: **K+, Na+, NH4+**– группового реагента нет

II группа: **Ag+, Pb2+** и Hg22+– групповой реагент HCl

III группа**: Ba2+, Ca2+,** Sr2+ – групповой реагент H2SO4

IV группа: **Al3+, Cr3+, Zn2+**– групповой реагент NаОН (избыток)

V группа: **Fe2+, Fe3+, Mn2+, Mg2+**– групповой реагент раствор NaOH (NH4OH) в избытке

VI группа: **Cu2+,** **Cd2+,** Hg2+– групповой реагент водный раствор аммиака

Есть другая схема – *сероводородная*, в которой групповыми реагентами служат HCl, H2S и (NH4)2CO3. Разделение катионов на 5 аналитических групп основано на различии свойств образуемых ими хлоридов, сульфидов и карбонатов:

I группа: K+, Na+, NH4+, – группового реагента нет, поэтому эти катионы остаются в растворе после отделения других групп.

II группа: Ba2+, Ca2+, Mg2+ и Sr2+ – групповой реагент (NH4)2CO3 – осаждает карбонаты этих катионов.

III группа: Al3+, Cr3+, Fe3+, Fe2+, Ni2+, Co2+, Mn2+, Zn2+ – групповой реагент (NH4)2S – осаждает гидроксиды Al3+и Cr3+ и сульфиды остальных катионов.

IV группа: Cu2+, Cd2+ и Hg2+, Bi3+ (I подгруппа) As3+, Sn2+, Sn4+, Sb3+ (II подгруппа) – групповой реагент H2S осаждает сульфиды этих катионов.

V группа: Ag+, Pb2+ и Hg22+ – групповой реагент HCl – осаждает хлориды этих катионов.

 Изучать будем реакции обнаружения только выделенных катионов

**Правила работы**

**в химической лаборатории.**

В химической лаборатории необходимо

• строго соблюдать правила техники безопасности (будет инструктаж!)

• работать обязательно в халате, иметь полотенце, мыть руки после работы

• соблюдать чистоту на рабочем месте

• аккуратно обращаться с реактивами

• внимательно относиться к коллегам

• знать, где находится аптечка

• о нестандартных ситуациях немедленно сообщать преподавателю и лаборанту

В лабораторном шкафу на полках стоят баночки с необходимыми для работы твердыми реактивами.

После отбора раствора из склянки или твердого вещества из баночки их нужно закрыть и сразу поставить на место. Раствор реагента из склянки нужно отбирать пипеткой. Для того чтобы раствор в склянке не загрязнялся, при перенесении раствора в пробирку постарайтесь не прикасаться капилляром к стенкам пробирки.

Если какого-то реагента в шкафу нет, нужно обратиться к преподавателю. Концентрированные кислоты и аммиак стоят под тягой, там нужно и выполнять реакции с их использованием.

Каждый получит набор посуды – штатив с пробирками, колбочку, стаканчик, фарфоровый стакан для хранения пипеток и шпателей. Посуда должна быть чистой. В конце занятия ее нужно тщательно вымыть водопроводной водой, ополоснуть дистиллированной и только после этого аккуратно поставить в шкаф для посуды.

Для будущего важно выработать два очень полезных навыка – работать на чистом столе и помнить, что у химика не должно быть неподписанных колб и любых других сосудов с твердыми веществами или растворами.

В практикуме по качественному анализу очень удобно работать, положив на стол стекло с укрепленной под ним белой бумагой – это облегчит наблюдение за изменением окраски раствора, выпадением осадка, особенно, если его мало. После выполнения реакции в пробирку нужно вставить маленький кусочек бумаги, на котором четко написать, что находится в пробирке.

**Посуда для качественного химического анализа**

При проведении реакций обнаружения ионов используют небольшие количества твердых веществ или растворов, поэтому нужна специальная химическая посуда.

1. пробирка для выполнения реакций в растворах;

2. пробирка для отделения осадка от раствора центрифугированием;

3. пипетка для отбора и перенесения части раствора;

4. колба для растворов;

5. стаканчик для твердых веществ;

6. ступка для растирания и измельчения твердых веществ;

7. фарфоровая чашечка для выпаривания раствора;

8. воронка для фильтрования раствора;

9. предметное стекло для микрокристаллоскопических реакций;

10. нихромовая проволочка для выполнения пирохимических реакций;

11. палочка с тупым кончиком для перемешивания раствора в пробирке;

12. палочка с тонким кончиком для выполнения микрокристаллоскопических реакций.

В лаборатории также есть

• микроскоп для рассматривания кристаллов;

• песочная баня для выпаривания раствора в фарфоровой чашечке;

• центрифуга для отделения осадка от раствора.

**Способы и техника выполнения реакций обнаружения ионов**

*Реакции в пробирке:* 1-3 капли анализируемого раствора пипеткой вносят в пробирку, не касаясь ее стенок, прибавляют строго в указанном в методике порядке и количестве необходимые реагенты. Перемешивают палочкой или осторожно встряхивая. Если образуется пересыщенный раствор и осадок долго не выпадает, осторожно потирают палочкой стенки пробирки. При необходимости нагревают пробирку на водяной бане.

*Микрокристаллоскопические реакции:* 1 каплю анализируемого раствора помещают на чистое сухое предметное стекло, рядом помещают 1 каплю реагента, не касаясь пипеткой стекла. Капли соединяют палочкой с оттянутым кончиком и через 1-2 мин рассматривают под микроскопом края капли, где за счет более быстрого испарения раствора концентрация раствора увеличивается и кристаллы растут быстрее.

*Капельные реакции:*1 каплю реагента из капилляра с тонким оттянутым кончиком и ровными краями наносят на полоску фильтровальной бумаги, слегка прикасаясь к ней капилляром. Должно получиться небольшое круглое пятно. Бумажку слегка подсушивают на воздухе. Другим капилляром в центр пятна аккуратно вносят 1 каплю анализируемого раствора. Слегка подсушив, рассматривают. Если результат сомнителен, выполняют контрольный опыт: в центр пятна реагента вместо анализируемого раствора вносят каплю воды и сравнивают с ранее полученным результатом.

*Пирохимические реакции* (окрашивание пламени горелки): предварительно нихромовую проволочку тщательно очищают. Для этого ее смачивают НСl (1:1), вносят в пламя горелки и прокаливают до исчезновения окраски (обычно пламя окрашивается в интенсивно желтый цвет примесями солей натрия). Затем на проволочку наносят анализируемый раствор или твердое вещество, смоченное HCl, и вносят в пламя горелки. В присутствии катионов щелочных и щелочно-земельных металлов пламя приобретет характерную окраску (см. ниже).

**Лабораторный журнал**

Записи, даже черновые, на клочках бумаги делать нельзя. Очень важно научиться сразу работать без черновиков.

Результаты выполнения работ в практикуме нужно записывать:

• только в лабораторный журнал

• сразу же после выполнения опыта

Записи должны быть химически грамотными и краткими. Для этого их представляют в виде таблицы. В таблице обязательно указывают название и формулу реагента, записывают уравнение реакции в ионной и молекулярной форме.

В графе ‹Условия выполнения› указывают способ выполнения реакции (см. выше), условия (pH, температура) и мешающие ионы. Обязательно указывают дату выполнения работы. Пример записи приведен ниже. 02.10.15.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Реакции обнаружения катионов I группы | Реагент | Уравнение реакции | Условия выполнения | Наблюдения |
| Реакции иона K+ | Гидротартратнатрия NaHC4H4O6 | KCl + NaHC4H4O6 ↔ KHC4H4O6↓+NaCl | Пробирка,комнатнаятемпература,pH 4-5,отсутствиеNH4+ | Белый осадоккристаллическийKHC4H4O6↓ |

**Приказ Минобрнауки России от 12.05.2014 № 501**

**"Об утверждении федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности 33.02.01 Фармация"**

**ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ПРОГРАММЫ ПОДГОТОВКИ**

**СПЕЦИАЛИСТОВ СРЕДНЕГО ЗВЕНА**

**ОП.10. Аналитическая химия**

**уметь:**

- проводить качественный и количественный анализ химических веществ, в том числе лекарственных средств;

**знать:**

- теоретические основы аналитической химии;

- методы качественного и количественного анализа неорганических и органических веществ, в том числе физико-химические;

1. Фармацевт (базовой подготовки) должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

2. Фармацевт (базовой подготовки) должен обладать профессиональными компетенциями, соответствующими видам деятельности:

ПК 1.1. Организовывать прием, хранение лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и товаров аптечного ассортимента в соответствии с требованиями нормативно-правовой базы.

ПК 1.6. Соблюдать правила санитарно-гигиенического режима, охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности.

5.2.2. Изготовление лекарственных форм и проведение обязательных видов внутриаптечного контроля.

ПК 2.1. Изготавливать лекарственные формы по рецептам и требованиям учреждений здравоохранения.

ПК 2.2. Изготавливать внутриаптечную заготовку и фасовать лекарственные средства для последующей реализации.

ПК 2.3. Владеть обязательными видами внутриаптечного контроля лекарственных средств.

**Лабораторно-практические занятия.**

**Практическое занятие №1.**

**Тема:** Техника безопасности и правила работы в лаборатории химии. Теоретические основы. Составление уравнений реакции в молекулярной и ионной формах. Направление реакций в растворах электролитов. Расчет ионной силы растворов электролитов. Расчет концентраций Н+ и ОН-, рН и рОН. Расчет возможности образования осадка. Расчет растворимости труднорастворимого электролита по значению ПР.

**Вид занятия:** практическое

**Цель:** Научиться работать в лаборатории химии, соблюдая правила и технику безопасности; научиться вычислять произведения растворимости, рН и рОН.

**Учебные цели:**

1. Техника безопасности и правила работы в лаборатории химии.
2. Составление уравнений реакций в молекулярной и ионной формах. Направление реакций в растворах электролитов;
3. Расчет ионной силы растворов электролитов;
4. Расчет концентраций Н+ и ОН-, рН и рОН. Расчет возможности образования осадка;
5. Расчет растворимости трудно-растворимого электролита по значению ПР.

**Вопросы для подготовки к занятию.**

1. Способы выражения состава раствора.
2. Ионная сила раствора.
3. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды.
4. Водородный и гидроксильный показатели. Растворимость. Равновесие в гетерогенной системе раствор–осадок.
5. Произведение растворимости (ПР). Условия образования и растворения осадков. Факторы, влияющие на растворимость труднорастворимых электролитов.

**Студент должен знать:**

-равновесие в растворах кислот и оснований;

-влияние рН раствора на диссоциацию кислот и оснований;

-гидролиз солей;

-буферные растворы и их свойства;

-равновесие в системе раствор-осадок. Произведение растворимости.

**Студент должен уметь:**

-рассчитывать концентрацию H+ и OH-, pH и pOH;

-рассчитывать растворимость труднорастворимого электролита по – значению ПР;

-рассчитывать возможность образования осадка;

-владеть техникой вычисления.

**Аудиторная работа**

**Изучить:**

* Правила работы в лаборатории химии
* Правила оформления лабораторных работ
* Выполнение упражнений на составление уравнений реакций в молекулярной и ионной формах.
* Расчет ионной силы растворов электролитов.
* Расчет молярной концентрации.
* Расчет концентраций Н+ и ОН-, рН и рОН.
* Расчет возможности образования осадка.
* Расчет растворимости трудно-растворимого электролита по значению ПР.

**ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

Электролитом называется система, содержащая положительно и отрицательно заряженные ионы, существующие независимо от внешних электрических или магнитных полей. Свойством растворов и расплавов электролитов является их способность проводить электрический ток. Процесс распада электролита на ионы называется процессом электролитической диссоциации. Для количественной характеристики элек-

тролитической диссоциации было введено понятие степени диссоциации. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного электролита называется степенью диссоциации α. Выражается в относительных единицах или (α·100%) в процентах.

 По степени диссоциации в растворах все электролиты делятся на две группы: слабые (α < 3%) и сильные (α > 30%) электролиты.

***Слабые электролиты***

К слабым электролитам относятся:

1) слабые минеральные кислоты и большинство органических кислот, например: Н2СО3, Н2SiO3, HCN, H3BO3, H2S,. HNO2, HSCN, НF, СН3СООН, Н2С2О4, НСООН;

2) основания, например: NH4OH, Pb(OH)2, AgOH, C6H5NH2;

3) отдельные соли: HgCl2, Fe(SCN)3, CdI2.

*Теория электролитической диссоциации (Аррениус)*

Теория относится к растворам слабых электролитов и основана на трех постулатах:

1. Некоторые вещества – электролиты способны в некоторых растворителях распадаться (диссоциировать) на противоположно заряженные частицы (положительно заряженные - катионы и отрицательно заряженные – анионы).

2. Электролиты диссоциируют не полностью, а лишь частично.

3. Силы взаимодействия между ионами в растворе отсутствуют.

 Количественно процессы диссоциации характеризуются константой Кд и степенью диссоциации α.

 Если записать процесс диссоциации в общем виде: АВ ↔ А+ + В-, где АВ - молекула любого химического соединения, А+ и В- - катион и анион соответственно. Процесс диссоциации в условиях динамического равновесия можно описать константой равновесия, которая называется константой диссоциации:



 где Кд – константа диссоциации (для молекул с гетерополярной связью). Квадратными скобками обозначены равновесные концентрации. Для молекул с гетерополярной связью она носит название константы ионизации Ки. В дальнейшем будем пользоваться термином константа диссоциации Кд, так как различие в обозначениях констант диссоциации и ионизации проявляются в механизмах распада молекул на ионы. Чем больше значение Кд, тем более глубоко протекает процесс диссоциации. Величина Кд зависит от природы диссоциирующего вещества и растворителя, а также от температуры и не зависит от концентрации раствора.

*Закон разбавления Оствальда.*

Закон определяет взаимосвязь между константой и степенью диссоциации в растворах слабых электролитов.

Если процесс диссоциации протекает согласно уравнению:

АВ ⇔ А+ + В-,

с-сα сα сα

и первоначальная молярная концентрация молекул АВ равна с, а степень диссоциации α, то концентрация каждого из ионов А+ и В- будет равна сα, а концентрация нераспавшихся молекул АВ (с-сα). Тогда константа диссоциации выразится

уравнением:



Это уравнение является математическим выражением закона разбавления Оствальда. Если α намного меньше единицы или Кд<10-5, то (1-α)≈1 и формула принимает вид: Кд = сα2.

Так как константа диссоциации при постоянной температуре постоянна и известна для большинства веществ (является табличной величиной), то с помощью этого выражения можно вычислить степень диссоциации при известной молярной концентрации электролита.

Пример 1. Вычислить концентрацию уксусной кислоты, если степень ее диссоциации равна 1,35%.

Решение. Уксусная кислота является слабым электролитом. Записываем процесс ее диссоциации:

СН3СООН ⇔ СН3СОО- + Н+.

Так как α = 1,35% = 0,0135, что намного меньше единицы, то можно пользоваться упрощенной формулой: Кд = сα2.

Откуда с = Кд/α2. Подставляя значения Кд (см. приложение, табл.1) и α в уравнение закона разбавления, получим:

с = 1,74·10-5/(0,0135)2 = 0,096 моль/л.

 Процесс диссоциации многоосновных кислот и гидроксидов многовалентных металлов может протекать по ступеням. Например, диссоциацию угольной кислоты можно записать следующим образом:

 Н2СО3 ⇔ Н+ + НСО3- 

где Кд1-константа диссоциации по первой ступени.

НСО3- ⇔ Н+ + СО3-2 

где Кд11-константа диссоциации по второй ступени. При этом, Кд11 всегда меньше Кд1.

Суммарная константа диссоциации Ксумм= Кд1· Кд11.

**Задачи-тренажеры**

Рассчитать степень диссоциации:

**1.** 0,01 М раствора гидроксида аммония.

**2.** 0,05 М раствора борной кислоты по третьей ступени.

**3.** 0,006 н. раствора сернистой кислоты по первой ступени.

**4.** 2%-ного раствора уксусной кислоты (плотность раствора равна 1,04 г/мл).

**5.** 0,03 М раствора угольной кислоты по первой ступени.

***Сильные электролиты***

К сильным электролитам относятся:

1) сильные минеральные кислоты, например: HNO3, HCl, H2SO4, HI, HBr, HClO3;

2) сильные основания, например: NaOH, KOH, LiOH, Ca(OH)2, Ва(OH)2;

3) практически все соли.

Согласно теории сильных электролитов, приведенные выше химические соединения, диссоциированы в растворах полностью. Однако константы диссоциации какого-либо сильного электролита, рассчитанные для различных концентраций, оказываются непостоянными. Это связано, согласно теории П. Дебая и Э. Хюккеля, с проявлением сил межмолекулярного взаимодействия, преимущественно электростатического характера, вследствие чего частицы способны объединяться в ассоциаты, представляющие собой единое кинетическое целое. В связи с этим вводят понятие активности как величину, характеризующую степень связанности ионов.

Активность – это эффективная (кажущаяся) концентрация вещества (иона), проявляющая себя в химических процессах в качестве реально действующей массы. Она имеет размерность концентрации (моль/л).

Поэтому в аналитической химии выделяют активную и аналитическую концентрацию ионов.

 Активная концентрация – концентрация свободных гидратированных ионов в растворе. Аналитическая концентрация – общая молярная концентрация ионов в растворе.

Степень отклонения свойств реального раствора от идеального характеризует коэффициент активности (f), равный отношению активности частицы (аА) к ее равновесной концентрации [A]



Коэффициенты активности ионов в растворах электролитов могут служить мерой электростатических взаимодействий в системе. Для идеальных растворов электростатические взаимодействия пренебрежимо малы, активности равны равновесным концентрациям и f=1.

Существуют различные методы определения и расчета коэффициентов активности. Поскольку электростатические взаимодействия особенно сильны в растворах электролитов, то основное внимание мы уделим расчетам коэффициентов активности ионов. Они зависят от величины µ, называемой ионной силой и вычисляемой по уравнению

µ = 0,5 Σ[Аi]zi2,

где [Ai] - равновесная концентрация иона, моль/л;

zi – заряд иона Ai.

Таким образом, ионная сила учитывает электростатическое влияние всех ионов в растворе. Она имеет размерность концентрации.

В разбавленных растворах (µ < 0,1 М) коэффициенты активности ионов меньше единицы и уменьшаются с ростом ионной силы. Растворы с очень низкой ионной силой (µ < 1·10-4 М) можно считать идеальными.

При более высоких ионных силах коэффициенты активности начинают зависеть от природы ионов, а затем и от общего состава раствора. В очень концентрированных растворах (µ > 1 М) коэффициенты активности ионов могут быть больше единицы. Одна из причин этого явления состоит в связывании значительного количества растворителя в результате сольватации ионов и, таким образом, в увеличении кажущейся концентрации ионов.

Экспериментально определить коэффициенты активности отдельных ионов невозможно, так как нельзя получить раствор, содержащий ионы только одного сорта. Опытным путем можно измерить лишь средний коэффициент активности f± ионов электролита AmBn , который связан с коэффициентами активности составляющих его ионов An+ и Bm+ .

Пример 2. Вычислить ионную силу 0,04 М растворе хлорида кальция.

Решение. Являясь сильным электролитом, СаCl2 полностью распадается на ионы:

СаCl2 ⇔ Са2+ + 2Cl-

При этом концентрация [Са2+] = 0,04 моль-ион/л, а концентрация [Cl-] = 2·0,04 = 0,08 моль-ион/л.

Находим ионную силу раствора:

µ = 0,5·(0,04·22+0,08·12) = 0,12 М.

**Задачи-тренажеры**

**1.** Рассчитать ионную силу 0,5 М раствора CuSO4.

**2.** Рассчитать ионную силу 0,3 М раствора K2SO4.

**3.** Рассчитать ионную силу 0,08 М раствора Cu(NO3)2.

**4.** Рассчитать ионную силу 0,2 М раствора NaCl.

**5.** Рассчитать ионную силу 0,08 М раствора Pb(NO3)2.

***Протолитическая теория кислот и оснований.***

***Ионное произведение воды. Водородный показатель***

Существует несколько теоретических концепций кислотно-основных превращений. Каждая из них имеет достоинства и недостатки и удовлетворительно описывает определенный круг явлений. Общей теории кислот и оснований нет. Круг явлений, с которыми сталкивается аналитическая химия, наиболее удовлетворительно описывается с позиций протолитической теории Н. Бренстеда и Т. Лоури (1923). Эта теория удачно объясняет практически все процессы в растворах, особенно в неводных, она получила всеобщее признание.

Теория основана на особенностях иона водорода. Протон лишен электронной оболочки, он на пять порядков меньше других ионов и очень подвижен. Вещества, способные отдавать протон, называют кислотами, а вещества, принимающие протон, - основаниями. Есть вещества, способные быть и донором, и акцептором протона, их называют амфолитами. Кислотами, основаниями и амфолитами могут быть незаряженные и заряженные соединения. Например: кислота основание амфолит



Обратимые реакции с переносом протона р от кислоты НА к основанию В называют кислотно-основными полуреакциями:

НА ⇔ р + А-,

В + р ⇔ ВН+.

Кислота и получившееся при отдаче протона основание составляют сопряженную пару. Это НА и А-, ВН+ и В. Свои кислотные и основные свойства вещества могут проявить лишь в протолитической реакции, объединяющей полуреакции:

НА + В ⇔ ВН+ + А-.

 кислота 1 основание 2 кислота 2 основание 1

Одним из компонентов протолитической реакции может быть растворитель. С точки зрения кислотно-основных свойств растворители можно разделить на три группы:

1) апротонные растворители, не обладающие ни кислотными, ни основными свойствами – например, углеводороды и их галогенпроизводные: бензол, гексан, хлороформ;

2) протофильные растворители, обладающие только основными свойствами: кетоны (ацетон), простые эфиры (диоксан, диэтиловый эфир), третичные амины (пиридин);

3) амфипротонные растворители, обладающие как кислотными, так и основными свойствами: вода, спирты, карбоновые кислоты, первичные и вторичные амины.

Важнейшая особенность амфипротонных растворителей – способность к передаче протона от одной молекулы растворителя к другой:

2SH = S- + SH2+, Н2О + Н2О ⇔ Н3О + + ОН-.

Такие процессы, в которых одна молекула растворителя проявляет свойства кислоты, а другая – основания, называют автопротолизом.

Константа автопротолиза воды обозначается Kw или KH2O и называется ионным произведением воды:



Для чистой воды и для сильно разбавленных растворов электролитов при 25 °С Kw является величиной постоянной и равной: Кw = [Н+][ОН-] = [10-7][10-7] = 10-14.

Зная значение K w, можно рассчитать равновесные концентрации ионов H+ и OH- в растворе:



Кислотность или щелочность среды удобно выражать величиной водородного и гидроксидного показателей, которые равны: рН = –lg [Н+], рОН = –lg [ОН-]. Из выражения ионного произведения воды следует, что рН + рОН = 14. Откуда

рН = 14 – рОН; рОН = 14 – рН.

Если содержание ионов водорода больше ионов гидроксила ([Н+] > [ОН-]), то среда раствора – кислая (рН < 7), если [Н+] < [ОН-] – щелочная (рН > 7); в случае когда [Н+] = [ОН-] – нейтральная (рН = 7).

При взаимодействии с амфипротонными растворителями растворенные вещества могут проявлять как – кислотные, так и основные свойства:

HA + HS ⇔ SH2+ + A-,

B + HS ⇔ S- + BH+.

Вещества HA и B могут быть заряженными и незаряженными. Например, в воде:

HNO2 + H2O ⇔ H3O+ + NO2-,

NH4+ + H2O ⇔ H3O+ + NH3,

NH3 + H2O ⇔ OH- + NH4+,

CH3COO- + H2O ⇔ OH- + CH3COOH.

В неводных растворителях, например в муравьиной кислоте и метаноле:

NH3 + HCOOHбезв ⇔ NH4+ + HCOO-,

NH4+ + CH3OHбезв ⇔ CH3OH2+ + NH3.

Эти уравнения лишь упрощенно отражают процесс в растворе. Он осложняется образованием ионных пар и ассоциаций. Для соединений ионного характера (щелочей, солей) стадию образования ионной пары можно опустить. Существованием ионных пар можно пренебречь также в растворителях с высокой диэлектрической проницаемостью ε, например в воде.

Способность кислоты отдавать протон, а основания принимать его (т.е. силу кислот и оснований) можно охарактеризовать константами равновесия, которые называют соответственно константой кислотности Ka и константой основности Kb.

***Расчет рН водных растворов сильных и слабых***

***кислот и оснований***

*Расчет рН растворов сильных кислот и оснований без учета коэффициентов активности ионов.*

Расчет рН проводится с учетом того, что сильные кислоты и основания в водных растворах полностью диссоциируют на ионы.

Пример 3. Рассчитать рН 0,01 М раствора соляной кислоты.

Решение. Записываем процесс диссоциации соляной кислоты:

HCl ⇒ H+ + Cl-.

так как HCl является сильным электролитом и полностью диссоциирует на ионы, то из 0,01 М раствора HCl образуется 0,01 моль-ион/л Н+ и 0,01 моль-ион/л ионов Cl-. Кроме того, в водных растворах в результате диссоциации воды образуется, согласно ионному произведению воды, 10-7 моль-ион/л ионов Н+. Так как 10-7<<0,01, то в данном случае рН раствора будет определяться только концентрацией ионов водорода, образующихся в результате диссоциации кислоты:

рН = - lg[Н+] = - lg0,01 = - lg10-2 = 2.

Пример 4. Рассчитать рН 0,001 М раствора гидроксида натрия.

Решение. Записываем процесс диссоциации гидроксида натрия:

NaOH ⇒ Na+ + OH-.

Так как NaOH является сильным электролитом и полностью диссоциирует на ионы, то из 0,01 М раствора NaOH образуется 0,01 моль-ион/л ионов ОН- и 0,001 моль-ион/л ионов

Na+. Кроме того, в водных растворах в результате диссоциации воды образуется, согласно ионному произведению, 10-7 моль-ион/л ионов ОН-. Так как, 10-7<<0,001, то в данном случае рН раствора будет определяться только концентрацией ионов гидроксида, образующихся в результате диссоциации основания:

рОН = - lg[ОН-] = - lg0,001 = - lg10-3 = 3.

Отсюда рН раствора:

рН = 14 – рОН = 14 – 3 = 11.

Пример 5. Рассчитайте показатель кислотности рН и показатель основности рОН водного раствора, если концентрация ионов водорода равна 1·10-7 моль/л.

Дано:

[H+] = 1·10-7 моль/л

рН, рОН - ?

Решение:

Показатель кислотности рН – это отрицательный десятичный логарифм активности (концентрации) ионов водорода, т.е. рН = -lg[H+]; по условию задачи рН = - lg 1·10-7 = 7.

В водном растворе рН + рОН = 14

рОН = 14 – рН = 14 – 7 = 7

Ответ. рН = 7, рОН = 7.

 Пример 6. Рассчитайте концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов, если показатель кислотности рН водного раствора равен 8.

Дано:

рН = 8

[H+], [ОH-] - ?

Решение:

[H+] = 10-рН = 10-8 моль/л

В водном растворе [H+] · [ОH-] = 10-14

[ОH-] = 10-14 / [H+] = 10-14 / 10-8 = 10-6 моль/л

Ответ. [H+] = 10-8 моль/л, [ОH-] = 10-6 моль/л.

**Задачи-тренажеры**

Рассчитать рН:

**1.** 0,01 М раствора хлорной кислоты.

**2.** 0,001 М раствора бромоводородной кислоты.

**3.** 0,001 М раствора гидроксида лития.

**4.** 0,01 М раствора гидроксида калия.

**5.** 0,01 М раствора серной кислоты.

*Расчет рН слабых кислот и оснований*

Расчет рН растворов слабых кислот и оснований проводится, если известна степень или константа диссоциации кислоты или основания.

Пример 7. Рассчитать рН 0,04 М раствора гидроксида аммония, если степень его диссоциации равна 0,06.

Решение. Записываем уравнение диссоциации NH4ОН:

NH4ОН ⇔ NH4+ + ОН -

Концентрация гидроксид-ионов равна доле молекул электролита, распавшихся на ионы, т.е.

[OH-] = сα = 0,04·0,06 = 2,4·10-3 моль-ион/л.

рОН = -lg [ОН-] = -lg(2,4·10-3) = 3 – lg2,4 = 2,62.

рН = 14 – рОН = 14 –2,62 = 11,38.

Пример 8. Рассчитать рН 0,02 М раствора синильной кислоты, если константа диссоциации равна 6,2·10-10.

Решение. Записываем уравнение диссоциации HCN:

HCN ⇔ Н+ + CN-.

Концентрация ионов водорода равна сα.

Рассчитываем неизвестную степень диссоциации по формуле Кд = сα2:



Рассчитываем концентрацию ионов водорода:

[Н+] = сα = 1,8·10-4·0,02 = 3,6·10-6 моль-ион/л.

В данном случае нельзя пренебрегать процессом диссоциации воды, так как величина 3,6·10-6 сравнима с 10-7. Суммарная концентрация ионов водорода равна:

[H+]=[H+]HCN+[H+]H2O=3,6·10-6+10-7= 3,7·10-6 моль-ион/л.

рН = -lg [Н+] = -lg(3,7·10-6) = 5,43.

***РАВНОВЕСИЕ В СИСТЕМЕ ОСАДОК – РАСТВОР***

***Произведение растворимости***

Упрощенную схему равновесий между осадком AmBn и его насыщенным раствором можно представить в виде



(заряды ионов A и B для простоты опущены). Для соединений, кристаллическая решетка которых состоит из ионов (BaSO4, CaC2O4), преобладает процесс 1, для соединений с молекулярной решеткой (C6H5COOH, Hg2Cl2) – процесс 2.

Термодинамическая константа равновесия между малорастворимым соединением и его ионами в растворе (1) называется термодинамическим произведением растворимости ПРт, поскольку для чистого твердого вещества AmBn a = 1, то 

 где fAm, fBn – коэффициенты активности ионов.

Для расчета коэффициентов активности отдельных ионов применяют правило ионной силы или с достаточной степенью точности заменяют активности ионов их концентра-

циями.

Из этого выражения следует правило произведения растворимости: произведение активностей ионов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, в насыщенном растворе малорастворимого электролита есть величина постоянная для данного растворителя, температуры, давления. Как константа равновесия, произведение растворимости зависит от природы растворенного вещества и растворителя, а также от температуры и не зависит от активностей ионов в растворе.

Это правило справедливо как для сильных, так и для слабых электролитов, как для идеальных, так и для реальных систем. В реальных системах, однако, вместо активностей удобнее использовать концентрации. Соответственно, вместо термодинамического произведения растворимости ПРт используют концентрационные произведения растворимостей – реальное



Связь между различными произведениями растворимости можно выразить формулой



Пример 1. Растворимость AgCl в воде при 25 °С равна 0,000013 М. Определите произведение растворимости AgCl.

Решение. Уравнение равновесия растворения AgCl имеет вид: AgCl ⇔ Ag++Cl-. Концентрации ионов Ag+ и Cl- в растворе одинаковы, поскольку каждый моль растворившегося AgCl образует 1 моль ионов Ag+ и столько же молей ионов Cl-. Следовательно, концентрация каждого иона равна общей растворимости s твердой соли в молях на литр:

[Ag+] = [Cl-] = s = 1,3·10-5 моль/л,

ПР = [Ag+][Cl-] = s2 = 1,7·10-10.

**Задачи-тренажеры**

**1.** Растворимость PbCl2 в воде при 25°С равна 0,0158 М. Определите произведение растворимости PbCl2.

**2.** Растворимость AgI в воде при 25°С равна 9,2·10-9 М. Определите произведение растворимости AgI.

**3.** Растворимость PbSO4 в воде при 25°С равна 10-4 М. Определите произведение растворимости PbSO4.

**4.** Растворимость MgF2 в воде при 25°С равна 0,00269 М. Определите произведение растворимости MgF2.

**5.** Растворимость CaCO3 в воде при 25°С равна 0,00007 М. Определите произведение растворимости CaCO3.

***Растворимость***

Растворимостью называется общая концентрация вещества в его насыщенном растворе.

При растворении вещества AmBn его ионы переходят в раствор в стехиометрических количествах: если в 1 л раствора перешло s моль AmBn, то общие концентрации ионов A и B составляют, соответственно, ms и ns моль/л. Подставляя эти величины в ПРк, получаем:



Отсюда растворимость равна



Пример 2. Какова растворимость карбоната серебра Ag2CO3 в воде при 25°С?

Решение. Диссоциация соли описывается уравнением

Ag2CO3 ⇔ 2Ag+ + CO32-. Обозначим искомую растворимость через s моль/л. Поскольку каждый моль растворенного Ag2CO3 образует 1 моль ионов CO32- и 2 моля ионов Ag+,

[Ag+] = 2s, а [CO32-] = s.

Для произведения растворимости имеем

ПР = [Ag+]2·[CO32-] = (2s)2·s = 4s3,

ПРAg2CO3 = 8,2·10-12 (см. приложение, табл. 2),

4s3 = 8,2·10-12.

Откуда s = 1,3·10-4 моль/л.

**Задачи-тренажеры**

**1.** Какова растворимость карбоната кадмия CdCO3 в воде при 25 °С?

**2.** Какова растворимость фторида кальция CaF2 в воде при 25 °С?

**3.** Какова растворимость бромида серебра AgBr в воде при 25 °С?

**4.** Какова растворимость сульфата серебра Ag2SO4 в воде при 25 °С?

**5.** Какова растворимость фосфата серебра Ag3PO4 в воде при 25 °С?

**Электролитическая диссоциация.**

Электролиты – вещества, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания, соли.

Электролитическая диссоциация – процесс распада электролита на ионы под воздействием молекул растворителя.

Пример.Напишите уравнения реакций, проходящих в водном растворе, в молекулярной и ионной форме:

а) NaOH (изб.) + H2S → … ,

Решение:

а) 2NaOH (изб.) + H2S = Na2S + 2H2O

 2OH− + H2S = S2− + 2H2O.

**Произведение растворимости. Условия образования осадков.**

В насыщенном растворе малорастворимого электролита устанавливается равновесие между осадком (твердой фазой) электролита и ионами электролита в растворе, например:

BaSO4 ↔ Ba2++ SO42-

 осадок раствор

Поскольку в растворах электролитов состояние ионов определяется их активностями (а), то константа равновесия последнего процесса выразится следующим уравнением:

K = a(Ва2+)·а(SO42-)/a(ВаSO4).

Знаменатель этой дроби, т.е. активность твердого сульфата бария, есть величина постоянная, тогда произведение K·a(BaSO4), тоже является при данной температуре константой. Отсюда следует, что произведение активностей ионов Ba2+ и SO42− тоже представляет собой постоянную величину, называемую произведением растворимости и обозначаемую ПР:

a(Ba2+)·а(SO42− ) = ПР(BaSO4).

Произведение растворимости - это произведение активностей ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе. При данной температуре эта величина постоянная.

Если электролит очень мало растворим, то ионная сила его насыщенного раствора близка к нулю, а коэффициенты активности ионов мало отличаются от единицы. В подобных случаях произведение активностей ионов в выражении для ПР можно заменить произведением их концентраций. Так, ионная сила насыщенного раствора BaSO4 имеет порядок 10-5 и произведение растворимости BaSO4 может быть записано в следующей форме:

ПР(BaSO4) = [Ba2+][SO42− ].

 В общем виде для электролита типа AmBn:

ПР = [An+]m·[Bm-]n ,

Значения произведений растворимости некоторых веществ представлены в табл. 1.

1. Произведение растворимости малорастворимых веществ при 25°С

|  |  |
| --- | --- |
| Соединение | ПР |
| Ag2CO3Ag2CrO4AgClBaCO3BaSO4BaCrO4CaCO3CaCrO4CaC2O4CaSO4Ca3(PO4)2Mg(OH)2PbI2PbCl2PbCrO4PbSO4Pb3(PO4)2SrSO4 | 6,2·10-121,1·10-121,8·10-104,9·10-91,8·10-102,0·10-104,8·10-97,0·10-92,6·10-99,1·10--62,0·10-295,0·10-121,1·10-91,7·10-51,8·10-142,2·10-87,9·10-433,2·10-7 |

Пример 1. Растворимость гидроксида магния Mg(OH)2 при 18°С равна 1,7·10-4 моль/дм3.Найдите произведение растворимости Мg(OH)2 при этой температуре.

Решение. При растворении каждого моля Mg(OH)2 в раствор переходит 1 моль ионов Mg2+ и вдвое больше ионов OH- . Следовательно, в насыщенном растворе Mg(OH)2:

 [Mg2+ ] = 1,7·10-4 моль/дм3; [OH- ] = 3,4·10-4 моль/дм3.

 Откуда:

ПР(Mg(OH)2) = [Mg2+ ][OH-]2 = 1,7·10-4(3,4·10-4)2 = 1,96·10-11.

Пример 2.Произведение растворимости иодида свинца при 20°С равно 8·10-9. Вычислите растворимость соли (моль/дм3 и г/дм3) при указанной температуре.

Решение.Обозначим искомую растворимость через х (моль/дм3). Тогда в насыщенном раствореPbI2 содержится х моль/дм3 ионов Pb2+ и 2х моль/дм3 ионов I-. Откуда:

ПР(PbI2) = [Pb2+][I-]2 = х(2х)2 = 4х3,

 х = 3 ПР(PbI2)/4 = 3 8 ⋅ 10 −9 / 4 = 1,3 ⋅ 10 −3 моль/дм3 .

 Поскольку мольная масса РbI2 равна 461 г/моль, то растворимость PbI 2, выраженная в г/дм3, составит 1,3·10-3·461 = 0,6 г/дм3.

Пример 3.Вычислите растворимость Pb3(PO4)2 и выразите ее в моль/дм3 и г/дм3, если

ПР[Pb3(PO4)2] = 1,50·10-32.

Решение. Pb3(PO4)2 ↔ 3Pb2+ + 2PO43− .

ПР[Pb3(PO4)2] = [Pb2+]3·[PO43− ]2.

Пример 4: Может ли образоваться осадок Mg(OH)2, если смешать равные объемы 0,5 М раствора MgCl2 и 0,1 М раствора NaOH?

Решение. При сливании двух равных объемов суммарный объем раствора увеличится вдвое, а концентрация уменьшится вдвое, то есть концентрация раствора MgCl2 будет равной 0,5/2 = 0,25 моль/дм3, а концентрация NaOH – равной 0,1/2 = 0,05 моль/дм3.

Находим произведение концентраций ионов [Mg2+]· [OH-]2 = 0,25·0,052 = 6,25·10-4. Сопоставляя полученную величину 6,25·10-4 с табличным значением ПР = 5,00·10-12, находим, что рассчитанное произведение концентраций ионов превышает ПР [Mg(OH)2], т.е. раствор пересыщен и осадок должен образоваться.

Пример 5. Концентрация ионов водорода в растворе равна 4·10-3 моль/дм3. Определите рН раствора.

Решение:

pН = - lg[H+]

pН = - lg(4·10-3) = -lg4 – lg10-3 = 3 – lg4 = 3 – 0,6 = 2,40.

Пример 6.Определите концентрацию ионов водорода в растворе, pН которого равен 4,60.

Решение:

 Согласно условию задачи -lg[H+] = 4,60.

 Следовательно: lg[H+] = - 4,60 = 5,40 .

 Отсюда по таблице логарифмов находим: [Н+] = 2,5·10-5 моль/дм3.

Пример 7.Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 0,80?

Решение:

 Из соотношения рН + рОН = 14 находим:

pОН = 14 - рН = 14 - 10,80 = 3,20.

 Отсюда: - lg[OH-] = 3,20 или lg[OH-] = -3,20 = 4,80 .

Этому значению логарифма соответствует значение 6,31·10-4. Следовательно:

 [OH-] = 6,31·10-4 моль/дм3.

Пример 8.Определите водородный показатель раствора, в 1 дм3 которого содержится гидроксид натрия массой 0,1 г. Диссоциацию щелочи считать полной.

Решение.

Количество NaOH в 1 дм3 раствора составит:

 0,1/40 = 2,5·10-3 моль/дм3.

 Следовательно, учитывая полную диссоциацию:

 [ОН-] = 2,5·10-3 моль/дм3;

рОН = -lg(2,5·10-3) = 3 - lg2,5 = 3 - 0,4 = 2,6.

 Так как рН + рОН = 14, то рН = 14 - 2,6 = 11,4.

Пример 9.Вычислите рН 0,05 М раствора КОН.

Решение: КОН - сильный электролит. Для сильных электролитов:

 [OH-] = с(KOH) = 0,05 моль/дм3;

pOH = -lg[OH-] = -lg(5·10-2) = 2 - lg5 = 1,3;

pOH + pH = 14; pH = 14 - pOH = 14 - 1,3 = 12,7.

**Вопросы и задачи для практического занятия.**

**1.** Напишите уравнения реакций, проходящих в водном растворе, в молекулярной и ионной форме:

а) NaOH (изб.) + H2S → … , е) NaOH + H2S (изб.) → … ,

б) NaHSO3 + HCl → … , ж) NaHSO3 + NaOH → … ,

в) Al(OH)3 + H2SO4 → … , з) Al2O3 + HCl (конц.) → … ,

г) Al(OH)3 + NaOH → … , и) Al2O3 + NaOH (конц.) + H2O → … ,

д) AlCl3 (изб.) + NaOH → … , к) AlCl3 + NaOH (изб.) → …. **2.** Закончите уравнения реакций, проходящих в водном растворе, и напишите их в ионной форме:

а) CO2 + Ba(OH)2 → … ,

б) CO2(изб.) + Ba(OH)2 → … ,

в) KHCO3 + HCl → … ,

г) KHCO3 + NaOH → … ,

д) FeS + HCl → … ,

е) MgSO4 + Ba(NO3)2 → … ,

ж) NH4H2PO4 + HCl → … ,

з) ZnSO4(изб.) + KOH → … ,

и) ZnSO4 + KOH(изб.) → … ,

к) CaCl2 + Na2CO3 → … ,

л) СаСО3 + СО2 + Н2О → … ,

м) Mg + CH3COOH → … ,

н) Na2[Zn(OH)4](изб.) + HCl → … ,

о) K2SO3 + HCl → … ,

п) Fe2O3 + HCl → … ,

р) Ca(HCO3)2 + HCl → … ,

с) Ba(HCO3)2 + KOH → … ,

т) Fe(OH)2 + H2SO4 → … ,

у) NH4HSO3 + NaOH (изб.) → … ,

ф) NH4HSO3 + H2SO4 → … ,

x) NaOH + SO2 → … ,

ц) Ca3(PO4)2 + HNO3 → … ,

**3.** Закончите уравнения реакций, проходящих в водном растворе, и напишите их в ионной форме:

1) гидрокарбонат натрия + азотная кислота → … ,

2) сульфат железа(III) + хлорид бария → … ,

3) гидроксид хрома(III) + серная кислота → … ,

4) гидроксид хрома(III) + гидроксид калия → … ,

5) оксид фосфора(V) + гидроксид калия → … ,

6) карбонат кальция + азотная кислота → … ,

7) нитрат серебра + хлорид бария → … ,

8) сульфат железа(III) + гидроксид бария → … ,

9) карбонат бария + серная кислота → … ,

10) сульфид натрия + соляная кислота → … ,

11) гидроксид кальция + нитрат аммония → … ,

12) гидрокарбонат натрия + гидроксид бария →

13) нитрат кальция + фосфат натрия → … ,

14) силикат натрия + серная кислота → … ,

15) гидросульфид натрия + гидроксид калия → … ,

16) сульфат меди(II) + сульфид натрия → … .

**4.** Составьте молекулярные и ионные (полные и сокращенные) уравнения

реакций между следующими веществами в водном растворе, взятыми попарно:

1) карбонат натрия, нитрат серебра, соляная кислота;

2) сульфат аммония, гидроксид калия, хлорид бария;

3) гидросульфид аммония, гидроксид натрия, уксусная кислота;

4) ацетат аммония, гидроксид бария, серная кислота;

5) хлорид меди(II), сероводород, сульфид натрия; 6) гидроксонитрат магния, гидроксид бария, азотная кислота;

7) фторид калия, гидроксид кальция, бромоводородная кислота;

8) дигидрофосфат аммония, гидроксид кальция, соляная кислота;

9) хлорид бария, карбонат натрия, серная кислота;

10) гидроксид натрия, гидрокарбонат кальция, фосфорная кислота;

11) аммиак, фосфорная кислота, гидрофосфат аммония;

12) сульфид аммония, сульфат железа(II), гидроксид натрия;

13) азотная кислота, гидрокарбонат кальция, гидроксид бария;

14) диоксид углерода, карбонат натрия, гидроксид кальция;

15) хлорид цинка, сероводород, нитрат серебра;

16) сульфат цинка, гидроксид бария, фосфорная кислота.

**5.** К раствору, содержащему смесь хлорида калия и сульфата натрия, сначала добавили избыток раствора нитрата бария, а затем избыток раствора нитрата серебра. Какие ионы остались в растворе после реакций? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

**6.** К раствору смеси двух солей добавили избыток соляной кислоты. После окончания реакции в растворе кроме ионов водорода и хлорид ионов оказались только ионы натрия. Какие соли могли находиться в исходном растворе? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

**7.** Приведите три уравнения реакций (в молекулярной и ионной форме), протекающих без образования осадков, между следующими веществами в водном растворе: а) нитратом бария, б) гидроксидом натрия, в) сульфатом магния, г) соляной кислотой, д) гидрофосфатом натрия, е) сульфатом калия.

**8.** Составьте по два различных молекулярных уравнения для каждого приведённого ионного уравнения реакции:

1) NH4+ + ОН− → NH3↑ + Н2О,

2) HS− + H+ → H2S↑,

3) Са2+ + СО32− → СаСО3↓,

4) Fe2+ + 2ОН− → Fe(OH)2↓,

5) H2S + Cu2+ → CuS↓ + 2Н+,

6) СН3СОО− + Н+ → СН3СООН,

7) Ca2+ + 2F− → CaF2↓,

8) Zn2+ + 2ОН− → Zn(ОН)2↓,

9) Zn2+ + 4ОН− → [Zn(OH)4]2−,

10) HSO3− + H+ → H2O + SO2↑,

11) HSО3− + ОH− → SО32− + Н2О,

 **9.** Какие два вещества вступили в реакцию в водном растворе, если образовались следующие продукты (коэффициенты не указаны)? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме:

1) … → NaH2PO4 + H2O,

2) … → Na2SO4 + H2O + SO2,

3) … → BaCl2 + NH3 + Н2О,

4) … → Na2SO4 + СН3СООН,

5) … → Ва(NO3)2 + Ag2O + Н2О,

6) … → Al(OH)3 + H2S,

7) … → Al(OH)3 + NaCl,

8) … → NH4Cl + H2O + CO2.

**10.** Вычислите рН растворов, в которых концентрация [Н+]-ионов равна (моль/дм3):

а) 2,0·10-7; б) 8,1·10-3; в) 2,7·10-10.

**11.** Вычислите рН растворов, в которых концентрация ионов [OH-] равна (моль/дм3):

a) 4,6·10-4; б) 8,1·10-6; в) 9,3·10-9.

**Практическое занятие №2.**

**Тема.** Растворы. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Кислотно-основное равновесие. Равновесие в гетерогенной системе раствор – осадок.

**Вид занятия:** практическое

**Цель:** Научиться готовить технические и точные растворы, соблюдая правила и технику безопасности; овладеть техникой взвешивания.

**Учебные цели:**

1. Способы выражения состава раствора.
2. Работа с мерной посудой, с аналитическими весами.
3. Упражнения в расчетах.

**Вопросы для подготовки к занятию.**

Способы выражения состава раствора.

**Аудиторная работа**

**Изучить:**

* Расчет массовой доли.
* Расчет молярной концентрации.
* Расчет нормальной концентрации.
* Расчет титра.

**Студент должен знать:**

-понятия о растворах;

-способы выражения состава раствора;

**Студент должен уметь:**

-рассчитывать процентную концентрацию;

-рассчитывать молярную концентрацию;

-рассчитывать нормальную концентрацию;

-рассчитывать титр;

-готовить растворы.

**СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ**

 Концентрацией называется содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора или растворителя. Выделяют три группы способов выражения концентраций: массовые, объемные, безразмерные.

**1.1. Массовые концентрации**

***1) Массовая доля или процентная концентрация***

Массовая доля - это количество вещества, содержащееся в 100 г раствора. Вычисляется по формуле:



где ω – процентная концентрация, %;

m – масса растворенного вещества, г, кг;

q – масса растворителя г, кг.

***2) Моляльная концентрация***

Моляльная концентрация - это количество молей растворенного вещества, приходящееся на 1000 г растворителя.

Если один моль вещества растворить в 1 кг растворителя, получим одномоляльный раствор.

Вычисляется по формуле:



где Сm – моляльная концентрация;

m – масса растворенного вещества, г;

М – его молярная масса, г/моль;

 q – масса растворителя, кг.

**1.2. Объемные концентрации**

***1) Молярная концентрация***

Молярная концентрация - это количество молей растворенного вещества, содержащегося в 1000 мл раствора:



где СМ – молярная концентрация, моль/л;

ν - количество растворенного вещества (ν = m/M), моль;

m – масса растворенного вещества, г;

M – его молярная масса, г/моль;

V – объем раствора, л.

Если 1 моль вещества содержится в 1 л раствора, это будет одномолярный раство (1 М).

В аналитической химии принято называть растворы: 0,1 М - децимолярный, 0,01 М – сантимолярный раствор; 0,001 М – миллимолярный.

***2) Молярная концентрация эквивалента***

***(эквивалентная или нормальная концентрация)***

Молярная концентрация эквивалента - это количество моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1000 мл раствора:



где СН – молярная концентрация эквивалента, моль-экв/л;

а - количество моль-экв растворенного вещества, (а = m/MЭ);

m – масса растворенного вещества, г;

MЭ – молярная масса его эквивалента, г/моль;

V – объем раствора, л.

Между условными частицами в соединении существуют определенные соотношения, называемые стехиометрическими. Например, в молекуле NaCl один атом натрия связан с одним атомом хлора, в молекуле H2CO3 два протона связаны с одной частицей CO32-. Между реагирующими частицами также устанавливаются стехиометрические отношения, например, в реакции

aA + bB = cC + dD

a условных частиц вещества A реагируют с b условными частицами вещества B. Следовательно, одна частица A эквивалентна b/a частицам вещества B. Отношение b/a называют фактором эквивалентности вещества B и обозначают fэкв(В), а условную частицу В, соответствующую в данной реакции частице А, - b/a или fэквВ(В). Например, в реакции

2HCl + Na2CO3 = NaCl + H2CO3

fэкв(Na2CO3) = 1/2, а эквивалентом является условная частица 1/2 Na2CO3.

Эквивалент одного и того же вещества может быть разным в зависимости от реакции. Например, в реакции

HCl + Na2CO3 = NaCl + NaHCO3

эквивалент карбоната натрия – условная частица Na2CO3(fэкв = 1), тогда как в вышеприведенной реакции 1/2Na2CO3 (fэкв = 1/2).

Эквивалентом называют реальную или условную частицу, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному иону H+ или в данной окислительно-восстановительной реакции одному электрону.

Если 1 моль-экв растворенного вещества содержится в 1 л раствора, это будет однонормальный раствор (1 н.).

В аналитической химии принято называть растворы: 0,1 н. – децинормальнй; 0,01 н. – сантинормальный; 0,001 н. – миллинормальный.

 Расчет молярных масс эквивалента различных веществ производится по формулам:

 *- для простых веществ:*



где МЭ – молярная масса эквивалента элемента, г/моль;

А – атомная масса элемента;

b – валентность или степень его окисления в сложных соединениях.

Например, молярные массы эквивалентов цинка и алюминия составляют:

 МЭ(Zn) = 65/2 = 32,5 г/моль; МЭ(Al) = 27/3 = 9 г/моль.

*- для кислот:*



где М – молярная масса кислоты, г/моль;

nH – количество атомов водорода в кислоте.

Например, молярные массы эквивалентов азотной и серной кислот составляют:

М(HNO3) = 1 + 14 + 16·3 = 53 г/моль,

МЭ(HNO3) = 53/1 = 53 г/моль. В данном случае молекулярная масса кислоты равна молярной массе ее эквивалента.

М(H2SO4) = 1·2 + 32 + 16·4 = 98 г/моль,

МЭ(H2SO4) = 98/2 = 49 г/моль.

*- для оснований:*



где М – молекулярная масса основания, г/моль;

nОH- – количество гидроксидных [OH-] групп основания.

Например, вычислим молярные массы эквивалентов

гидроксидов натрия и кальция.

М(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 г/моль,

МЭ(NaOH) = 40/1 = 40 г/моль.

М(Са(ОН)2) = 40 + 2(16 + 1) = 74 г/моль,

МЭ(Са(ОН)2) = 74/2 = 37 г/моль.

*- для солей:*



где nMe – количество атомов металла;

в – степень окисления металла.

Например, определим молярные массы эквивалентов сульфата алюминия и хлорида железа (II).

М(Al2(SO4)3) = 2·27 + 3(32 + 16·4) = 342 г/моль,



М(FeCl2) = 56 + 2·35,5 = 26 г/моль,



*- для оксидов:*



где М – молекулярная масса оксида, г/моль;

nЭ – количество атомов металла или неметалла соответствующего оксида;

в – степень окисления металла или неметалла.

Например, вычислим молярную массу эквивалента оксида олова (IV).

М(SnО2) = 118,7 + 2·16 = 150,7 г/моль,



*- для веществ, участвующих в окислительно-восстановительных процессах:*



где М – молекулярная масса окислителя или восстановителя, г/моль;

n – количество отданных или принятых электронов в результате протекания окислительно-восстановительной реакции.

Например, вычислить молярную массу эквивалента перманганата калия в следующих реакциях.

а) 10FeSO4 + 2KMnO4 + 8H2SO4 ⇒ 5Fe2(SO4)3 + 2MnSO4 + K2SO4 + 8H2O.

Марганец в данной реакции восстанавливается, принимая, пять электронов:

MnO4- + 8H+ + 5е ⇒ Mn+2 + 4H2O.

Следовательно,

 

б) 2KMnO4 + Cr2(SO4)3 + KOH ⇒ 2K2CrO4 + 2MnO2 + 2K2SO4 + 4H2O.

Марганец в данной реакции понижает степень окисления до +4:

MnO4- + 2H2O + 3е ⇒ MnO2 + 4OH-.

Следовательно,



Особенностью нормальных растворов является то, что растворы равной молярной концентрации эквивалента реагируют между собой в равных объемах, так как они содержат равные доли моль-эквивалентов. Если растворы имеют различную эквивалентность, то их объемы можно вычислить по соотношению:

Сн1·V1 = Сн2·V2,

где Сн1, V1 – молярная концентрация эквивалента и объем одного раствора, Сн2, V2 - второго.

***3) Титр***

 Титр – концентрация раствора, выраженная в г/см3. Вычисляется по формуле:



где Т – титр, г/см3; m – масса растворенного вещества, г;

V – объем раствора, см3.

Если известна нормальная концентрация раствора, то его титр можно вычислить по формуле:



где Т – титр, г/см3;

Сн – нормальная концентрация раствора, моль-экв/л;

МЭ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль.

В практике аналитической химии при проведении процессов титрования удобно применять понятие титра по определяемому веществу. Титром раствора по титруемому компоненту называют массу этого компонента, эквивалентную массе титранта, содержащегося в 1 см3 раствора.

**1.3. Безразмерные концентрации**

***1) Мольная доля***

Мольная доля – это есть отношение количества вещества данного компонента (в молях), содержащегося в системе, к общему количеству вещества всех компонентов (в молях).

 Если система состоит из двух компонентов, то мольная доля вычисляется по формуле:



где Мд – мольная доля;

ν1 - количество молей первого компонента, равное отношению m1/M1;

ν2 - количество молей второго компонента, равное отношению m2/M2.

Рассмотрим взаимосвязь различных способов выражения концентраций на примере расчета концентраций раствора одной из солей.

 Пример: 6 г хлористого железа (III) растворили в 100 мл воды. Плотность ρ полученного раствора 1,06 г/мл. Рассчитать процентную, моляльную, молярную, нормальную (молярная концентрация эквивалента) концентрации, титр и мольную долю раствора.

Решение.

*1) Процентная концентрация.*

Находим массу раствора. Так как плотность воды равна 1,0 г/мл, то масса растворителя (m =V·ρ) равна 100·1,0 = 100 г.

Тогда масса раствора составляет сумму масс растворенной соли и растворителя

(6 г соли + 100 г растворителя) = 106 г. Рассчитываем процентную концентрацию с помощью пропорции:

 6 г соли содержится в 106 г раствора

 х г ------------------------100 г -----------

. Отсюда х = 5,7%.

Или рассчитываем по формуле:



ω= = 5,7%

*2) Моляльная концентрация.*

Рассчитываем молярную массу FeCl3.

М(FeCl3) = 56 + 3·35,5 = 162,5 г/моль.

моль соли содержится в 100 г растворителя

 х моль ---------------------------1000 г ---------------

 . Отсюда х = 0,37 моль/кг.

Применяя формулу для расчета моляльной концентрации, получаем:



*3) Молярная концентрация.*

Находим количество FeCl3 в 1000 мл раствора.

6 г соли содержится в 106 г или 106/1,06 = 100 мл раствора.



Применяя формулу для расчета молярной концентрации, получаем:



*4) Молярная концентрация эквивалента.*

Находим молярную массу эквивалента соли.

МЭ(FeCl3) = 162,5/3 = 54,2 г/моль.



Применяя формулу для расчета нормальной концентрации, получаем:



*5) Титр*

6 г соли содержится в 100 мл раствора

х г ------------------------1 мл -----------

. Отсюда х = 0,06 г/мл.

 Зная молярную концентрацию эквивалента раствора, можно рассчитать титр по формуле:



*6) Мольная доля.*

Находим число молей растворенного вещества:

 ν(FeCl3) = mс/Мс = 6/162,5 = 0,037 моль.

Находим число молей растворителя:

ν(Н2О) = mв/Мв = 100/18 = 5,5 моль.

Находим мольную долю растворенной соли.



**Задачи-тренажеры**

**1.** 10 г хлорида цинка растворили в 100 мл воды. Плотность ρ полученного раствора 1,01 г/мл. Рассчитать процентную, моляльную, молярную, нормальную (молярная концентрация эквивалента) концентрации, титр и мольную долю раствора.

**2.** 4 г гидроксида натрия растворили в 500 мл воды. Плотность ρ полученного раствора 1,0 г/мл. Рассчитать процентную, моляльную, молярную, нормальную (молярная концентрация эквивалента) концентрации, титр и мольную долю раствора.

**3.** 9,8 г серной кислоты растворили в 200 мл воды. Плотность ρ полученного раствора 1,08 г/мл. Рассчитать процентную, моляльную, молярную, нормальную (молярная концентрация эквивалента) концентрации, титр и мольную долю раствора.

**4.** 5 г сульфата натрия растворили в 100 мл воды. Плотность ρ полученного раствора 1,02 г/мл. Рассчитать процентную, моляльную, молярную, нормальную (молярная концентрация эквивалента) концентрации, титр и мольную долю раствора.

**5.** 20 г хлорида алюминия растворили в 300 мл воды. Плотность ρ полученного раствора 1,01 г/мл. Рассчитать процентную, моляльную, молярную, нормальную (молярная концентрация эквивалента) концентрации, титр и мольную долю раствора.

Пример 2. Сколько мл 0,035 н. раствора гидроксида натрия необходимо для нейтрализации 40 мл 0,2 н. раствора соляной кислоты?

Решение. Так как вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, можно применить формулу:

Снк·Vк = Снщ·Vщ,

где Снк, Снщ – молярные концентрации эквивалента кислоты и щелочи соответственно, Vк,Vщ – их объемы.

Определяем объем NaOH:



**Задачи-тренажеры**

**1.** Сколько мл 0,01 н. раствора гидроксида натрия необходимо для нейтрализации 100 мл 0,05 н. раствора соляной кислоты?

**2.** Сколько мл 0,05 н. раствора соляной кислоты необходимо для нейтрализации 50 мл 0,10 н. раствора гидроксида калия?

**3.** Сколько мл 0,10 н. раствора гидроксида калия необходимо для нейтрализации 10 мл 0,25 н. раствора соляной кислоты?

**4.** Сколько мл 0,02 н. раствора серной кислоты необходимо для нейтрализации 30 мл 0,01 н. раствора гидроксида калия?

**5.** Сколько мл 0,5 н. раствора гидроксида натрия необходимо для нейтрализации 80 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты?

Пример 3. Определить титр гидроксида натрия по уксусной кислоте, если концентрация рабочего раствора (NaOH) равна 0,01 н.

Решение. Находим титр NaOH по CH3COOH.



**Задачи-тренажеры**

**1.** Определить титр гидроксида натрия по соляной кислоте, если концентрация рабочего раствора (NaOH) равна 0,05 н.

**2.** Определить титр соляной кислоты по гидроксиду натрия, если концентрация рабочего раствора (HCl) равна 0,03 н.

**3.** Определить титр гидроксида натрия по фосфорной кислоте, если концентрация рабочего раствора (NaOH) равна 0,01 н.

**4.** Определить титр гидроксида калия по серной кислоте, если концентрация рабочего раствора (NaOH) равна 0,20 н.

**5.** Определить титр гидроксида лития по уксусной кислоте, если концентрация рабочего раствора (NaOH) равна 0,05 н.

**КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ**

**1.** Какой объем серной кислоты (плотность 1,84 г/см3) нужно взять для приготовления раствора объемом 0,5 литра с массовой долей Н2SО4 10 %?

**2.** Какой объем 2 н. раствора гидроксида натрия нужно взять для приготовления 0,02 М раствора объемом 2 л?

**3.** Определите массу ZnSO4·7Н2О, необходимую для приготовления 0,25 н. раствора объемом 300 мл.

**4.** Какова масса Ва(ОН)2, содержащегося в 0,095 н. растворе объемом 250 мл?

**5.** Определите массу сульфата калия и объем воды, необходимые для приготовления а) 250 г 10 %-ного раствора; б) 50 г 8 %-ного раствора.

**6.** Рассчитайте массовую долю КОН в растворе, полученном при растворении 10 г щелочи в 150 мл воды.

**7.** Найдите массу СuSО4·5Н2О и объем воды, необходимые для приготовления 400 г 6 %-ного раствора сульфата меди (II).

**8.** Какие объемы концентрированной азотной кислоты (68 %, плотность 1,405 г/см3) и воды потребуется для приготовления 500 мл 15 %-ного раствора?

**9.** Какие объемы концентрированной серной кислоты (96 %, плотность 1,84 г/мл) и воды потребуются для приготовления 2 л 1 н. раствора?

**10.** Определите массу кристаллической соды Na2СО3·10Н2О, необходимую для приготовления 500 мл 0,2 М раствора.

**11.** Рассчитайте массу хлорида бария, необходимую для приготовления 200 мл раствора, нормальная концентрация которого 0,2 моль-экв/л.

**12.**  Сколько миллилитров 38 % раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/дм3) нужно взять для приготовления 500 мл 0,5 н. раствора?

**13.** Какова молярность 24,07 %-ного раствора ортофосфорной кислоты? Плотность этого раствора 1,140 г/см3.

**14.** Определить молярную концентрацию эквивалента (нормальность) 24,07 %-ного раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,140 г/см3) для реакции Н3РО4+2NaOH =

= Na2HPO4 + 2Н2О.

**15.** Какова массовая доля (%) азотной кислоты, молярность которой 6,27, плотность 1,2 г/см3?

**16.** Рассчитать, какую навеску следует взять для приготовления 0,05 н. раствора Н2С2О4·2Н2О, если вместимость мерной колбы 250 мл.

**17.**  Взяли навеску К2Cr2О7 2,2530 г и растворили в мерной колбе вместимостью 0,5 л. Определить титр раствора.

**18.** Определить титр 0,2 н. раствора Н2SО4.

**19.** Навеску карбоната натрия 0,5300 г растворили в мерной колбе вместимостью 200 мл. Определить титр раствора.

**20.** 20 г нитрата натрия растворили в 120 г воды. Определить массовую долю вещества в растворе. Какова его молярная концентрация?

**21.** К 500 г 2 %-ного раствора хлорида натрия добавили 100 г этой же соли. Определить массовую долю вещества в образовавшемся растворе.

**22.** Какой объем воды нужно выпарить из 3 кг 3 %-ного раствора хлорида калия, чтобы получить 10 %-ный раствор?

**23.** Сколько граммов FeSO4 необходимо взять для приготовления 0,75 л 0,2 н. раствора сульфата железа?

**24.** В каких соотношениях надо смешать воду и 25 %-ный раствор гидроксида натрия, чтобы получить 500 г 15 %-ного раствора?

**25.** Какой объем воды надо добавить к 2 л 2 н. раствора гидроксида натрия, чтобы получить 0,5 н. раствор?

**26.** Сколько мл 0,01 н. раствора гидроксида натрия необходимо для нейтрализации 100 мл 0,05 н. раствора соляной кислоты?

**27.** Сколько мл 0,05 н. раствора соляной кислоты необходимо для нейтрализации 50 мл 0,10н. раствора гидроксида калия?

**28.** Сколько мл 0,10 н. раствора гидроксида калия необходимо для нейтрализации 10 мл 0,25н. раствора соляной кислоты?

**29.** Определить титр гидроксида натрия по соляной кислоте, если концентрация рабочего раствора (NaOH) равна 0,05 н.

**30.** Определить титр соляной кислоты по гидроксиду натрия, если концентрация рабочего раствора (HCl) равна 0,03 н.

**Практическое занятие №3.**

**Тема.** Катионы I аналитической группы. Катионы II аналитической группы.

**Вид занятия:** практическое

**Цель:** Научиться определять катионы I и II аналитической группы, соблюдая правила и технику безопасности; овладеть техникой качественного анализа.

**Учебные цели:**

-качественный анализ катионов натрия, калия, аммония;

-специфические реакции на катионы I группы.

-качественный анализ катионов серебра, свинца (II);

-действие группового реактива;

-специфические реакции на катионы II аналитической группы.

**Вопросы для подготовки к занятию.**

1. Качественные реакции на катионы I аналитической группы: К+, Na+, NH4+.
2. Качественные реакции на катионы II аналитической группы: Аg+, Рb2+, Hg22+.
3. Анализ смеси катионов I-II групп.

**Аудиторная работа**

-выполнять качественные реакции на катионы I группы;

-проверять растворимость осадков;

-анализировать смесь катионов I группы;

-совершенствовать технику анализа.

-выполнять качественные реакции на катионы II группы;

-анализировать смесь катионов I – II групп;

-уметь работать с центрифугой;

-выполнять систематический ход анализа.

 **Студент должен знать:**

-качественный анализ катионов натрия, калия, аммония;

-специфические реакции на катионы I группы.

-качественный анализ катионов серебра, свинца (II);

-действие группового реактива;

-специфические реакции на катионы II аналитической группы.

**Студент должен уметь:**

-выполнять качественные реакции на катионы I группы;

-проверять растворимость осадков;

-анализировать смесь катионов I группы;

-совершенствовать технику анализа.

-выполнять качественные реакции на катионы II группы;

-анализировать смесь катионов I – II групп;

-уметь работать с центрифугой;

-выполнять систематический ход анализа.

**Качественный анализ**

 **«Аналитические реакции катионов I аналитической группы (Na+, K +, NH4+)».**

*Общая характеристика группы.*

 Катионы натрия, калия и аммония относятся к первой аналитической группе, которая характеризуется отсутст­вием группового реагента. Катионы Na+ и К+ — бесцветны. Элементы натрий и калий расположены в главной под­группе первой группы Периодической системы элементов Д.И.Менделеева и на внешнем электронном уровне у них имеется по одному электрону. Эти элементы являются сильными восстановителями, так как легко отдают один электрон и образуют катионы с зарядом +1. Большинство их солей растворимы в воде вследствие высокой полярно­сти связи, близкой к ионной.

В воде катионы Na+ и К+ образуют аквакомплексы за счет электростатического притяжения дипольных моле­кул воды. Поскольку электронные оболочки ионов К+ и Na+ имеют устойчивую конфигурацию инертного газа и лиганды (молекулы воды) мало влияют на состояние элек­тронов, все аквакомплексы в водных растворах бесцветны.

Гидроксиды катионов К+ и Na+ обладают выраженны­ми основными свойствами, что объясняется непрочностью ионной связи Э-ОН, где Э = К, Na. Они являются сильными основаниями. Гидрат аммиака NH3·Н2О - слабое осно­вание и нестойкое соединение. В молекулярном виде в растворах соединение NH4OH отсутствует, поэтому пра­вильно такие растворы называть «растворы аммиака». Это соединение легко разлагается на аммиак и воду даже при комнатной температуре.

В результате гидролиза растворы солей Na2CO3, K2CO3, CH3COONa, CH3COOK имеют щелочную реакцию среды; растворы солей аммония (NH4Cl, NH4NO3) - кислую реак­цию среды.

Соли аммония неустойчивы и легко разлагаются при нагревании. Это свойство используется при удалении со­лей аммония из смеси солей катионов первой группы.

**Частные реакции катионов первой аналитической группы.**

При выполнении частных реакций или проведении анализа раствора записи удобнее вести на развернутых ли­стах тетради в следующем виде:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Ион | Реагент | Условия проведения реакции | Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде | Внешний эффектреакции | Вывод |
|  |  |  |  |  |  |

*Цель работы:* изучение характерных реакций наиболее распространенных катионов.

*Оборудование:* пробирки, держатель, спиртовка, фильтровальная бумага, индикаторная бумага, стеклянные палочки, соли калия, соли натрия, соли аммония, гексанитрокобальтит натрия, гидротартрат натрия, дигидроантимонат калия, гидроксид натрия.

Перед выполнением лабораторной работы необходимо усвоить материал: Классификация катионов и анионов. Общая характеристика катионов первой аналитической группы. Значение катионов первой аналитической группы в осуществлении аналитического контроля.

Частные реакции катионов первой аналитической группы. Реакции катионов натрия (действие дигидроантимоната калия; реакция окрашивания пламени); калия (действие дигидротартрата натрия и кобальтинитрита натрия (гексанитрокобальтата натрия), реакция окрашивания пламени); аммония (действие щелочей, реактив– Несслера, реакция разложения аммонийных солей).

Ход работы.

К первой аналитической группе катионов относятся: **K+, Na+, NH4+**, Li+.

 Данная группа катионов не имеет группового реагента.

*Приготовление анализируемых растворов солей.*

 К 10 мл дистиллированной воды добавим 1г соли, тщательно перемешаем.

Опыт №1. Реакции катионов калия.

1. *Реакция с гексанитрокобальтитом натрия (Na3[Co(NO2)6]).*

 При добавлении двух-трех капель реактива к такому же количеству раствора соли калия образуется \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Напишите уравнения реакции.

*2. Реакция с гидротартратом натрия (NaHC4H4O6).*

 К двум-трем каплям раствора добавьте раствор реактива, затем потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. Через некоторое время появляется \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Напишите уравнения реакции.

 3. *Окраска пламени.* При выполнении этой реак­ции платиновую проволочку, впаянную в стеклянную па­лочку, смачивают хлороводородной кислотой и вносят в бесцветное пламя горелки. Прокаливают до тех пор, пока окрашивание пламени не прекратится. Затем раскален­ной проволокой касаются мелкого порошка или опускают ее в раствор соли калия и снова вносят в бесцветное пламя горелки. Если в образце или растворе присутствуют ионы калия, то пламя горелки окрашивается в \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_цвет. Присутствие ничтожных следов натрия, окрашива­ющего пламя в желтый цвет, маскирует окраску.

Эта реакция используется при анализе фармацевтиче­ских препаратов.

Опыт №2. Реакции ионов натрия.

1. *Микрокристаллоскопическая реакция.* Ацетат уранила UO2(CH3COO)2 образует в уксуснокислой среде с солями натрия желтоватые кристаллы уранилацетата на­трия Na[(UO2)(CH3COO)3].

При выполнении реакции раствор соли натрия выпари­вают досуха и обрабатывают ацетатом уранила. Выпав­шие кристаллы имеют форму \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_под микроскопом.

Выполнение: на предметное стекло поместите 1 каплю раствора NaCl, 1 каплю реагента, соедините их палочкой с оттянутым кончиком и через 1- 2 минуты рассмотрите под микроскопом края капли. Напишите уравнения реакции.

*2. Гексагидроксостибиат калия K[Sb(OH)6]* образует с ионом натрия \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_:

Обнаружение иона Na+ с помощью гексагидроксостибиата (V) калия проводят в нейтральном или слабощелоч­ном растворе, так как кислоты разлагают реагент. Для образования центров кристаллизации и скорейше­го выпадения осадка гексагидроксостибиата (V) натрия реакцию проводят при охлаждении и потирают стенки пробирки стеклянной палочкой. Напишите уравнения реакции.

3. *Окраска пламени.* Соли натрия окрашивают бесцветное пламя горелки в \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ цвет. Реакция очень характерна и является фармакопейной.

Установить присутствие натрия в исследуемом вещест­ве по окрашиванию бесцветного пламени можно только тогда, когда желтая окраска пламени сохраняется 25-30с.

Опыт №3. Реакции катионов аммония.

*1. Реакции с едкими щелочами (гидроксид натрия).*

Щелочи при нагревании выделяют из растворов солей аммония газообразный аммиак, который можно обнаружить по характерному запаху, а также с помощью влажной фильтровальной бумаги, пропитанной раствором фенолфталеина. Напишите уравнения реакции.

 В присутствии газообразного аммиака индикаторная бумага изменяет окраску. Вспомните! Не мешает ни один катион – это специфическая реакция на ион NH4+.

*2. Реактив Несслера* (K2HgI4 + KOH) образует с NH4+ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ осадок.

Мешают катионы, образующие окрашенные гидроксиды, например, Fe3+ – образует гидроксид коричневого цвета.

Выполнение: в пробирку внесите 2 капли раствора NH4Cl и 2 капли реагента. Выпадет \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ осадок. Напишите уравнения реакции.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

**Лабораторная работа №2.**

**«Анализ смеси катионов I аналитической группы (Na+, K +, NH4+)».**

*Цель работы:* закрепление знаний, полученных при изучении свойств катионов; выработка навыков и умений систематического анализа катионов.

*Оборудование:* пробирки, держатель, спиртовка, фильтровальная бумага, индикаторная бумага, стеклянные палочки, анализируемый раствор, реактив Несслера, гидротартрат натрия, дигидроантимонат калия.

Систематический ход анализа смеси катионов первой аналитической группы.

Ход работы

*Предварительные испытания.* При анализе смеси катионов всех аналитических групп, прежде всего необходимо обратить внимание на окраску и реакцию раствора. Отсутствие окраски дает возможность предположить, что в растворе нет ионов: Cr3+, Fe3+, Cu2+, Co2+, Ni2+. Нейтральная реакция раствора показывает на отсутствие катионов: Sn2+, Sn4+, Bi3+, Hg2+.

Затем в отдельных пробах раствора проводят реакции с серной и хлороводородной кислотами, а также с хлоридом олова.

Если при прибавлении к отдельной пробе анализируемого раствора серной кислоты осадка не образуется, то в растворе отсутствуют катионы: Pb2+, Sr2+, Ba2+ и, вероятно, Ca2+.

Если не выпадает осадок при пробе с HCl, то можно сделать вывод об отсутствии Ag+, Hg2+ и, возможно, Pb2+.

Если же при прибавлении к отдельной пробе порции раствора NaOH и SnCl2 не появляется черный осадок то в растворе отсутствуют катионы Bi3+, Hg2+, [Hg2]2+.

Ход анализа смеси катионов I группы обусловлен следующими факторами:

 – присутствие катиона NH4+ мешает открытию ионов Na+ и K+;

 – реакции обнаружения катиона NH4+ реактивом Несслера и действием щелочи при нагревании специфичны.

Опыт №1.

*Предварительное обнаружение.* Обнаружение NH4+ проведите реактивом Несслера.

К 1–2 мл.исследуемого раствора добавьте 1–2 капли реактива.

*Систематический анализ.* Если в анализируемом растворе обнаружены ионы NH4+, они мешают обнаружению ионов Na+ и K + их отделяют.

Для удаления ионов NH4+ раствор выпарьте и прокалите до исчезновения белого «дыма», добавляя к сухому остатку 1–2 капли концентрированной НСl. Полноту удаления ионов NH4+проверьте на предметном стекле реактивом Несслера, прибавляя к 1–2 каплям реактива крупинку сухого остатка. При отсутствии ионов NH4+сухой остаток растворите в нескольких каплях воды. Полученный раствор исследуйте на присутствие ионов Na+ и K + с помощью реактивов на эти катионы – гидротартратом натрия (NaHC4H4O6) и дигидроантимонатом калия(KH2SbO4.)

Полученные данные занесите в таблицу.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Определяемый ион | Среда | Условия реакции | Реактив | Наблюдаемое явление | Уравнение реакции |
|  |  |  |  |  |  |

**Вторая аналитическая группа катионов**

**Лабораторная работа №3.**

Проведение частных реакций катионов II аналитической группы (Ag+, Pb2+).

*Цель работы:* выявить катионы Ag+, Pb2+.

*Оборудование:* пробирки, держатель, спиртовка, фильтровальная бумага, водяная баня, растворы нитрата серебра и нитрата свинца, соляная кислота, раствор иодида калия, аммиак, этиловый спирт, дист. вода, раствор уксусной кислоты, гидроксид натрия.

Перед выполнением лабораторной работы необходимо усвоить материал:

Общая характеристика второй аналитической группы катионов. Значение катионов второй группы в проведении химико-технологического контроля

Групповой реактив и условия его применения. Гидролиз солей. Произведение растворимости (ПР), условие образования осадков. Частные реакции катионов второй группы.

Реакции катионов серебра (действие группового реактива – сероводорода, соляной кислоты, хромата калия); свинца (действие группового реактива – сероводорода, соляной кислоты, иодида калия.

Ход работы.

Групповой реагент – раствор НCl.

Приготовление анализируемых растворов солей.

 К 10 мл. дистиллированной воды добавим 1г. соли, тщательно перемешаем.

Опыт №1. Реакции катионов серебра.

*Реакция с хлоридами.* В четыре пробирки поместите по 3–4 капли раствора нитрата серебра и столько же 2 М НCl.. Что при этом наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

*Реакция с йодидами.* В четыре пробирки поместите по 3–4 капли раствора нитрата серебра и по 2–3 капли раствора йодистого калия. Наблюдайте образование осадка. Отметьте цвет осадка. Что при этом наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

*Реакция с гидроксидами.* В две пробирки поместите по 3–4 капли раствора нитрата серебра. Прибавьте в одну пробирку 3–4 капли раствора гидроксида натрия, а в другую – 3 капли разбавленного раствора аммиака. Рассмотрите образовавшиеся осадки. Отметьте их цвет. Прилейте во вторую пробирку избыток аммиака. Объясните причину исчезновения осадка. Что при этом наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

Опыт №2. Реакции катионов свинца.

*Реакция с хлоридами.* Поместите в пробирку 3–4 капли раствора нитрата свинца и 3–4 капли этилового спирта, 2–3 капли 2н раствора НCl. Рассмотрите выпавший осадок. Прилейте к нему 5–6 капель дистиллированной воды и перемешайте. Изменилось ли количество осадка? Нагрейте содержимое пробирки на водяной бане. Что при этом происходит? Почему? Охладите раствор до комнатной температуры. Что вы наблюдаете в пробирке? Добавьте несколько капель – этанола. Объясните, почему вновь наблюдается выделение РЬСl2 из раствора. Что при этом наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

*Реакция с гидроксидами.* К 3–4 каплям раствора нитрата свинца медленно, по каплям, прибавляйте раствор гидроксида натрия. Рассмотрите выпавший осадок и проследите за его растворением. Напишите уравнения реакций.

*Реакция с йодидами.* Поместите в пробирку 2–3 капли раствора нитрата свинца. Прибавьте 1 мл дистиллированной воды, 3 капли раствора иодида калия и несколько капель разбавленного раствора уксусной кислоты. Нагрейте пробирку на водяной бане, а затем охладите полученный раствор под струей воды. Что при этом наблюдаете? Кристаллы какого вещества выпадают в осадок? Напишите уравнения реакции.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Определяемый ион | Среда | Условия реакции | Реактив | Наблюдаемое явление | Уравнение реакции |
|  |  |  |  |  |  |

**Лабораторная работа №4.**

**«Анализ смеси катионов II аналитической группы»**

*Цель работы:* научиться выявлять катионы II группы из смеси.

*Оборудование:* анализируемый раствор, 2н НСl и С2Н5ОН, 0,1М НСl, вода, йодид калия, К2СгО7, концентрированный раствор аммиака, концентрированная азотная кислота, водяная баня, спиртовка, держатель, пробирки, фильтровальная бумага, индикаторная бумага.

Перед выполнением лабораторной работы необходимо усвоить материал:

 Частные реакции катионов второй группы. Реакции катионов бария (действие группового реактива – карбоната аммония, серной кислоты, хромата калия; реакция окрашивания пламени); кальция (действие группового реактива – карбоната аммония, оксалата аммония; реакция окрашивания пламени); магния (действие группового реактива – карбоната аммония, гидрофосфата натрия, щелочей). Систематический ход анализа смеси катионов второй аналитической группы.

Ход работы

 Ход анализа смеси катионов II группы обусловлен следующими факторами:

 • растворимость хлоридов в воде различна (наибольшей является растворимость хлорида свинца, которая сильно увеличивается при повышении температуры);

 • осадок хлорида серебра растворяется в аммиаке с образованием комплекса, а осадок хлорида ртути при взаимодействии с раствором аммиака чернеет с выделением металлической ртути;

 • практически нет реактива, позволяющего открывать тот или иной катион II группы в присутствии других катионов.

Опыт №1.

*Систематический анализ.*

 К 15 каплям анализируемого раствора прибавьте двойной объем 2н НСl и С2Н5ОН. Полученную смесь отфильтруйте.

Осадок промойте 2–3 раза 0,1М НСl, а затем обработайте несколькими каплями кипящей воды. Промывную жидкость исследуйте на присутствие Рb2+ реакцией с иодидом калия или с К2СгО7. Если ионы Рb2+ обнаружили, то осадок обработайте кипящей водой до полного удаления РbСl2 (до прекращения образования желтого осадка при действии иодидом калия или с К2СгО7 на промывные воды). Осадок на фильтре после удаления РbСl2 обработайте концентрированным раствором аммиака. Для разрушения комплекса к фильтрату но каплям прибавляйте концентрированную азотную кислоту до кислой реакции. Выпадение белого осадка или образование мути свидетельствует о присутствии в анализируемом растворе ионов Аg+.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

**Практическое занятие №4.**

**Тема. Катионы III аналитической группы. Катионы IV аналитической группы.**

**Вид занятия:** практическое

**Цель:** Научиться готовить технические и точные растворы, соблюдая правила и технику безопасности; овладеть техникой качественного анализа на катионы III-IV аналитических групп.

**Учебные цели:**

-качественный анализ катионов бария, кальция;

-ход анализа смеси катионов III группы.

-качественный анализ катионов алюминия, цинка;

-фармакопейные реакции на катион цинка;

- ход анализа смеси катионов IV группы.

**Вопросы для подготовки к занятию.**

1. Качественные реакции на катионы III группы: **Ba2+**, Sr2+, **Ca2+**.
2. Качественные реакции на катионы IV группы: **Аl3+**, Cr3+, **Zn2+**.
3. Анализ смеси катионов III- IV группы.

**Аудиторная работа**

-выполнять качественные реакции на катионы III группы;

-уметь разделять катионы III группы.

-выполнять качественные реакции на катионы IV аналитической группы.

-анализировать смесь катионов IV группы;

-проводить дробный анализ.

Реакции катионов бария (действие группового реактива – карбоната аммония, серной кислоты, хромата калия; реакция окрашивания пламени); кальция (действие группового реактива – карбоната аммония, оксалата аммония; реакция окрашивания пламени).

**Студент должен знать:**

-качественный анализ катионов бария, кальция;

-специфические реакции на катионы бария и кальция;

-ход анализа смеси катионов III группы.

-качественный анализ катионов алюминия, цинка, мышьяка (III), мышьяка (V);

-фармакопейные реакции на катион цинка;

**Студент должен уметь:**

-выполнять качественные реакции на катионы III группы;

-уметь разделять катионы III группы.

-выполнять качественные реакции на катионы IV аналитической группы.

-проводить дробный анализ.

**Тема. Третья аналитическая группа катионов**

**Лабораторная работа №5.**

**«Проведение частных реакций катионов III аналитической группы**

**(Са2+, Ва2+,** Sг2+**)».**

*Цель работы:* выявить катионы кальция, бария.

*Оборудование:* растворы солей кальция, бария, стронция (хлориды), серная кислота, К4[Fе(СN)6], К2СгО4, концентрированный раствор аммиака, раствор хлорида аммония, раствор сульфата кальция, К2Сг2О7, СН3СООNa, микроскоп, часовое стекло, пробирки, водяная баня, спиртовка, держатель, проволока, пробирки.

При подготовке к лабораторной работе необходимо усвоить материал:

 Общая характеристика третьей аналитической группы катионов. Значение катионов третьей аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля.

Ход работы

***Общая реакция с серной кислотой.***

В две пробирки наливают по 3 капли растворов хлорида бария, хлорида кальция и добавляют в каждую пробирку по 3 капли раствора серной кислоты. Для понижения растворимости осадка в пробирку с сульфатом кальция добавляют 3-5 капель этилового спирта.

Опыт №1***. Реакции иона кальция.***

*Реакция с сульфатами.* Реакцию можно провести микрокристаллоскопическим способом. Для этого смешайте на предметном стекле капли растворов СаСl2 и Н2SО4, осторожно подсушите раствор на стекле до появления белой каймы. Под микроскопом посмотрите форму образовавшихся кристаллов и зарисуйте в лабораторной тетради. Напишите уравнения реакций.

*Реакция на окрашивание пламени.* При помощи нихромовой проволоки с петлей на конце захватите кристаллик хлорида кальция и внесите его в бесцветное пламя спиртовки. Отметьте окраску пламени.

*Реакция с гексацианоферратом (II) калия К 4[Fе(СN)6].* В две пробирки поместите по 3–4 капли раствора СаСl2, прибавьте 2–3 капли раствора аммиака и 3–5 капель раствора хлорида аммония. Смесь нагрейте до кипения, затем прибавьте 8–10 капель насыщенного раствора К4[Fе(СN)6]. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

*Реакция с моногидрофосфатом натрия, карбонатом аммония, щелочами, оксалатом аммония* проводят, смешивая 3 капли раствора хлорида кальция с 3 каплями раствора реактива.

Опыт №3. ***Реакция иона бария.***

*Реакция с сульфатами.* В четыре пробирки поместите по 2–3 капли раствора ВаСl2, прибавьте по несколько капель гипсовой воды. Какой осадок при этом образуется? Почему? Напишите уравнение реакции.

 *Реакция с хроматами.* В две пробирки поместите по 3–4 капли раствора ВаСl2, добавьте 3–4 капли раствора К2СгО4, нагрейте на водяной бане. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

 Хромат калия или хромат натрия образует желтые осадки хромата бария в нейтральных или уксуснокислых растворах.

 Осадок образуется и при действии дихромата калия К2Сг2О7. Для этого в три пробирки поместите по 4–5 капель раствора ВаСl2, прибавьте по 4–5 капель раствора дихромата калия К2Сг2О7 и ацетата натрия СН3СООNa, нагрейте. Рассмотрите выпавший осадок. Проверьте, растворяется ли он при действии минеральных кислот, уксусной кислоты и щелочи. Напишите уравнения реакции.

*Реакция на окрашивание пламени.* В пламя внесите несколько кристалликов ВаСl2. Зафиксируйте цвет пламени.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу.

*Реакция с карбонатом аммония, гипсовой водой, оксалатом аммония, моногидрофосфатом натрия* проводят добавляя к 3 каплям раствора хлорида бария 3 капли раствора реактива.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Определяемый ион | Среда | Условия реакции | Реактив | Наблюдаемое явление | Уравнение реакции |
|  |  |  |  |  |  |

**Лабораторная работа№6.**

**«Анализ смеси катионов III аналитической группы»**

*Цель работы:* научиться выявлять катионы III группы из смеси.

*Оборудование:* анализируемый раствор, 2 м СН3СООNa, раствор К2Сг2О7, раствор Nа2СО3, 2М СН3СООН, раствор СаSО4, раствор (NH4)2SО4, (NН4)2С2О4, концентрированный NН3, водяная баня, спиртовка, хим. стаканчики, стеклянные палочки, пробирки, держатель.

При подготовке к лабораторной работе необходимо усвоить материал:

Систематический ход анализа смеси катионов третьей аналитической группы.

Ход работы

 Ход анализа смеси катионов III группы обусловлен следующими факторами:

 • ион бария мешает обнаружению катионов стронция и кальция;

 • после удаления катионов бария оранжевый цвет центрифугата за счет присутствия ионов Сг2О72- затрудняет открытие катионов стронция кальция;

 • дробный ход анализа при открытии катионов III аналитической группы нецелесообразен.

Опыт №1.

 *Систематический анализ.* К 15 каплям анализируемого горячего раствора прибавьте 2 м СН3СООNa (рН 5–6) и по каплям – раствор К2Сг2О7 до появления оранжевой окраски, смесь перемешайте стеклянной палочкой, нагрейте до кипения и дождитесь его осаждения. Осадок отбросьте, в растворе проверьте полноту осаждения Ва2+, прибавляя 1 каплю раствора СН3СООNa и 1–2 капли раствора К2Сг2О7.

К раствору прилейте насыщенный раствор Nа2СО3, до рН =10 и нагревайте 7–10 минут на кипящей водяной бане. Нагревание способствует полноте осаждения Са2+ и Sг2+ в виде карбонатов. Карбонаты отделите отстаиванием и раствор отбросьте. Осадок промойте горячей водой до белого цвета осадка на фильтре. Осадок растворите в горячей 2М СН3СООН, прибавляя ее по каплям. В полученном растворе откройте Sг2+, прибавляя к 3–4 каплям его 5–6 капель насыщенного раствора СаSО4 и нагревая до кипения. Появление белого осадка или мути после полного охлаждения смеси указывает на присутствие Sг2+, если же осадок или муть образуются в момент приливания СаSО4, то возможно, что выпадает из раствора недоосажденный Ва2+ в виде ВаSО4.

После обнаружения ионов Sг2+ их нужно отделить от Са2+. Для этого к раствору, содержащему Sг2+, Са2+ и избыток СН3СООН, прибавьте равный объем насыщенного раствора (NH4)2SО4, выдержите на кипящей водяной бане 10 минут и центрифугируйте. Осадок SгSО4 отбросьте. Раствор, содержащий ионы Са2+ проанализируйте, для чего его разделите на две части. В одной части проведите обнаружение реакцией с (NН4)2С2О4 в присутствии 2 М СН3СООН. Ко второй части прибавьте 2–3 капли 4 М NН4С1, концентрированный NН3 (рН > 10), К4[Fе(СN)6] и нагрейте. Образование белых осадков говорит о присутствии ионов Са2+.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

**Тема. Четвертая аналитическая группа катионов**

**Лабораторная работа №7.**

**«Проведение частных реакций катионов IV аналитической группы**

**(Al3+,** Cr3+**, Zn2+)»**

*Цель работы:* выявить катионы алюминия и цинка.

*Оборудование:* растворы хлоридов алюминия, цинка, гидроксид натрия, хлорид аммония, раствор нитрата кобальта, сульфат алюминия, раствор Н2О2, азотная кислота, Сг2(SО4)3, 2 М Н2SО4, КМnО4, раствор К3[Fе(СN)6], раствором нитрата пинка Zn(NO3)2, часовое стекло, пробирки, водяная баня, спиртовка, держатель, проволока, пробирки.

 Перед выполнением лабораторной работы необходимо усвоить материал:

 Общая характеристика катионов четвертой аналитической группы. Значение катионов четвертой аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля.

Групповой и подгрупповой реактивы и условия их применения. Частные реакции катионов четвертой аналитической группы.

Реакции катионов цинка (действие группового реактива, сульфида аммония, щелочей, сероводорода), алюминия (действие группового реактива, сульфида аммония, щелочей, гидроксида аммония, хлорида аммония); хрома (действие группового реактива, сульфида аммония, щелочей, реакция окисления хрома перекисью водорода),.

Ход работы

*Общая реакция с раствором едкого натра.*

В пробирки наливают по 4 капли растворов хлорида алюминия, хлорида цинка и добавляют по 4 капли раствора едкого натра. После выпадения осадков снова добавляют по 6 капель раствора едкого натра.

Опыт №1. **Реакции иона алюминия**

*Реакция с гидроксидом аммония.* К 3 каплям раствора хлорида алюминия добавляют 3 капли раствора аммиака, перемешивают и снова добавляют 5 капель раствора аммиака.

Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

*Образование тенаровой сини.* Возьмите полоску фильтровальной бумаги и смочите ее разбавленным раствором нитрата кобальта Со(NО3)2 и раствором сульфата алюминия Аl2(SО4)3. После подсушивания сожгите полоску. Рассмотрите оставшийся пепел, отметьте цвет. Окраска пепла объясняется образованием алюмината кобальта Со(АlO2)2, называемого тенаровой синью. Реакцию следует проводить под тягой.

*Реакция с ализарином.* На фильтровальную бумагу наносят каплю раствора хлорида алюминия, выдерживают бумагу 1 мин в парах аммиака и добавляют каплю спиртового раствора ализарина.

Опыт №2. **Реакции иона хрома.**

*Реакция с гидроксидом.* К 3–4 каплям раствора хлорида хрома СгСl3 прибавьте 2 М раствор NаОН до растворения образовавшегося осадка. Обратите внимание на цвет осадка и образовавшегося комплекса. Нагрейте полученный раствор на водяной бане. Что при этом происходит? Напишите уравнения реакций.

 *Реакция с пероксидом.* К 2–3 каплям раствора СгСl3 прибавьте 3–4 капли 3 процентного раствора Н2О2, затем 4 капли 8 М раствора NаОН. Нагрейте реакционную смесь на водяной бане. Что при этом происходит? Напишите уравнения реакции?

 *Реакция с перманганатом.* Налейте в пробирку по 4–5 капель растворов сульфата хрома Сг2(SО4)3, 2 М Н2SО4 и КМnО4. Нагрейте реакционную смесь в течение нескольких минут на водяной бане. Что наблюдаете?

Опыт №3. **Реакции иона цинка.**

*Реакция с гидроксидом.* Поместите в пробирку 2–3 капли раствора ZnСl2. Прибавьте каплю раствора щелочи. Растворите осадок в избытке щелочи, затем попытайтесь вновь осадить Zп(ОH)2 прибавлением концентрированного раствора NН4Сl. Если осадок гидроксида цинка не образуется, то объясните, почему.

*Реакция с гидроксидом аммония.* К 3 каплям раствора соли цинка добавляют 3 капли раствора гидроксида аммония, затем избыток раствора гидроксида аммония. Напишите уравнение реакции. Растворите осадок в избытке раствора аммиака. Если осадок гидроксида цинка не образуется, то объясните, почему.

*Реакция с гексацианоферратом (II) калия (желтая кровяная соль).* В две пробирки поместите по 2–3 капли раствора ZпСl2. Затем прибавьте в первую пробирку 2–3 капли раствора К4[Fе(СN)6]. Рассмотрите выпавший осадок.

 *Получение ринманоевой зелени.* Возьмите полоску фильтровальной бумаги и мочите ее раствором нитрата пинка Zn(NO3)2 и разбавленным раствором нитрата кобальта Со(NO3)2. После подсушивания сожгите полоску. Рассмотрите оставшийся пепел. Окраска пепла объясняется образованием цинката кобальта СоZnО2, который называют ринмановой зеленью (в ходе реакции также выделяется диоксид азота NО2 – газ бурого цвета и газообразный кислород). Реакцию следует проводить под тягой.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Определяемый ион | Среда | Условия реакции | Реактив | Наблюдаемое явление | Уравнение реакции |
|  |  |  |  |  |  |

**Лабораторная работа №8.**

**«Анализ смеси катионов IV аналитической группы»**

*Цель работы:* научиться выявлять катионы IV группы из смеси.

*Оборудование:* анализируемый раствор, NаОН, раствора Н2О2, кристаллический NН4Сl, 2М НСl, ализарин, 1 М H2SO4, К4[Fe(CN)6], азот. кислота, смесь эфира с изоамиловым спиртом, водяная баня, спиртовка, хим. стаканчики, стеклянные палочки, пробирки, держатель.

 Перед выполнением лабораторной работы необходимо усвоить материал:

 Групповой и подгрупповой реактивы и условия их применения. Частные реакции катионов четвертой аналитической группы. Систематический ход анализа смеси катионов четвертой аналитической группы.

Ход работы

Ход анализа смеси катионов IV группы обусловлен следующими факторами:

 в результате действия на катионы IV группы избытка щелочи в присутствии пероксида водорода все ионы переменной степени окисления находятся в растворе в высшей степени окисления; при этом катионы Сг3+ превращаются в анионы СrO42-;

 амфотерный гидроксид хрома Сr(ОН)3 не растворяется в избытке щелочи в присутствии ионов Zn2+ – (в ходе реакции образуется цинкат хрома Сr2(ZnО2)3, нерастворимый в избытке осадителя NаОН; для предотвращения этого процесса в раствор добавляют пероксид водорода);

 различная способность алюминат-, хромат- и цинкат-ионов взаимодействовать с солями аммония (осаждение ионов алюминия в виде Аl(ОН)3);

 предварительный анализ смеси катионов IV группы можно проводить дробным методом: катион Аl3+ открыть реакцией с ализарином; катион Сr3+ – окислением до Н2СrO6 пероксидом водорода; катион Zn2+ – при помощи дитизона; окончательную проверку наличия тех или иных катионов проводят систематическим ходом анализа.

Опыт №1.

*Систематический анализ.* К 15 каплям исследуемого раствора прибавьте 20%-ный раствор NаОН до растворения выпавших в осадок гидроксидов, несколько капель 3%-ного раствора Н2О2, перемешайте и нагрейте. Если в исследуемом растворе присутствует хром (111), то нагревайте до полного перехода цвета раствора из зеленого в желтый. Избыток Н2О2 удалите кипячением. Раствор теперь содержит комплексные ионы алюминия, цинка и хрома. Для отделения катионов алюминия к раствору небольшими порциями при перемешивании прибавляйте кристаллический NН4Сl до запаха выделяющегося аммиака. Смесь нагрейте. При наличии в растворе соли алюминия выпадает осадок его гидроксида.

 Осадок I отделите осаждением, промойте 2–3 раза холодной водой и растворите в горячей 2М НСl (раствор II).

*Обнаружение Аl3+.* В растворе II откройте Аl3+ реакцией с ализарином.

*Обнаружение Zn2+.* К отдельной пробе раствора I прибавьте 1 М H2SO4 до кислой реакции и обнаруживайте ионы Zn2+ реакцией с К4[Fe(CN)6].

*Обнаружение Сг3+.* Желтый цвет раствора 1 говорит о присутствии в нем СгО42-и, следовательно, ионов Сг3+ в исследуемом растворе. Для подтверждения этого проведите реакцию перевода ионов СгО42-в Н2СгО6. Для этого к раствору прибавьте серную и азотную кислоты и смесь эфира с изоамиловым спиртом, а затем пероксид водорода до появления синего окрашивания, обусловленного образованием пероксидного соединения надхромовой кислоты Н2СгО6.

**Практическое занятие №5.**

**Тема. Катионы V аналитической группы.**

**Вид занятия:** практическое

**Цель:** Научиться готовить технические и точные растворы, соблюдая правила и технику безопасности; овладеть техникой качественного анализа на катионы III-IV аналитических групп.

**Учебные цели:**

-качественный анализ катионов Fe2+, Fe3+, Mn2+, Mg2+;

-специфические реакции на катионы железа, магния;

- ход анализа смеси катионов V группы.

**Вопросы для подготовки к занятию.**

1. Качественные реакции на катионы V группы:Fe2+, Fe3+, Mn2+, Mg2+.
2. Анализ смеси катионов V групп.

**Аудиторная работа**

-выполнять качественные реакции на катионы V группы;

-уметь разделять катионы V группы.

-выполнять качественные реакции на катионы V аналитической группы.

-анализировать смесь катионов V группы;

-проводить дробный анализ.

**Студент должен знать:**

-качественный анализ катионов железа (II, III), марганца (II), магния;

-специфические реакции на катионы V группы, их применение в фармацевтическом анализе.

**Студент должен уметь:**

-выполнять качественные реакции на катионы V аналитической группы;

-анализировать смесь катионов V группы;

-проводить дробный анализ.

Реакции катионов железа (III) (действие группового реактива, сульфида аммония, щелочей, гексацианоферрата (II) калия, роданида аммония); марганца (действие группового реактива, сульфида аммония, щелочей, реакция окисления марганца висмутатом натрия); магния (действие группового реактива, карбоната аммония, гидрофосфата натрия, щелочей).

Ход работы

**Лабораторная работа №9.**

**«Проведение частных реакций катионов V аналитической группы»**

*Цель работы:* выявить катионы Fe2+, Fe3+, Mn2+, Mg2+.

*Оборудование:* растворы хлоридов железа (II), железа (III), магния, марганца, раствор гидроксида натрия NaOH (NH4OH) в избытке, соль Мора, гексацианоферрат (III) калия, гексацианоферрат (II) калия сульфид аммония или сульфид натрия, роданид калия или аммония, часовое стекло, пробирки, водяная баня, спиртовка, держатель, проволока, пробирки.

 Перед выполнением лабораторной работы необходимо усвоить материал:

 Общая характеристика катионов пятой аналитической группы. Значение катионов пятой аналитической группы в осуществлении химико-технологического контроля.

Групповой и подгрупповой реактивы и условия их применения. Частные реакции катионов пятой аналитической группы.

Ход работы

*Общая реакция с раствором едкого натра.*

В пробирки наливают по 4 капли растворов хлорида железа (II), железа (III), магния, марганца и добавляют по 4 капли раствора едкого натра. Отметить изменение окраски при стоянии растворов.

Опыт №1***.*** *Реакции иона железа (II)*

Растворы солей железа (II) окрашены в бледно-зеленый цвет. Разбавленные растворы бесцветны.

*Реакция с гексацианоферратом (III) калия (красная кровяная соль).*

Выполнение: в пробирку внесите 2 капли раствора FeSO4, 2 капли раствора реагента и осторожно встряхните. Наблюдайте образование \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Напишите уравнение реакции.

Осадок не растворяется в кислотах, но разлагается щелочами с выделением гидроксидов железа (II, III). Катионы Fe3+ и другие катионы не мешают проведению реакции. Реакция очень чувствительна: предел обнаружения 0,05 мкг. Реакция специфична.

*Реакция с реактивом Чугаева.*

 Диметилглиоксим (реактив Чугаева) образует с катионом Fe2+ внутрикомплексную соль карминово-красного цвета:



Комплексное соединение Fe (II) с диметилглиоксимом хорошо растворимо в воде. Предел обнаружения железа – 8 мкг.

Обнаружению катионов Fe2+ мешают катионы Cu2+, Co2+, Ni2+, Cr3+.

 Выполнение реакции: на предметное стекло помещают каплю анализируемого раствора, добавляют каплю реактива Чугаева и по каплям раствор гидроксида аммония до щелочной среды. В присутствии катиона Fe2+ раствор окрашивается в карминово-красный цвет.

*Реакция с сульфидом аммония или натрия.*

В пробирку поместить 2 капли раствора сульфата железа (II) и 2 капли раствора сульфида аммония или натрия. Реакция является фармакопейной. Напишите уравнение реакции.

*Опыт №2****.*** *Реакции иона железа (III)*

*Реакция с гексацианоферратом (II) калия (желтая кровяная соль).*

В пробирку с подкисленным раствором соли железа (III) прибавьте по каплям раствор желтой кровяной соли. При этом происходит образование темно-синего осадка берлинской лазури. Напишите уравнение реакции.

Гексацианоферрат (II) калия, K4Fe(CN)6, с ионом Fe3+ образует \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

*Реакция с роданидом калия или аммония.*

В пробирку с раствором соли железа (III) прибавьте по каплям раствор роданида калия или аммония. Напишите уравнение реакции образования роданида железа (III) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ цвета.

 Мешают анионы, например, F−, PO43−, оксалат C2O42−, образующие с ионом Fe3+ более прочные бесцветные комплексные соединения – FeF52−, FeHPO42+ и Fe(C2O4)33− соответственно.

*Реакция с сульфидом аммония.*

В пробирку помещают 2 капли раствора хлорида железа (III), затем 2 капли раствора сульфида аммония. Осадок легко растворяется в кислотах. Напишите уравнения реакций.

*Реакция с йодидом калия или натрия.*

Реакцию проводят на фильтровальной бумаге

*Опыт №3. Реакции иона магния*

*Реакция с сульфидом аммония.*

В пробирку помещают 2 капли раствора соли марганца и добавляют 2 капли раствора сульфида аммония. Осадок легко растворяется в разбавленных минеральных кислотах. Напишите уравнения реакций.

*Опыт №4. Реакции иона марганца (II)*

*Реакция с сульфидом аммония.*

В пробирку помещают 2 капли раствора соли марганца и добавляют 2 капли раствора сульфида аммония. Осадок легко растворяется в разбавленных минеральных кислотах. Напишите уравнения реакций.

Результаты проведенных опытов занесите в таблицу

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Определяемый ион | Среда | Условия реакции | Реактив | Наблюдаемое явление | Уравнение реакции |
|  |  |  |  |  |  |

**Практическое занятие №6.**

**Тема. Катионы VI аналитической группы.**

**Вид занятия:** практическое

**Цель:** Научиться готовить технические и точные растворы, соблюдая правила и технику безопасности; овладеть техникой качественного анализа на катионы V аналитической группы.

**Учебные цели:**

-качественный анализ катионов VI группы;

-специфические реакции на катионы меди;

- ход анализа смеси катионов VI группы.

**Вопросы для подготовки к занятию.**

1. Качественные реакции на катионы VI группы: **Cu2+**, Hg2+, Cd2+.

1. Анализ смеси катионов I-VI аналитических групп.

**Аудиторная работа**

-выполнять качественные реакции на катионы VI группы;

-уметь разделять катионы VI группы.

-выполнять качественные реакции на катионы VI аналитической группы.

-анализировать смесь катионов VI группы;

-проводить дробный анализ.

**Студент должен знать:**

-качественный анализ катионов меди, ртути (II);

-анализ смеси катионов шести аналитических групп.

**Студент должен уметь:**

-выполнять качественные реакции на катионы VI аналитической группы;

-выполнять систематический ход анализа катионов I-VI группы.

Реакции катионов меди.

Ход работы

**Лабораторная работа №10.**

**«Проведение частных реакций катионов VI аналитической группы»**

*Цель работы:* выявить катионы Сu2+.

*Оборудование:* растворы CuSO4, K4Fe(CN)6, 25 %-ный раствор аммиака, пробирки, водяная баня, спиртовка, держатель, проволока.

*Опыт №1. Реакции иона меди (II)*

Растворы солей меди (II) окрашены в голубой или зеленый цвет.

Водный раствор аммиака при взаимодействии с ионами меди (II) сначала осаждает основные соли переменного состава зеленого цвета, легкорастворимые в избытке реагента. При этом образуется аммиачный комплекс меди \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_:

Напишите уравнение реакции.

Выполнение реакции: в пробирку к 2-3 каплям раствора CuSO4 добавляют большой избыток раствора аммиака до рН>9. Появление \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ окраски указывает на присутствие катионов Cu2+. *Опыт №2.* Гексацианоферрат(II) калия, K4Fe(CN)6, образует с ионом Cu2+ малорастворимое соединение Cu2Fe(CN)6 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ цвета.

Выполнение: в пробирку внесите 2 капли раствора CuSO4 и 2 капли раствора реагента. Осторожно встряхните. Выпадет \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_осадок.

Примерные вопросы к итоговой аттестации по предмету

Значение аналитической химии.

Аналитическая химия, её задачи и значение. Методы анализа.

Правила и техника выполнения лабораторных работ и ведения лабораторного журнала.

Методы качественного анализа.

Способы выполнения аналитических реакций, типы реакций; чувствительность реакций.

Деление катионов на группы по кислотно-основной классификации.

Классификация катионов.

Классификация анионов.

Характеристика катионов I- й аналитической группы.

Систематический ход анализа катионов I-й аналитической группы.

Характеристика катионов II-й аналитической группы.

Систематический ход анализа катионов II-й аналитической группы.

Характеристика катионов III-й аналитической группы.

Систематический ход анализа катионов III-й аналитической группы.

Характеристика катионов IV- й аналитической группы.

Систематический ход анализа катионов IV- й аналитической группы.

Список литературы

Основные источники:

1. Саенко О. Е. Аналитическая химия». Ростов н/Д: Феникс, 2009
2. Понамарев В.Д. «Аналитическая химия». Москва «Медицина» 1988.
3. Олеес М.Э., Душечкина И.Н. «Аналитическая химия. М.: Медицина, 1994.

Дополнительные источники:

1. Барсукова З.С. «Аналитическая химия». М.: Высшая школа, 1990.
2. Логинов Н.Я., Воскресенский А.Г., Солодкин И.С. Аналитическая химия. М., Просвещение, 1989.
3. Основы аналитической химии в 2-х книгах. Под ред. Ю.А. Золотова. М.: Высшая школа, 2000.
4. Пилиненко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия в 2-х книгах. М., Химия, 1990.
5. Учебно – методические пособия, разработанные преподавателями ОУ.



 

 