

Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение
«Краснокаменский горно-промышленный техникум»

Рассмотрено на заседании ПЦК
преподавателей
общеобразовательных дисциплин
Председатель ПЦК
_____ Е.Б. Батура
« ____ » _____ 2022 г.

Утверждаю:
Директор ГАПОУ «КГПТ»
_____ Л.В. Винокурова
« ____ » _____ 2022 г.

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания
для студентов очно-заочной формы обучения, обучающихся
по программам среднего профессионального образования
по специальности
18.02.03 «Химическая технология неорганических веществ»

Методические указания по изучению дисциплины и выполнению контрольных работ составлены в соответствии с требованиями ФГОС СПО и рабочей программой дисциплины «Аналитическая химия», и одобрены предметной цикловой комиссией технических дисциплин для специальности СПО **18.02.03 «Химическая технология неорганических веществ»**

Составитель: Максимова Людмила Васильевна - преподаватель
общефессиональных дисциплин

Методические указания рассмотрены и рекомендованы на заседании ПЦК
технических дисциплин

протокол № _____ от « _____ » _____ 20__ г.
номер *дата*

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Аналитическая химия – наука, изучающая методы исследования качественного и количественного состава веществ и их структуры.

Целью преподавания является обучение студентов теоретическим основам методов анализа и умению применять их на практике. Изучение аналитической химии должно давать будущему специалисту всесторонние знания для проведения различного рода анализов с применением современного аналитического оборудования.

При изучении Аналитической химии значительное внимание уделяется технике химического эксперимента, способам приготовления растворов, закономерностям химических реакций, протекающих в растворах и лежащих в основе различных методов анализа.

Основные знания, умения и навыки, которыми должен овладеть студент в результате изучения дисциплины:

умения:

- описывать механизм химических реакций количественного и качественного анализа;
- выбирать метод анализа и обосновывать выбор;
- готовить растворы заданной концентрации;
- производить подбор реактивов для анализа и определять условия протекания аналитических реакций;
- проводить качественный и количественный анализ с соблюдением техники безопасности;
- контролировать и оценивать протекание химических процессов;
- использовать лабораторные приборы и оборудование;
- производить расчеты результата анализа и оценивать достоверность результата;
- осуществлять самостоятельный поиск информации с использованием различных источников;
- использовать приобретенные знания и умения в профессиональной деятельности:

знания:

- значения химического анализа в осуществлении технологических процессов производства неорганических веществ;
- методов качественного и количественного анализа неорганических веществ;
- принципиальных особенностей методов химического анализа и условий их применения;
- агрегатных состояний вещества и их отличительные характеристики;
- лабораторной аппаратуры и технику выполнения анализа;
- типов ошибок анализа и методику их расчета;
- устройства основного лабораторного оборудования и правила его безопасного использования;

В программу включены три основных раздела - введение и теоретические основы аналитической химии, качественный химический анализ и количественный анализ, включая физико-химические (инструментальные) методы анализа. Лабораторный практикум включает работы по качественному анализу смесей ионов, количественному определению веществ химическими титриметрическими и физико-химическими методами анализа. Лабораторные работы выполняются студентами индивидуально и самостоятельно под контролем преподавателя.

Основной вид работы студента заочного отделения - самостоятельное изучение курса аналитической химии по указанной литературе. Помощь в изучении курса могут оказать методические указания к темам курса, где отражены основные вопросы и даны примеры решения задач.

В межсессионный период студент выполняет одну контрольную работу. Работа должна быть представлена в установленный срок.

СОДЕРЖАНИЕ КУРСА

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ И КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Основные понятия и термины

Аналитическая химия – наука, развивающая теоретические основы химического анализа и разрабатывающая методы определения химического состава веществ и химического строения соединений.

Химический анализ – совокупность готовых приемов анализа, в результате применения которых устанавливается химический состав.

Обнаружение – установление факта присутствия или отсутствия вещества или его компонента в образце.

Определение – установление содержания (количества, концентрации) какого-либо компонента в изучаемом образце.

Химические методы обнаружения – методы, основанные на использовании аналитических реакций; аналитический сигнал наблюдают главным образом визуально.

Физические и физико-химические методы обнаружения – методы, основанные на изучении физических свойств исследуемых веществ (оптические, электрохимические, магнитные и др.); аналитический сигнал получают и регистрируют с помощью специальной аппаратуры.

Реагент специфический – реагент для обнаружения искомым ионов в присутствии других ионов. Применяется при проведении дробного метода анализа.

Реагент избирательный (селективный) – реагент, который реагирует с ограниченным числом ионов. Используют как в дробном, так и в систематическом анализе.

Реагент групповой – реагент на группу ионов с образованием одного и того же аналитического сигнала (чаще всего осадка). Используется в систематическом анализе.

Дробный анализ – анализ, при котором искомые ионы можно обнаружить в отдельной порции исследуемого раствора, не прибегая к определенной схеме обнаружения ионов.

Систематический анализ – определенная последовательность обнаружения ионов – после того, как мешающие обнаружению ионы удалены или замаскированы.

Маскирование – подавление мешающего влияния посторонних ионов путем действия на них окислителей, восстановителей или комплексообразующих веществ.

Микроанализ – количество исследуемого вещества составляет 1 г или 10 мл раствора.

Полумикроанализ – количество исследуемого вещества составляет 0,1 – 0,01 г или 1,0 – 0,1 мл раствора.

Ультрамикроанализ – количество исследуемого вещества $< 10^{-4}$ г или $10^{-3} - 10^{-6}$ мл раствора.

Аналитический сигнал – среднее значение результатов измерения физической величины в заключительной стадии анализа, функционально связанное с содержанием определяемых компонентов.

Градуировочная характеристика – зависимость аналитического сигнала от содержания определяемого компонента, устанавливаемая опытным или расчетным путем и выраженная в виде формул (градуировочная функция), таблиц, графиков. Градуировочный график может представлять зависимость между преобразованными величинами аналитического сигнала и определяемого содержания.

Коэффициент чувствительности (S) – значение первой производной градуировочной функции при данном определяемом содержании. Для градуировочных графиков, построенных без преобразования аналитического сигнала и определяемого содержания, коэффициент чувствительности (S) равен угловому коэффициенту градуировочного графика: $S = (dy/dc)c_i$.

Диапазон определяемых концентраций – предусмотренная данной методикой область значений определяемых содержаний.

Активность (a) – эффективная, кажущаяся концентрация вещества (иона), соответственно которой оно действует в химической реакции. Выражается в тех же единицах, что и концентрация раствора (моль/л).

Коэффициент активности (f) – отношение активности к действительной концентрации иона (c): $f = a/c$.

Ионная сила раствора (m) – полусумма произведений концентраций всех присутствующих в растворе ионов на квадрат заряда данного иона: $m = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$.

Предел обнаружения ($C_{\min, p}$, мкг/мл) – минимальная концентрация или минимальное количество вещества, которое может быть обнаружено или идентифицировано данным методом с какой-то допустимой погрешностью (p – доверительная вероятность).

Предельное разбавление ($V_{\text{пред.}}$, мл/г) – величина, обратная предельной концентрации, которая показывает, в какой массе растворителя содержится 1 г определяемого иона: $V_{\text{пред.}} = 1:V \cdot 10^6 / C_{\min, p}$.

Раздел 1 Качественный анализ

При выполнении задания по этой теме необходимо знать сероводородную (сульфидную) и кислотно-основную классификации катионов на аналитические группы и групповые реагенты, уметь писать уравнения реакций в ионном виде катионов металлов соответствующих групп с этими реагентами. При написании реакций обнаружения катионов обратить особое внимание на условия их выполнения и мешающее действие других ионов.

В данных методических указаниях и методических указаниях кафедры "Качественный анализ катионов", изучение свойств катионов основано на сульфидной классификации катионов, согласно которой необходимо выполнять задание по составлению хода анализа.

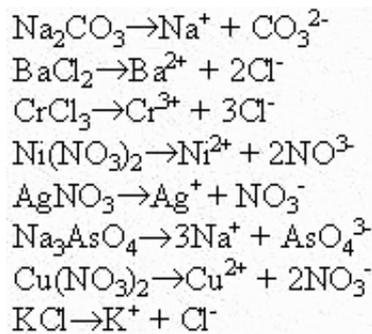
Таблица 1 – Сульфидная классификация катионов

Группа	Катионы	Групповой реагент	Растворимость соединений
I	K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+}	нет	Сульфиды, карбонаты, хлориды растворимы в воде
II	Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}	$(NH_4)_2CO_3$, pH = 9,2	Карбонаты не растворимы в воде

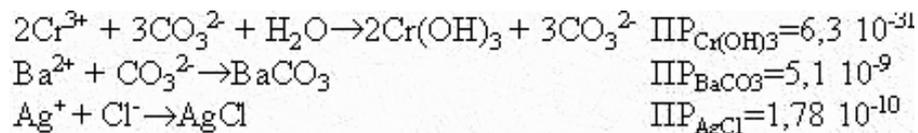
Пример1 Смесь сухих солей: карбонат натрия (избыток), хлорид бария, хлорид хрома(III), нитрат никеля, нитрат серебра, арсенат натрия, нитрат меди, хлорид калия растворили в воде. Какие соединения будут в осадке, какие ионы будут в растворе? Составьте *схему анализа*.

Решение.

Рассмотрим, какие ионы находятся в растворе при диссоциации взятых солей:



Рассмотрим возможные взаимодействия между ионами, приводящие к образованию осадков:



Выпадение в осадок Ag_2CO_3 маловероятно, так как растворимость AgCl меньше (см. пример к теме 3).

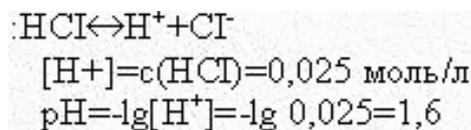
В осадке могут быть также NiCO_3 и $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. После составления схемы анализа необходимо написать реакции разделения, реакции перевода осадков в раствор и реакции обнаружения в ионном виде присутствующих в смеси катионов. Окислительно-восстановительные реакции необходимо составлять электронно-ионным методом.

Гомогенные равновесия. Теория электролитической диссоциации. Расчет pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований. Химическое равновесие Закон действующих масс. Буферные растворы, расчет pH в буферных растворах

При выполнении задания по этой теме важно правильно применять основные положения теории электролитической диссоциации для написания уравнений диссоциации сильных и слабых электролитов. Используя константы кислотности (K_a) и основности (K_b) необходимо уметь выводить формулы для расчета $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ и pH, pOH в растворах слабых кислот и оснований, а также в присутствии их солей. Следует изучить механизм действия буферных растворов и использование их в систематическом ходе анализа.

Пример 1. Рассчитать pH в 0,025 М растворе хлороводородной кислоты.

Решение:



Гетерогенные равновесия в аналитической химии. Произведение растворимости (константа растворимости). Условия образования осадков. Влияние на полноту осаждения одноименного иона, pH раствора, постороннего электролита ("солевой эффект")

Гетерогенные равновесия устанавливаются на границе раздела фаз (осадок - насыщенный раствор над осадком). Данное равновесие характеризует константа растворимости (K_s) или произведение растворимости (ПР). Используя значения ПР (K_s) необходимо уметь рассчитывать молярные (моль/л) и массовые (г/л) концентрации ионов в растворе малорастворимого соединения в воде и в присутствии одноименных ионов. Следует знать условие образования осадков и уметь решать вопрос о возможности их образования при смешивании растворов.

Пример 1.

Рассчитать молярную (моль/л) и массовую (г/л) растворимость сульфата кальция, если $PP(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$.

Решение:

Запишем равновесие в рассматриваемой системе



Обозначим молярную концентрацию соли в насыщенном растворе (растворимость) - s (моль/л), тогда $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$

Запишем выражение ПР

$$PP = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2 \quad s = \sqrt{PP} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л}$$

Массовая растворимость сульфата кальция будет равна:

$$S(\text{г/л}) = s(\text{моль/л}) \cdot M(\text{CaSO}_4) = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 136 = 0,68 \text{ г/л}$$

Пример 2.

Смешали 500 мл 0,002 М раствора хлорида бария и 500 мл 0,001 М раствора сульфата калия. Выпадет ли в этих условиях осадок сульфата бария?

$PP(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Решение:

Условие образования осадков: произведение концентрации ионов должно быть больше произведения растворимости

$$PKI > PP \quad PKI = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$

При смешивании равных объемов растворов, концентрации ионов уменьшаются в 2 раза, следовательно:

$$[\text{Ba}^{2+}] = c(\text{BaCl}_2) = 0,001 \text{ моль/л}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = c(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,0005 \text{ моль/л}$$

$$PKI = 0,001 \cdot 0,0005 = 5 \cdot 10^{-5}$$

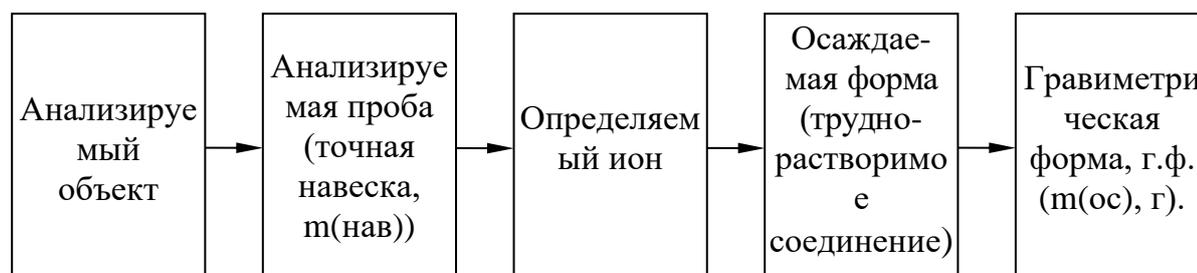
$PKI > PP$, осадок выпадает.

Раздел 2 Количественный анализ

Гравиметрический метод анализа

Г р а в и м е т р и я – метод количественного анализа, основанный на определении содержания вещества путем его осаждения с последующим выделением и взвешиванием осадка.

Общая схема определения по методу осаждения:



Аналитический множитель (F) – отношение молекулярной массы определяемого вещества к молярной массе гравиметрической формы с коэффициентами a и b , на которые нужно умножить это отношение, чтобы молекулярные массы были эквивалентны друг другу:

$$F = a \cdot M(\text{опр.в-ва}) / b \cdot M(\text{г.ф.}).$$

Расчет массы определяемого вещества [m(x), г]:

$$m(x) = m(\text{г. ф.}) \cdot F.$$

Расчет массовой доли определяемого вещества (ω , %):

$$\omega = m(\text{г. ф.}) \cdot F \cdot 100 / m(\text{нав.}), \%$$

Титриметрический анализ

Основные понятия и термины

Т и т р о в а н и е – процесс определения содержания вещества по количеству израсходованного стандартного реагента. При титровании расходуется количество реагента, эквивалентное количеству титруемого вещества, в соответствии со стехиометрией реакции между ними при условии, что эта реакция практически необратима. Конечную точку титрования фиксируют по изменению окраски титруемого раствора или индикатора, который добавляют в ходе реакции, или устанавливают по излому или скачку на кривой титрования. По типу реакции, используемой при титровании, различают кислотно-основное, окислительно-восстановительное, осадительное и комплексометрическое титрование; по способу индикации конечной точки титрования – визуальное, потенциметрическое, фотометрическое, кондуктометрическое, амперометрическое титрование. Титрование проводят двумя способами: пипетирования и отдельных навесок.

С т а н д а р т н ы й р а с т в о р (т и т р а н т) – раствор с точно известной концентрацией.

И с х о д н о е в е щ е с т в о – химическое соединение, используемое для приготовления раствора с точно известной концентрацией (первичный стандарт), удовлетворяющее ряду требований: 1) вещество должно быть химически чистым; 2) состав вещества должен точно соответствовать формуле; 3) вещество должно быть устойчивым при хранении; 4) должно иметь возможно большую молярную массу эквивалента. Лишь немногие вещества удовлетворяют этим требованиям.

П е р в и ч н ы й с т а н д а р т – раствор, концентрация которого точно известна, приготовленный из исходного вещества. Первичные стандарты используют как для обычных титриметрических определений, так и для установления точной концентрации растворов вторичных стандартов.

Ф и к с а н а л – запаянная ампула, в которой находится определенное количество соответствующего вещества. Фиксаналы используют для приготовления растворов первичных стандартов.

В т о р и ч н ы е с т а н д а р т ы – растворы, приготовленные с примерно известной концентрацией, а затем их точную концентрацию устанавливают (стандартизируют) по раствору первичного стандарта.

Т и т р (Т) стандартного (рабочего) раствора – масса вещества (в граммах), содержащаяся в одном миллилитре данного раствора, г/мл.

Т и т р п о о п р е д е л я е м о м у в е щ е с т в у (T_{A/B}) – масса определяемого вещества (А), с которой реагирует один миллилитр данного раствора (В).

Э к в и в а л е н т – реальная или условная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции эквивалентна одному иону водорода или (в окислительно-восстановительной реакции) одному электрону.

Ф а к т о р э к в и в а л е н т н о с т и [f_{эквив.(А)}] – число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества А эквивалентна одному иону водорода или одному электрону.

М о л я р н а я м а с с а э к в и в а л е н т а [M(А)·f_{эквив.(А)}] – масса моля эквивалента, численно равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

П р а в и л о э к в и в а л е н т о в – вещества реагируют в объемах, обратно пропорциональных молярным концентрациям их эквивалентов:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2.$$

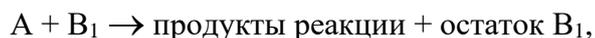
Молярная концентрация эквивалента $[C(A) \cdot f_{\text{эквив.}}]$ – число молей эквивалентов в 1 л раствора, моль/л.

Прямое титрование – определяемое вещество в процессе титрования непосредственно реагирует с раствором титранта:



где А – раствор определяемого вещества; В – раствор титранта.

Обратное титрование – к раствору определяемого вещества добавляют точно известное количество другого вещества в избытке (титрант 1); не вступившее в реакцию количество титранта 1 оттитровывают титрантом 2:



Титрование заместителя (косвенное титрование) – к раствору определяемого вещества добавляют вспомогательный раствор реагента (заведомо в избытке, для смещения равновесия реакции вправо). Продукт реакции (заместитель), количество эквивалентов которого в точности равно количеству эквивалентов определяемого вещества, оттитровывают раствором титранта:



где D – раствор вспомогательного реагента; C – заместитель; В – раствор титранта.

Точка эквивалентности (т. эк.) – момент, когда определяемое вещество полностью прореагировало с раствором титранта. Т. эк. – понятие теоретическое.

Точка конца титрования (т. к. т.) – момент изменения физического свойства (изменение окраски) титруемого раствора, связанный с эквивалентностью. Чаще всего это изменение фиксируется индикаторным или инструментальным способом. Следовательно, т. к. т. – понятие практическое. Разность объемов титранта в т. эк. и т. к. т. мала, но она существует из-за неадекватности изменения физического свойства и нашей способности наблюдать его. $V(\text{т. эк.}) \neq V(\text{т. к. т.})$. Этим обуславливается наличие индикаторной ошибки титрования.

Индикаторы – химические вещества, изменяющие окраску, люминесценцию или образующие осадок при изменении концентрации того или иного компонента в растворе.

Существуют кислотно-основные, окислительно-восстановительные, адсорбционные и комплексонометрические (металл индикоры) индикатор

Вычисления в титриметрическом анализе

Количество определяемого вещества в титриметрическом анализе рассчитывают несколькими способами:

1. По нормальности раствора титранта $[N(B)]$.
2. По титру раствора титранта $[T(B)]$ или по титру, выраженному по определяемому веществу $[T(B/A)]$.
3. С помощью поправочного коэффициента $[K]$.

При вычислениях в титриметрическом анализе приняты следующие обозначения:

$m(\text{нав})$ – масса навески образца анализируемого вещества, г;

$ЭМ$ – эквивалентная масса, г/моль;

$N(A)$ – нормальность раствора определяемого вещества, моль/л;

$T(A)$ – титр раствора определяемого вещества, г/мл;

$V(A)$ – аликвотная часть раствора определяемого вещества, мл;

$m(A)$ – содержание определяемого вещества в анализируемом образце, г;

$V(K)$ – общий объем анализируемого раствора, мл;

$N(B)$ – нормальность раствора титранта, моль/л;

$T(B)$ – титр раствора титранта, г/мл;

$T(B/A)$ – титр раствора титранта по определяемому веществу, выраженный в граммах определяемого вещества А, эквивалентного количеству вещества В, содержащегося в 1 мл раствора титранта В, г/мл;

$K(B)$ – поправочный коэффициент раствора титранта;

$m(B)$ – масса вещества в растворе титранта, г;

$V(B)$ – объем раствора титранта, мл.

Титриметрический анализ.

При изучении данной темы основное внимание следует обратить на классификацию методов объемного анализа по типу химической реакции, лежащей в основе титрования, не путать реакцию, определяющую титрование и лежащую в основе пробоподготовки. Так как в титриметрии используют стандартные растворы титрантов с известной концентрацией, важно твердо знать способы выражения концентраций и уметь делать пересчеты концентраций и расчеты, связанные с приготовлением стандартных растворов и их разбавлением. В аналитической химии используют следующие способы выражения концентраций: молярная, молярная концентрация эквивалента, титр и титр по определяемому веществу. В таблице 1 приведены основные способы выражения концентраций и пересчеты одной концентрации в другую.

В основе всех количественных расчетов результатов анализа лежит закон эквивалентов. Число молей эквивалентов определяемого вещества равно числу молей эквивалентов титранта. Важно правильно определять фактор эквивалентности веществ, реагирующих в процессе титрования, так как условия титрования могут быть различными. Например, в кислотно-основном методе фактор эквивалентности может определяться используемым индикатором. Следует различать какой метод - прямого титрования или титрования по избытку используется в данном определении. В прямом титровании всегда используют один стандартный раствор - титрант, в методе обратного титрования - два титранта. Определив способ титрования, соответствующим образом составляется выражение закона эквивалентов. Число молей эквивалентов титранта целесообразно определять, используя заданную концентрацию титранта, титр или титр по определяемому веществу, не проводя лишних пересчетов от одной концентрации к другой. Все расчеты в объемном анализе проводят с точностью в четыре значащие цифры.

Пример 1.

Из 2,500 г Na_2CO_3 приготовили 500,0 мл раствора. Рассчитать для этого раствора: а) молярную концентрацию, б) молярную концентрацию эквивалента, в) титр, г) титр по HCl .

Решение.

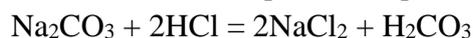
а) Молярная концентрация - это количество молей вещества, содержащееся в 1 литре раствора. $n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ в 500 мл

Тогда, в 1 литре или в 1000 мл содержится:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{2,500 \cdot 1000}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 500} = 0,04717 \text{ моль / л}$$

Таким образом $C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0.04717$ моль/л.

б) Если не оговорено особо, то в основе титрования предполагается реакция



и фактор эквивалентности равен 1/2.

Молярная масса эквивалента, следовательно, равна $1/2 M(\text{Na}_2\text{CO}_3)$.

Пример 2.

Из 2,500 г Na_2CO_3 приготовили 500,0 мл раствора. Рассчитать для этого раствора: а) молярную концентрацию, б) молярную концентрацию эквивалента, в) титр, г) титр по HCl .

Решение.

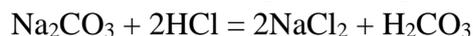
а) Молярная концентрация - это количество молей вещества, содержащееся в 1 литре раствора. $n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ в 500 мл

Тогда, в 1 литре или в 1000 мл содержится:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{2,500 \cdot 1000}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 500} = 0,04717 \text{ моль / л}$$

Таким образом $C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,04717$ моль/л.

б) Если не оговорено особо, то в основе титрования предполагается реакция



и фактор эквивалентности равен $1/2$.

Молярная масса эквивалента, следовательно, равна $1/2 M(\text{Na}_2\text{CO}_3)$.

$$\begin{aligned} 1/2 M(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{106,0}{2} = 53,00 \\ C(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{2,500 \cdot 1000}{500 \cdot 1/2 M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \frac{2,500 \cdot 1000}{500 \cdot 53,00} = 0,09934 \text{ или} \\ C(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{C(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{f} = \frac{0,04717}{1/2} = 0,04717 \cdot 2 = 0,09434 \end{aligned}$$

в) По определению: титр - это масса вещества в граммах, содержащаяся в 1 мл раствора

$$\text{Тогда, } T(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{2,500}{500,0} = 0,005000 \text{ г/мл}$$

г) Титр по определяемому веществу - это количество граммов определяемого вещества, которое эквивалентно 1 мл раствора соды.

Если $2,5/500$ - масса соды, содержащаяся в 1 мл раствора, то число молей-эквивалентов

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ в 1 мл раствора равно } \frac{2,500}{500 \cdot 1/2 M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$

По закону эквивалентов, столько же молей эквивалентов HCl соответствует 1 мл раствора соды. Тогда масса HCl , соответствующая одному мл раствора соды, равна:

$$\frac{2,500 \cdot M_{\text{HCl}}}{500 \cdot 1/2 M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$

Это и есть по определению титр раствора Na_2CO_3 по HCl .

$$T(\text{Na}_2\text{CO}_3 / \text{HCl}) = \frac{2,500 \cdot M_{\text{HCl}}}{500 \cdot 1/2 M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \frac{2,500 \cdot 36,47}{500,0 \cdot 53,00} = 0,003441 \text{ г/мл.}$$

Титр раствора Na_2CO_3 по HCl можно рассчитать и другим способом. Например, исходя из молярной концентрации эквивалента раствора Na_2CO_3

$C(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3)$ - число молей эквивалентов Na_2CO_3 в 1 литре или 1000 мл раствора

$C(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3)/1000$ - число молей эквивалентов Na_2CO_3 в 1 мл раствора По закону эквивалентов столько же эквивалентов HCl соответствует 1 мл раствора соды. $[C(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3)/1000] \cdot M(\text{HCl})$ - масса HCl в граммах, соответствующая 1 мл раствора Na_2CO_3 , т. е.

$$T(\text{Na}_2\text{CO}_3 / \text{HCl}) = \frac{C(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_{\text{HCl}}}{1000} = \frac{0,09434 \cdot 36,47}{1000} = 0,003441 \text{ г/мл}$$

Кислотно-основное титрование. Определение точки эквивалентности. Расчет кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований. Титрование солей. Индикаторы, применяемые в методе кислотно-основного титрования, их выбор. Количественные расчеты

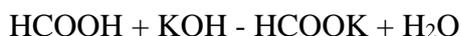
В основе кислотно-основного титрования лежит реакция нейтрализации и в процессе титрования изменяется рН раствора. Поэтому при изучении данной темы необходимо уметь правильно определять состав раствора и рассчитывать рН в ходе титрования. Для правильного выбора индикатора важно знать, что такое точка эквивалентности, скачок рН, точка начала скачка и конца, чем определяется величина скачка рН, и, что такое интервал перехода окраски индикатора и его показатель титрования - рТ.

Пример 1.

Рассчитать рН в точке эквивалентности при титровании 20 мл 0,1 М раствора муравьиной кислоты ($K_{HCOOH} = 1,8 \cdot 10^{-4}$) 0,2 М раствором КОН. Подобрать индикатор.

Решение.

Напишем уравнение реакции:



рН в точке эквивалентности определяется гидролизом соли.



$$K_h = \frac{[HCOOH] \cdot [OH^-]}{[HCOO^-]} = \frac{[OH^-]^2}{[HCOO^-] - [OH^-]} \approx \frac{[OH^-]^2}{C_{соли}}$$

$$K_h = \frac{K_{H_2O}}{K_{HCOOH}} \quad [OH^-] = \sqrt{\frac{K_{H_2O} \cdot C_{соли}}{K_{HCOOH}}}$$

$$pOH = 7 - \frac{1}{2} pK_{HCOOH} - \frac{1}{2} \lg C_{соли}$$

$$pK_{HCOOH} = -\lg K_{HCOOH} = 3,75.$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot pK_{HCOOH} + \frac{1}{2} \lg C_{соли}$$

В точке эквивалентности объем титранта (КОН) равен

$$\frac{0,1 \cdot 20}{0,2} = 10 \text{ мл.}$$

$$C_{соли} = \frac{C_k \cdot V_k}{V_k + V_{осн.}} = \frac{0,1 \cdot 20}{20 + 10} = 0,067 \text{ моль л}^{-1};$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot 3,75 + \frac{1}{2} \lg 0,067 = 7 + 1,88 + \frac{1}{2} (2,83)$$

$$= 8,88 + \frac{1}{2} (-1,17) = 8,88 - 0,59 = 8,29.$$

Таким образом, при титровании муравьиной кислоты раствором гидроксида калия рН в точке эквивалентности равен 8,29. Индикатор - фенолфталеин (рТинд. = 9).

При проведении количественных расчетов в методе кислотно-основного титрования используется закон эквивалентов. Особое внимание следует обратить на используемые индикаторы, с тем, чтобы правильно определить фактор эквивалентности реагирующих веществ.

Методы комплексообразования в титриметрическом анализе.

Методы комплексообразования используют прежде всего для определения ионов металлов-комплексообразователей. Необходимо знать важнейшие комплексоны, правильно писать их формулы, уравнения реакций с ионами металлов различной степени окисления. Одним из методов, основанных на реакции комплексообразования, является метод меркуриметрического титрования. Необходимо знать как готовят рабочий раствор, его стандартизацию, индикаторы, примеры определения ионов.

Важнейшим методом определения содержания ионов металлов является метод комплексонометрии. Наиболее часто используется комплексон III - трилон Б. Следует знать его структурную формулу, уметь писать реакции комплексообразования с трилоном Б и структуру его комплексов с различными ионами.

С различной прочностью комплексов связаны условия титрования. Поэтому важно обратить внимание на роль кислотности среды при образовании комплексов и, следовательно, на роль буферных растворов при проведении титрования.

Необходимо помнить важнейшие индикаторы, используемые в методе комплексонометрии, понимать механизм действия металл-индикаторов.

Для количественных определений в данном методе используются как обычные методы - прямого титрования и по остатку, так и особый метод - заместительное титрование с применением комплексоната магния.

Следует знать примеры определения ряда ионов: кальция, магния, алюминия, кобальта, меди, кальция и магния при совместном присутствии. Так как при комплексообразовании выделяется два иона H^+ , фактор эквивалентности трилона Б принимают равным $1/2$. Поэтому и любой ион металла, определяемый комплексонометрически, имеет фактор эквивалентности равный $1/2$. При решении задач в методе комплексонометрического титрования иногда целесообразнее расчет вести через моли, помня, что всегда 1 молекула трилона Б реагирует с одним ионом металла, независимо от его степени окисления.

Пример 1.

Определить содержание $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ в граммах на литр, если к 10,00 мл этого раствора добавлено 50,00 мл 0,1000 М раствора $Pb(NO_3)_2$, избыток $Pb(NO_3)_2$ оттитрован 10,00 мл 0,09000 М раствора Комплексона III.

Задача на титрование по остатку.

Закон эквивалентов в этом случае можно записать с использованием молярной концентрации трилона Б, и учесть, что это косвенный метод и сульфат натрия определяется по осадку $PbSO_4$. Тогда:

$n(Pb(NO_3)_2) = n(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) + n(Тр.Б)$ Учитывая аликвоту равную 1000/10, получаем:

$$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O)_{г/л} = \frac{150,00 \cdot 0,1000 - 10,00 \cdot 0,09000}{1000} \times \frac{1000}{10} \times 322,3 = 132,1 \text{ г/л.}$$

Методы осаждения. Требования к реакциям. Индикаторы. Аргентометрия.

При изучении данной темы следует обратить внимание на требования, предъявляемые к реакциям осаждения, используемым в объемном анализе, на причины сравнительно ограниченного числа ионов, определяемых данным методом. Следует различать, что в зависимости от иона-осадителя методы осаждения подразделяют на аргентометрию, роданометрию, меркурометрию. Особо важным является вопрос о способах фиксирования конца титрования. В осадительном титровании используют индикаторы, действующие по разному принципу:

- образующие с титрантом цветной комплекс (метод Фольгарда);
- образующие с титрантом цветной осадок (метод Мора);
- адсорбционные индикаторы (метод Фаянса) и т. д.

При рассмотрении отдельных методов осадительного титрования рекомендуется отметить достоинства и недостатки каждого из них. Следует знать важнейшие титранты осадительного титрования ($AgNO_3$, $Hg_2(NO_3)_2$), знать, как готовят их растворы, определяют точную

концентрацию, какие ионы можно определить с каждым из них. Знать индикаторы и уметь объяснить принцип их действия в различных случаях титрования. Уметь писать уравнения реакций, знать условия их выполнения.

Расчет кривых титрования в методах осаждения проводится, исходя из константы соответствующего гетерогенного равновесия K_s (ПП).

Пример 1.

Вычислить pBr и pAg при титровании 100 мл 0,1 н. раствора KBr 0,1 н. раствором $AgNO_3$, если добавлено а) 99 мл, б) 100 мл, в) 110 мл титранта.
 $PP_{AgBr} = 7,7 \cdot 10^{-13}$.

Решение.

Титрование основано на реакции: $KBr + AgNO_3 = AgBr \downarrow + KNO_3$
 или в ионном виде $Br^- + Ag^+ = AgBr \downarrow$

В растворе над осадком в любой момент титрования имеются ионы Ag^+ и Br^- . Раствор над осадком является насыщенным, поэтому, зная ПП образующейся соли $AgBr$ и концентрацию реагирующих веществ, можно вычислить изменения концентраций ионов Ag^+ и Br^- в различные моменты титрования.

а) в данной точке в избытке остается 1 мл 0,1 н. раствора KBr , т. е. 0,1·1 ммоль-экв. Общий объем раствора равен 100 + 99 = 199 мл. Концентрация Br^- составит ммоль/мл или моль/л, т. к. концентрация Br^- из $AgBr$ пренебрегается.

$$pBr = -\lg[Br^-] = -\lg \frac{0,1}{199} = 3,3$$

Концентрацию Ag^+ вычисляется из PP_{AgBr} как

$$[Ag^+] = \frac{PP_{AgBr}}{[Br^-]} = \frac{7,7 \cdot 10^{-13} \cdot 199}{0,1} = 1,53 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Тогда $pAg = 8,8$.

б) В точке эквивалентности

$$PP_{AgBr} = [Ag^+] \cdot [Br^-] = 7,7 \cdot 10^{-13}$$

$$\text{Отсюда: } [Ag^+] = [Br^-] = \sqrt{PP} = 8,7 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

$$pAg = pBr = 6,1.$$

в) В присутствии избытка $AgNO_3$ концентрацию Br^- -ионов находим из PP_{AgBr} как

$$[Br^-] = \frac{PP_{AgBr}}{[Ag^+]} \quad \text{где } [Ag^+] = \frac{10 \text{ мл} \cdot 0,1}{210} = \frac{1}{210} \text{ моль/л}$$

$$[Br^-] = \frac{7,7 \cdot 10^{-13} \cdot 210}{1}$$

$$pBr = -\lg[Br^-] = 9,8, \quad pAg = -\lg[Ag^+] = -\lg \frac{1}{210} = 2,3.$$

Принцип решения задач в методах осадительного титрования аналогичен другим методам титриметрического анализа. Наиболее рациональный способ расчета результатов анализа состоит в нахождении количества вещества эквивалентов веществ с последующим пересчетом на содержание веществ в граммах или в процентах.

ЗАДАНИЕ

Вариант 1.

1. Предмет и задачи аналитической химии.
2. Что образуется, если на раствор, содержащий катионы и марганца подействовать групповым реактивом. Подтвердить уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Титрованные растворы, их назначение. Классификация титрованных растворов по способу приготовления. Методы объёмного анализа.
4. Навеску кристаллического $Mg\ SO_4 \cdot 7H_2O$ массой 0,6538 г перевести в раствор. После осаждения и прокаливания получим гравиметрическую форму $Mg_2\ P_2\ O_7$ массой 0,2946 г. Определить содержание Mg в исходной навеске %.
5. 0,0015 г щавельной кислоты $H_2\ C_2\ O_4 \cdot 2H_2O$ растворили в 50 мл воды. На титрование полученного раствора пошло 17,81 мл раствора гидроксида натрия. Определить титр и нормальную концентрацию раствора NaOH.
6. Определите молярную эквивалентность окислителя и восстановителя: $HMn\ O_4 + NaCl + H_2\ SO_4 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2\ Cr\ O_4 + NaCl + Na_2\ SO_4 + H_2\ O$
Составьте электронный баланс и расставьте коэффициенты.

Вариант 2.

1. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей.
2. Что образуется, если на раствор, содержащий катионы Ca^{2+} и Mg^{2+} подействовать групповым реактивом $(NH_4)_2CO_3$ в присутствии NH_4Cl и NH_4OH ? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионных формах.
3. Метод комплексонометрии, его сущность. Состав и строение комплексонов. Как устанавливается титр раствора комплексона, применение индикаторов.
4. Истинное значение массы осадка равно 1,2458 г. При измерении получено значение 1,3582 г. Определите абсолютную и относительную погрешность измерения.
5. Рассчитать титр и нормальную концентрацию раствора соды, если в 250 мл воды растворили 5,3 г безводной соды $Na_2\ CO_3$.
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу, эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $Cr\ (SO_4)_3 + Cl_2 + Na\ OH \rightarrow Na_2\ Cr\ O_4 + Na\ Cl + Na_2\ SO_4 + H_2O$.

Вариант 3.

1. Закон действия масс. Скорость химической реакции, и зависимость от концентрации, температуры.
2. Какие реакции необходимо провести, если в растворе присутствуют катионы NH_4^+ , K^+ ? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Сущность и методы объёмного анализа. Понятие титр, титрованный раствор. Основные операции объёмного анализа.
4. Определите эквивалентную массу соединений:

$KMn\ O_4$	H_3PO_4	KOH
$Cr_2\ (SO_4)_3$	$H\ Cl$	$Al\ (OH)_3$
5. Какова должна быть навеска NaCl для приготовления 250 мл 0,1 н раствора. Определить титр раствора по соде $Na_2\ CO_3$.
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $Bi\ (NO_3)_3 + K_2\ SO_2 + KOH \rightarrow Bi + R_2\ SO_3 + K\ NO_3 + H_2O$.

Вариант 4.

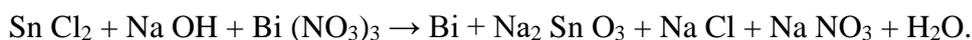
1. Каково значение специфических реактивов и реакций при анализе смеси катионов II группы. Приведите уравнения специфических реакций в молекулярной и ионной формах.
2. В чем можно растворить гидрокарбонат магния? Дайте объяснение и подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Сущность комплексонометрического метода, при определении жесткости воды.

Реакции, лежащие в основе определения жесткости воды.

4. 1,4960 г щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворено в мерной колбе на 250 мл. На титрование 20 мл этого раствора расходуется 21,06 мл раствора KOH. Определить нормальную концентрацию раствора KOH и титр KOH по HCl.

5. Вычислить нормальную концентрацию раствора серной кислоты, титр которого равен 0,02446 г/мл.

6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу, эквивалентность окислителя и восстановителя:



Вариант 5.

1. Дайте характеристику общим и частным аналитическим реакциям. Приведите примеры этих реакций и подтвердите их уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Каким реактивом можно отделить алюминат-ион от цинкат-ионат? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Сущность метода осаждения. Что называется аргентометрией? Определение хлоридов по способу Мора.

4. В 25 мл воды растворили 0,0318 г хлорида натрия. Рассчитайте титр и нормальную концентрацию полученного раствора.

5. На титрование раствора соляной кислоты израсходовано 22 мм раствора KOH с титром по соляной кислоте $\text{TKOH/HCl} = 0,00365$ г/мл. Вычислить массу HCl в растворе.

6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:



Вариант 6.

1. Дайте характеристику реакциям обнаружения и разделения. Приведите примеры таких реакций, подтвердив уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

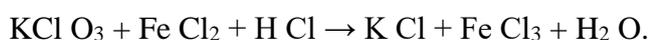
2. Как определить, что раствор содержит катион Pb^{2+} и анион NO_3^- ? Дайте объяснение и подтвердите ответ уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

3. Физико-химические методы анализа, их отличие от химических. Сущность колориметрического метода определения содержания меди в растворе.

4. Вычислить массу щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 250 мл которого расходуется 21,35 мл 0,05316н раствора KMnO_4 .

5. Какова масса содержащейся в растворе серной кислоты, если на нейтрализацию 25 мл его потребуется 24,17 мл NaOH, имеющего титр 0,004085 г/мл?

6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:



Вариант 7.

1. Анализ «мокрым» и «сухим» путем. Рассмотрите путь анализа катиона меди, подтвердив уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Как определить, что раствор содержит катион Na^+ и анион Cl^- ? Дайте объяснение и подтвердите ответ уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Сущность метода перманганатометрии. По какому веществу и как устанавливается титр и нормальная концентрация раствора K Mn O_4 . Подтвердите уравнениями реакций.
4. Нормальная концентрация раствора KOH равна 0,09617 моль/г. Рассчитайте $T_{\text{кон}}$, $T_{\text{кон/нс}}$.
5. Рассчитать эквивалентную массу веществ:
 $\text{Na}_2 \text{SO}_3$ H_2SO_4 $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3$ Fe PO_4
 $\text{Fe} (\text{NO}_3)_3$ $\text{Ca} (\text{OH})_2$ $\text{Na}_3 \text{PO}_4$ $\text{Na}_2 \text{H S}_2 \text{O}_3$.
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $\text{K Mn O}_4 + \text{H}_2 \text{S} + \text{H}_2 \text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2 \text{SO}_4 + \text{Mn SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2 \text{O}$.

Вариант 8.

1. Чувствительные реакции, их значение при анализе. Способы повышения чувствительности. Приведите примеры чувствительных реакций, подтвердите уравнениями реакции в молекулярной и ионной формах.
2. Что называется гидролизом? Какую реакцию среды будет иметь водный раствор сульфида натрия и как отразится на равновесии гидролиза добавление щелочей? Подтвердите уравнениями реакции в молекулярной и ионной формах.
3. Сущность метода нейтрализации. Реакция, лежащая в основе метода. Как и по какому веществу устанавливают титр и нормальную концентрацию раствора NaOH ?
4. Какую массу нитрата серебра нужно взять для приготовления 250 мл 0,1 н раствора?
5. Определить массовую долю (%) потерь при прокаливании глины, если масса навески до прокалывания 1,9126 г, после прокалывания масса навески 1,7412 г.
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $\text{Zn} + \text{Na}_2 \text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Zn Cl}_2 + \text{H}_2 \text{S} + \text{Na Cl} + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 9.

1. Характеристика дробного и систематического анализа. Что обуславливает применение этих методов анализа? Приведите примеры.
2. Можно ли дробным методом обнаружить содержащиеся в растворе сульфат-ион и карбонат-ион? Как это осуществить? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Сущность гравиметрического метода анализа. Способы выполнения весового анализа. Абсолютная и относительная ошибка определения.
4. Для установки титр рабочего раствора трилона Б взять 1,3250 г высушенного карбоната кальция и растворено в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25 мл этого раствора пошло 26,47 мл раствора трилона Б. Определить нормальную концентрацию раствора трилона.
5. На титрование 0,0335 г $\text{Na}_2 \text{C}_2 \text{O}_4$ пошло 12,5 мл раствора K MnO_4 . Определить титр и нормальную концентрацию раствора K MnO_4 , а так же $T_{\text{KMnO}_4/\text{Fe}}$.
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_3 + \text{H}_2 \text{CO}_3 \rightarrow \text{Na H CO}_3 + \text{Na H SO}_3 + \text{S}$.

Вариант 10.

1. Комплексные соединения. Охарактеризуйте состав комплексного иона на примерах: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$. Назовите данные комплексные соединения.
2. Можно ли дробным методом обнаружить содержащиеся в растворе сульфит-ион и карбонат-ион? Как это осуществить? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Метод окисления-восстановления, его сущность. Окислительно-восстановительный потенциал. Метод йодометрии.
4. Для анализа взята сухая навеска соединения кальция массой 0,5246 г. Масса полученной гравиметрической формы CaO составляет 0,2215 г. Определить массовую долю (%) кальция в образце (применяя аналитический множитель).
5. Вычислить, какая масса K MnO_4 потребуется для приготовления 500 мл раствора 0.1 н концентрации (кислая среда).
6. Вычислить молярную массу эквивалентов окислителей и восстановителей:
 $\text{K MnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$.

Вариант 11.

1. Какие реакции необходимо провести для обнаружения катиона Al^{3+} после отделения амфотерных катионов от неамфотерных? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Можно ли дробным методом обнаружить содержащиеся в растворе нитрат-ион и нитрит-ион? Как это осуществить? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Гравиметрический анализ. Вычисление массовой доли компонента в исследуемом образце. Определение доли роговой влаги.
4. На нейтрализацию 15 мл 0,9 н раствора гидроксида калия израсходовано 18 мл раствора серной кислоты. Вычислить нормальную концентрацию титр раствора серной кислоты.
5. Вычислить абсолютную и относительную ошибки при определении массовой доли (%) Ва в $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, если результат анализа составляет 56,77%, а теоретическое содержание 56,22%.
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 12.

1. Какие реакции необходимо провести для обнаружения катиона Ag^+ при полном отделении катиона Pb^{2+} ? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Назовите анионы, проявляющие и окислительные, и восстановительные свойства. Что обуславливает эти свойства? Какие свойства сильнее выражены при обнаружении их в растворе? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах, составьте электронные уравнения.
3. Фотометрия: сущность и методы фотометрического анализа. Фотоэлектроколориметрия.
4. При прокаливании 0,7562 гидроксида алюминия получено 0.3845 г оксида алюминия (III). Определить массовую долю (%) Al_2O_3 в образце (50.85%).
5. На нейтрализацию раствора, содержащего 0,1 г Na_2CO_3 , израсходовано 20 мл раствора H_2SO_4 . Определить нормальную концентрацию раствора H_2SO_4 и его титр по Na_2CO_3 .
6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:
 $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KI} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант 13.

1. Можно ли вести отделение катиона Ca^{2+} от Ba^{2+} и обнаружения его в солянокислом растворе? Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

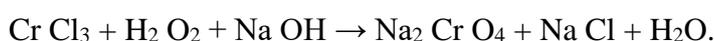
2. Можно ли дробным методом обнаружить содержащиеся в растворе хлорид-ион и сульфид-ион? Как это осуществить? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

3. Сущность и методы хроматографического анализа. Ионообменная хроматография, сущность метода и применение.

4. На титрование раствора Na OH израсходовано 21.72 мл 0,1251 г раствора HCl . Вычислить массу Na OH в растворе. $V \text{ Na OH} = 20$ мл.

5. Вычислите аналитические множители для определения Ag^+ , FeO , Pb^{2+} , Ag_2O . Если их гравиметрические формы соответственно имеют формулы AgCl , Fe_2O_3 , Pb SO_4 , AgCl .

6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:



Вариант 14.

1. Какие реакции необходимо провести при отделении катиона Mn^{2+} от других катионов III группы и при его открытии? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

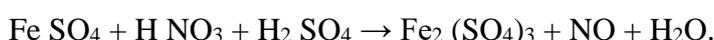
2. Гидроксиды, каких катионов проявляют амфотерные свойства? Как эти свойства можно использовать в качественном анализе? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

3. Сущность и методы титриметрического анализа. Химическая посуда. Методика титрования. Измерение объемов.

4. Для анализа взято 0,585 г технического Ba Cl_2 . В результате осаждения и прокаливания осадка его масса составила 0,5642 (Ba SO_4). Определить массовую долю Ba (%) в образце (56.77%).

5. В 250 мл раствора содержится 6 г карбоната калия. Вычислить нормальную концентрацию и титр раствора.

6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:



Вариант 15.

1. Какие реакции необходимо провести при отделении катиона Al^{3+} от остальных катионов III группы и при его открытии? Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах.

2. Назовите анион-окислитель. Что обуславливает окислительные свойства и в какой реакции эти свойства проявляются? Подтвердите уравнением реакции, составьте электронные уравнения.

3. Сущность колориметрического метода анализа. Приборы для колориметрирования с помощью стандартных серий и с помощью калибровочного графика.

4. Вычислите, какая масса KOH содержится 200 мл раствора, если титр равен 0,0166 г/мл. Определите титр раствора по HCl .

5. В 500 мл раствора содержится 10,8214 г Na_2CO_3 . На титрование 25 мл этого раствора израсходовано 22,6 мл раствора HCl . Определите нормальную концентрацию раствора HCl .

6. Расставить коэффициенты и подсчитать молярную массу эквивалентность окислителя и восстановителя:



Правила оформления контрольной работы

1. Контрольная работа выполняется в школьной ученической тетради (в клетку) от руки.
2. Общий объем работы не должен превышать 23 страницы, одна страница оставлена для рецензии преподавателя (вложенные страницы должны быть закреплены).
3. На обложку тетради наклеивается специальный бланк, графы и строки которого аккуратно заполняются.
4. На каждой странице листа оставляются поля для замечаний преподавателя.
5. Страницы в тетради нумеруют по порядку без пропусков и повторений и ставят в правом и левом нижнем углу страницы. Первой страницей считается титульный лист, на нем цифра 1 не ставится.
6. Работа должна быть написана четким, разборчивым почерком, без сокращений слов, **одним цветом пасты или чернил (черного, синего цвета) через интервал в одну строчку.**
7. На первой странице работы указываются номера вопросов варианта, а перед ответом на каждый вопрос – **номер вопроса по варианту и его точная формулировка.**
8. Текст должен быть наглядным, с использованием красной строки, выделением важного в ответе. Можно показать главное подчеркиванием, **но тем же цветом**, что и текст работы.
9. В конце работы, **после текста**, составляется перечень всей использованной литературы.
10. Завершает работу дата ее выполнения и личная подпись студента.
11. Работа должна быть выполнена в установленные графиком сроки и сдана в учебную часть учебного заведения.
12. Работа оценивается «зачтено» или «не зачтено». Студент, получивший работу с оценкой «зачтено», внимательно знакомится с рецензией и с учетом замечаний преподавателя дорабатывает отдельные вопросы с целью углубления своих знаний. Неудовлетворительная (незачетная) работа возвращается студенту на доработку с рекомендациями к устранению недостатков и ошибок (с указанием вопроса, к которому она делается и сдается на рецензирование вместе с первым вариантом работы).
13. Студенты должны быть внимательны при определении варианта. Работа, выполненная не по своему варианту, возвращается студенту без проверки и зачета.
14. Проверенная контрольная работа предъявляется при сдаче экзамена. Без предъявления зачетной контрольной работы **студент к экзамену не допускается.**

Рекомендуемый список литературы:

Основные источники:

1. Васильев В.П. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: учебное пособие .- М.: Дрофа, 2009,- 388 с.
2. Васильев В.П. Аналитическая химия. Титриметрический и гравиметрический методы анализа: учебное пособие .- М.: Дрофа, 2009,- 386 с.
3. Теория и техника лабораторных работ. Специальные методы исследования. В.В. Руанет / Под ред. А.К. Хетагуровой - М.: ФГОУ «ВУНМЦ Росздрава», 2007
- 4.. Аналитическая химия О.В. Саенко. М.: Феникс, 2009
- 5.. Аналитическая химия. Практикум, Ю.А. Харитонов, В.Ю. Григорьева Издательство: ГЭОТАР-Медиа, 2009

Дополнительные источники:

1. Аналитическая химия, В. А. Головачева, Ю. М. Глубоков, А. А. Ищенко, Ю. А. Ефимова, Издательство: Академия/Academia, 2007
2. Аналитическая химия / под ред. А.А. Ищенко (5-е изд, стер.). С.-Пт., Издательство: ЛАНЬ, 2008
3. Аналитическая химия в таблицах и схемах. . Н.Ю.Келина, Н.В. Безручко. М.: Феникс, 2009
5. Сборник упражнений и задач по аналитической химии (качественный анализ, титриметрия). Д.Н. Джабаров. Учебное пособие. Издательство: МИА, 2007