|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ**

**ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
 «ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ И

ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

Методические указания

и контрольные задания

для студентов–заочников направления

18.03.01 Химическая технология

2024 г

Разработали: к.х.н. Флик Е.А., д.т.н. Жукова И.Ю.

УДК:501

Аналитическая химия и физико-химические методы анализа. Методические указания и контрольные задания для студентов–заочников направления 18.03.01 Химическая технология

Методические указания содержат теоретический материал, примеры решенных задач и задачи для самостоятельного решения, предназначенные для выполнения контрольной работы по курсу «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа». Методические указания составлены в соответствии с программой дисциплины «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа» и предназначены для студентов направления 18.03.01 Химическая технология заочной формы обучения.

УДК: 501

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |  |
| --- | --- |
| Введение………………………………………………………………….. | 4 |
| Теоретические основы аналитической химии и качественный анализ…………. | 5 |
| Тема 1. Качественный анализ – дробный и систематический………………….. | 7 |
| Тема 2. Расчет рН в растворах сильных и слабых кислот и оснований………..  Буферные растворы, расчет рН в буферных растворах……………………….. | 9 |
| Тема 3. Протолитические равновесия в растворах солей. Расчет рН в растворах гидролизующихся солей………………………………………………. | 10 |
| Тема 4.Гетерогенные равновесия в аналитической химии. Условия  образования осадков……………………………………………………………….. | 12 |
| Тема 5. Равновесия в растворах комплексных соединений.  Константы устойчивости и нестойкости………………………………………… | 14 |
| Тема 6. Окислительно-восстановительные системы. Направление, последовательность протекания и константа равновесия окислительно-восстановительных реакций…………………………………………………….. | 15 |
| Тема 7. Классификация методов анализа. Метрологические характеристики методов анализа……………………………………………………………………. | 22 |
| Тема 8. Титриметрический анализ. Расчеты в титриметрическом методе анализа…………………………………………………………………………….. | 23 |
| Тема 9. Кислотно-основное титрование. Расчет кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований.Количественные расчеты…………………………. | 29 |
| Тема 10. Окислительно-восстановительное титрование. Кривые окислительно-восстановительного титрования. Количественные расчеты……. | 30 |
| Тема 11. Методы комплексообразования в титриметрическом анализе.  Количественные расчеты………………………………………………………….. | 33 |
| Тема 12. Осадительное титрование. Кривые титрования………………………. | 35 |
| Тема 13. Гравиметрический анализ.Расчеты в гравиметрическом анализе……. | 38 |
| Перечень используемых информационных ресурсов……………………………. | 56 |

**ВВЕДЕНИЕ**

Аналитическая химия, являясь одной из общеобразовательных дисциплин, закладывает теоретические основы изучения специальных дисциплин, важнейших в системе образования бакалавра естественно-научного профиля.

Курс аналитической химии дает теоретическую и практическую подготовку студента, предполагает получение им знаний и навыков, необходимых для решения задач по установке качественного, количественного состава веществ. Аналитическая химия как наука в последнее время претерпела существенные изменения. Значительно расширился круг объектов исследования, среди которых особая роль принадлежит многочисленным органическим соединениям. Развитие биологии, биохимии, химии природных и синтетических биологически активных веществ потребовало совершенствования методов разделения и анализа сложных смесей. Все более актуальным становится исследование структуры и межмолекулярной взаимосвязи веществ.

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.

Студент выполняет две контрольные работы согласно своему варианту, которые должна быть представлена в установленный срок.

**ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ**  
**И КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ**

**Основные понятия и термины**

А н а л и т и ч е с к а я х и м и я – наука, развивающая теоретические основы химического анализа и разрабатывающая методы определения химического состава веществ и химического строения соединений.

Х и м и ч е с к и й а н а л и з – совокупность готовых приемов анализа, в результате применения которых устанавливается химический состав.

О б н а р у ж е н и е – установление факта присутствия или отсутствия вещества или его компонента в образце.

О п р е д е л е н и е – установление содержания (количества, концентрации) какого-либо компонента в изучаемом образце.

Х и м и ч е с к и е м е т о д ы о б н а р у ж е н и я – методы, основанные на использовании аналитических реакций; аналитический сигнал наблюдают главным образом визуально.

Ф и з и ч е с к и е и ф и з и к о – х и м и ч е с к и е м е т о д ы о б н а- р у ж е н и я – методы, основанные на изучении физических свойств исследуемых веществ (оптические, электрохимические, магнитные и др.); аналитический сигнал получают и регистрируют с помощью специальной аппаратуры.

Р е а г е н т с п е ц и ф и ч е с к и й – реагент для обнаружения искомых ионов в присутствии других ионов. Применяется при проведении дробного метода анализа.

Р е а г е н т и з б и р а т е л ь н ы й (с е л е к т и в н ы й) – реагент, который реагирует с ограниченным числом ионов. Используют как в дробном, так и в систематическом анализе.

Р е а г е н т г р у п п о в о й – реагент на группу ионов с образованием одного и того же аналитического сигнала (чаще всего осадка). Используется в систематическом анализе.

Д р о б н ы й а н а л и з – анализ, при котором искомые ионы можно обнаружить в отдельной порции исследуемого раствора, не прибегая к определенной схеме обнаружения ионов.

С и с т е м а т и ч е с к и й а н а л и з – определенная последовательность обнаружения ионов – после того, как мешающие обнаружению ионы удалены или замаскированы.

М а с к и р о в а н и е – подавление мешающего влияния посторонних ионов путем действия на них окислителей, восстановителей или комплексообразующих веществ.

М и к р о а н а л и з – количество исследуемого вещества составляет 1 г или 10 мл раствора.

П о л у м и к р о а н а л и з – количество исследуемого вещества составляет 0,1 – 0,01 г или 1,0 – 0,1 мл раствора.

У л ь т р а м и к р о а н а л и з – количество исследуемого вещества < 10‑4 г или 10-3 – 10-6 мл раствора.

А н а л и т и ч е с к и й с и г н а л – среднее значение результатов измерения физической величины в заключительной стадии анализа, функционально связанное с содержанием определяемых компонентов.

Г р а д у и р о в о ч н а я х а р а к т е р и с т и к а – 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.

К о э ф ф и ц и е н т ч у в с т в и т е л ь н о с т и (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)ci.

Д и а п а з о н о п р е д е л я е м ы х к о н ц е н т р а ц и й – предусмотренная данной методикой область значений определяемых содержаний.

А к т и в н о с т ь (a) – эффективная, кажущаяся концентрация вещества (иона), соответственно которой оно действует в химической реакции. Выражается в тех же единицах, что и концентрация раствора (моль/л).

К о э ф ф и ц и е н т а к т и в н о с т и (f) – отношение активности к действительной концентрации иона (c): f = a/c.

И о н н а я с и л а р а с т в о р а (м) – полусумма произведений концентраций всех присутствующих в растворе ионов на квадрат заряда данного иона: м =.

П р е д е л о б н а р у ж е н и я (Cmin, p, мкг/мл) – минимальная концентрация или минимальное количество вещества, которое может быть обнаружено или идентифицировано данным методом с какой-то допустимой погрешностью ( р – доверительная вероятность).

П р е д е л ь н о е р а з б а в л е н и е (Vпред., мл/г) – величина, обратная предельной концентрации, которая показывает, в какой массе растворителя содержится 1 г определяемого иона: Vпред. = 1:V106/Cmin, p.

**Тема 1**

**Качественный анализ – дробный и систематический**

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

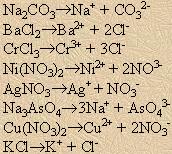
Сульфидная классификация катионов

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Группа | Катионы | Групповой реагент | Растворимость соединений |
| I | K+, Na+, NH4+, Mg2+ | нет | Сульфиды, карбонаты, хлориды растворимы в воде |
| II | Ba2+, Sr2+, Ca2+ | (NH4)2CO3,  рH = 9,2 | Карбонаты не растворимы в воде |

*Пример*: 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:

2

Выпадение в осадок Ag2CO3 маловероятно, так как растворимость AgCl меньше. В осадке могут быть также NiCO3 и (CuOH)2CO3. 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.

**Тема 2**

**Расчет рН в растворах сильных и слабых кислот и оснований.**

**Буферные растворы, расчет рН 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 (Ка) и основности (Кв) необходимо уметь выводить формулы для расчета [H+], [OH-] и рН, рОН 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.

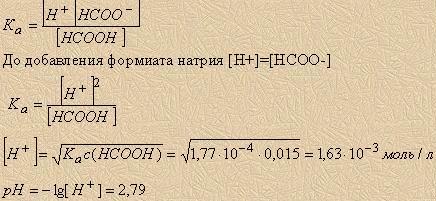
*Пример* 1. Рассчитать рН в 0,025 М растворе хлороводородной кислоты.

*Решение*:

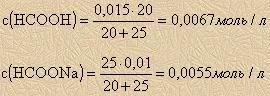
3

*Пример* 2. Рассчитать рН 0,015 М раствора муравьиной кислоты. Как изменится рН, если к 20 мл этого раствора прибавить 25 мл 0,01 М раствора формиата натрия?

*Решение*: HCOOH- > НСОО- + Н+



Рассчитаем концентрации муравьиной кислоты и формиата натрия после смешивания растворов



При добавлении формиата натрия диссоциация муравьиной кислоты подавлена, следовательно [HCOO-] = c(HCOONa) = 0,0055 моль/л

6

рН = 3,67

При добавлении формиата натрия рН раствора повышается за счет подавления диссоциации муравьиной кислоты в присутствии одноименного иона.

**Тема 3**

**Протолитические равновесия в растворах солей.**

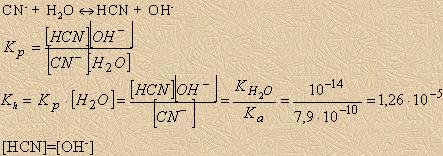
**Расчет рН в растворах гидролизующихся солей**

В водных растворах соли, содержащие катионы слабых оснований, и анионы слабых кислот подвергаются гидролизу, то есть взаимодействуют с протонами или гидроксильными группами нейтральных молекул воды. В растворах устанавливается гидролитическое равновесие, которое характеризуется константой гидролиза (Кh). При изучении этой темы необходимо обратить внимание на правильное написание уравнений реакций гидролиза в ионном виде и выражение константы гидролиза. Уметь выводить расчетные формулы степени гидролиза (h) и рН растворов гидролизующихся солей, знать факторы, влияющие на гидролиз. Особое внимание обратить на реакции гидролиза карбоната аммония и сульфида аммония, которые являются групповыми реагентами и используются для отделения катионов II и III аналитических групп.

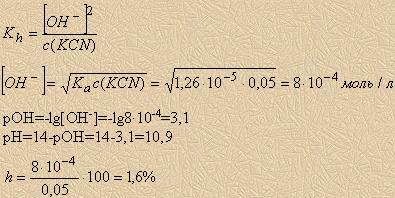
*Пример* 1.

Рассчитать константу гидролиза, степень гидролиза и рН 0,05 М раствора цианида калия (7).

*Решение*:



Если степень гидролиза соли меньше 10%, то можно принять, что   
[CN-]=c(KCN). Подставим значения равновесных концентраций в уравнение константы гидролиза:



Степень гидролиза меньше 10%, следовательно, наше допущение справедливо.

**Тема 4**

**Гетерогенные равновесия в аналитической химии.**

**Условия образования осадков.**

Гетерогенные равновесия устанавливаются на границе раздела фаз (осадок – насыщенный раствор над осадком). Данное равновесие характеризует константа растворимости (Ks) или произведение растворимости (ПР). Используя значения ПР (Ks) 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 ПР(CaSO4)=2,5∙10-5.

*Решение*:

Запишем равновесие в рассматриваемой системе

CaSO4 -> Ca2+ + SO42-

Обозначим молярную концентрацию соли в насыщенном растворе (растворимость) – s ( моль/л), тогда [Ca2+] = [SO42-] = s

Запишем выражение ПР

10

Массовая растворимость сульфата кальция будет равна:

S(г/л)=s(моль/л)∙М(СаSO4)=5∙10-3∙136 = 0,68 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?

ПР(ВаSO4)=1,1∙10-10.

*Решение*:

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

ПКИ > ПР

ПКИ = с(Ва2+)∙с(SO42-)

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

[Ba2+] = c(BaCl2) = 0.001 моль/л

[SO42-] = c(K2SO4) = 0.0005 моль/л

ПКИ = 0,001∙0,0005 = 5∙10-5

ПКИ > ПР, осадок выпадает.

*Пример* 3.

Рассчитать растворимость фосфата серебра в 0,02 М растворе фосфата натрия.

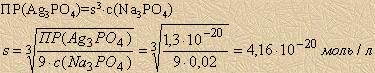
ПР(Ag3PO4)=1,3∙10-20.

*Решение:*

Запишем уравнения равновесий для данной системы

11

Обозначим растворимость фосфата серебра в насыщенном растворе через s, тогда [Ag+]=3s, в присутствии одноименного иона растворимость фосфата серебра понижается, поэтому равновесная концентрация фосфат-иона будет определяться концентрацией фосфата натрия [PO43-]=c(Na3PO4)=0,02 моль/л. Подставим эти обозначения в выражение ПР



**Тема 5**

**Равновесия в растворах комплексных соединений.**

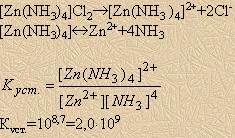
**Константы устойчивости и нестойкости.**

В водных растворах комплексных соединений устанавливается равновесие, которое характеризуется константой устойчивости (Куст) или величиной обратной ей, константой нестойкости (Kн). Пользуясь величиной соответствующей константы необходимо уметь рассчитывать равновесные концентрации ионов в растворе комплексных соединений в присутствии избытка лиганда и без избытка лиганда. Следует знать способы разрушения комплексов и уметь проводить расчеты, связанные с разрушением комплексов за счет образования малорастворимых соединений.

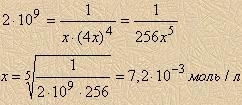
*Пример* 1.

Рассчитать равновесную концентрацию ионов Zn2+ в 1 М растворе [Zn(NH3)4]Cl2. Lg Kуст = 8,7.

*Решение*:



Обозначим [Zn2+]=x моль/л, тогда [NH3]=4x моль/л Величина х<<1, ею можно пренебречь, поэтому равновесная концентрация [Zn(NH3)4]2+=c([Zn(NH3)4]2+)=1 моль/л Подставим равновесные концентрации ионов в выражение константы устойчивости



*Пример* 2.

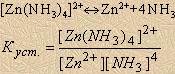
Будет ли выпадать осадок оксалата цинка при добавлении к 0,001 М раствору [Zn(NH3)4]2+ 0,1 моль/л оксалата натрия, если равновесная концентрация аммиака в растворе составляет 0,1 моль/л?15

*Решение*:

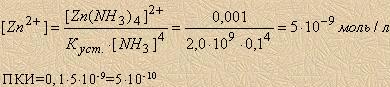
Осадок будет образовываться, если выполняется условие: ПКИ > ПР

16

Равновесную концентрацию ионов цинка рассчитаем из константы устойчивости аммиакатного комплекса цинка



В растворе присутствует избыток аммиака, следовательно, равновесие сдвинуто в сторону образования комплекса, диссоциация комплекса подавлена [NH3]=0,1 моль/л.



ПКИ < ПР, осадок в данных условиях не образуется.

**Тема 6**

**Окислительно-восстановительные системы.**

**Направление, последовательность протекания и константа**

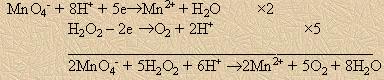
**равновесия окислительно-восстановительных реакций**

Количественной характеристикой окислительно-восстановительной способности редокс-пары являются значения стандартного и реального окислительно-восстановительного потенциала. Реальный окислительно-восстановительный потенциал рассчитывается по уравнению Нернста. При изучении этой темы следует обратить внимание на правильное написание уравнения Нернста для различных случаев окислительно-восстановительных систем: с участием твердых веществ, с участием ионов водорода и гидроксид-ионов и т. Д., а также на расчет потенциала с учетом равновесных концентраций. Уравнения окислительно-восстановительных реакций необходимо составлять электронно-ионным методом. Молекулярные уравнения составлять не следует. На основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов уметь определять направление протекания реакций. Обратить особое внимание как меняется величина потенциала системы при образовании комплексного и малорастворимого соединения.

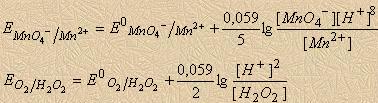
*Пример* 1.

Составить уравнение реакции между перманганат-ионом и пероксидом водорода в кислой среде электронно-ионным методом и записать уравнения Нернста для окислительно-восстановительных систем.

*Решение*:



Составляем уравнения Нернста для окислительно-восстановительных систем:

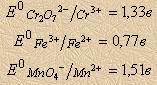


*Пример* 2.

Можно ли в кислой среде действием дихромата калия окислить: а) Fe2+ до Fe3+; б) Mn2+ до MnO4-?

*Решение*:

Для решения вопроса необходимо сравнить стандартные окислительно-восстановительные потенциалы окислительно-восстановительных систем. Более сильным окислителем будет окисленная форма той системы стандартный окислительно-восстановительный потенциал, которой больше.



Потенциал системы Cr2O72-/Cr3+, больше, чем потенциал системы Fe3+/Fe2+ и меньше, чем потенциал системы MnO4-/Mn2+, следовательно, Fe2+ можно окислить до Fe3+ действием дихромата калия, а Mn2+ до MnO4- не окисляется.

**Титриметрический анализ**

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 комплексонометрическое титрование; по способу индикации конечной точки титрования – визуальное, потенциометрическое, 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 ( ТА/В) – 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 [fэквив.(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 [М(А)Чfэквив.(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:

C1 Ч V1 = C2 ЧV2.

М о л я р н а я к о н ц е н т р а ц и я э к в и в а л е н т а [С(А)Чfэквив.] – число молей эквивалентов в 1 л раствора, моль/л.

П р я м о е т и т р о в а н и е – определяемое вещество в процессе титрования непосредственно реагирует с раствором титранта:

А + В ® продукты реакции,

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

О б р а т н о е т и т р о в а н и е – к раствору определяемого вещества добавляют точно известное количество другого вещества в избытке ( титрант 1); не вступившее в реакцию количество титранта 1 оттитровывают титрантом 2:

А + В1 ® продукты реакции + остаток В1,

В1 + В2 ® продукты реакции.

Т и т р о в а н и е з а м е с т и т е л я (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:

А + Д ® продукты реакции + С,

С + В ® продукты реакции,

где Д – раствор вспомогательного реагента; С – заместитель; В – раствор титранта.

Т о ч к а э к в и в а л е н т н о с т и (т. эк.) – момент, когда определяемое вещество полностью прореагировало с раствором титранта. Т. эк. – понятие теоретическое.

Т о ч к а к о н ц а т и т р о в а н и я (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 (т. эк.) № V(т. к. т.). Этим обусловливается наличие индикаторной ошибки титрования.

И н д и к а т о р ы – 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 индикаторы) индикаторы.

**Вычисления в титриметрическом анализе**

Количество определяемого вещества в титриметрическом анализе рассчитывают несколькими способами:

1. По нормальности раствора титранта [ Н(В)].

2. По титру раствора титранта [Т(В)] или по титру, выраженному по определяемому веществу [Т(В/А) ].

3. С помощью поправочного коэффициента [К].

При вычислениях в титриметрическом анализе приняты следующие обозначения:

m(нав) – масса навески образца анализируемого вещества, г;

ЭМ – эквивалентная масса, г/моль;

Н(А) – нормальность раствора определяемого вещества, моль/л;

Т(А) – титр раствора определяемого вещества, г/мл;

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

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

V(К) – общий объем анализируемого раствора, мл;

Н(В) – нормальность раствора титранта, моль/л;

Т(В) – титр раствора титранта, г/мл;

Т(В/А) – 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;

К(В) – поправочный коэффициент раствора титранта;

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

V(В) – объем раствора титранта, мл.

**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:

Осаждае-мая форма (трудно-растворимое соединение)

Анализируемый   
объект

Анализируемая проба (точная навеска, m(нав))

Определяемый ион

Гравиметрическая форма, г.ф.

(m(ос), г).

Г р а в и м е т р и ч е с к и й ф а к т о р (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 = а · М(опр.в-ва) / b · М(г.ф.).

Р а с ч е т м а с с ы о п р е д е л я е м о г о в е щ е с т в а [m(x), г]:

m(x) = m(г. ф.) ·F.

Р а с ч е т м а с с о в о й д о л и о п р е д е л я е м о г о в е щ е с т в а (ω,%):

ω = m (г. ф.) ·F · 100 / m (нав.), %.

**Тема 7**

**Классификация методов анализа.**

**Метрологические характеристики методов анализа.**

При аналитических определениях исследователь всегда допускает определенные погрешности. Случайные и систематические погрешности можно объяснить следующими причинами:

1. Исследуемые вещества неоднородны. Отдельные небольшие части пробы могут иметь неодинаковый состав. Следует уметь правильно взять среднюю пробу.

2. Все необходимые для анализа величины, например, массу осадка, объем титранта, оптическую плотность и т. д. можно измерить только с ограниченной точностью.

3. В процессе анализа исследуемые пробы подвергаются химической обработке. Как правило, все химические реакции считаются равновесными и несмотря на то, что исследователи стараются выбрать реакции, практически смещенные в сторону продуктов, все же всегда имеют место явления, создающие случайные и систематические погрешности. Например, это могут быть различные солевые эффекты, явления соосаждения и другие, препятствующие полноте протекания реакций.

Существует два фактора, по которым аналитик судит о своих результатах:

1) воспроизводимость полученных результатов;   
2) соответствие их содержанию в пробе (правильность результатов).

Воспроизводимость зависит от случайной погрешности, правильность - от систематической погрешности.

Погрешность титриметрического метода анализа определяется в основном погрешностью измерения объема и непосредственно зависит от величины капли, объем которой составляет в среднем 0,04 мл. При тщательном титровании можно снимать доли капли, например половину, тогда абсолютная погрешность измерения объема составит ± 0,02 мл, а относительная (при объеме, пошедшем на титрование, 20 мл):

23= 0,1 %

Поэтому, чтобы не снижать точность результатов, расчеты следует производить с ошибкой, не превышающей 0,1 %. Для этого все численные величины при расчетах (объемы раствора, молекулярные массы, эквиваленты, навески и т. д.) должны быть выражены четырьмя значащими цифрами.

Например:

1) V = 19,53, а не 19,5 мл.

2) С(H2SO4) = 0,1010, а не 0,101 моль/л.

3) Т(H2SO4) = 0,004900, а не 0,0049 г/мл.

4) 1/2М(H2SO4) = 49,04, а не 49 г/моль.

Цель всех аналитических исследований - нахождение результата, наиболее близкого к истинному содержанию в пробе.

**Тема 8**

**Титриметрический анализ.**

**Расчеты в титриметрическом методе анализа**

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 Na2CO3 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 (Na2CO3) в 500 мл

Тогда, в 1 литре или в 1000 мл содержится:

45

Таким образом С(Na2CO3) = 0.04717 моль/л.

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

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl2 + H2CO3

и фактор эквивалентности равен 1/2.

Молярная масса эквивалента, следовательно, равна 1/2 М(Na2CO3).

Таблица 1 – СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ В АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ И ИХ ВЗАИМОСВЯЗЬ

(объем раствора V в мл; масса вещества m в г)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Наименование  концентрации | Обозна-чение | Единица  измерения | Формула для расчета  концентрации | Расчет количества вещества эквивалента, моль |
| Массовая доля | wA | % | 34 | 35 |
| Молярная | С(А) | моль/л  (ммоль/мл) | 36 | 37 |
| Молярная  концент-рация  эквивалента | С(fэквA) | моль/л | 38 | 39 |
| Титр | Т(А) | г/мл | 40 | 41 |
| Титр по  опреде-лямому  веществу | Т(А/В) | г/мл | 42 | 43 |

44

*Пример* 1.

Из 2,500 г Na2CO3 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 (Na2CO3) в 500 мл

Тогда, в 1 литре или в 1000 мл содержится:

45

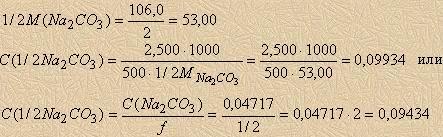
Таким образом С(Na2CO3) = 0.04717 моль/л.

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

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl2 + H2CO3

и фактор эквивалентности равен 1/2.

Молярная масса эквивалента, следовательно, равна 1/2 М(Na2CO3).



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

47

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 Na2CO3 в 1 мл раствора равно48

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

49

Это и есть по определению титр раствора Na2CO3 по HCl.

50г/мл.

Титр раствора Na2CO3 по HCl можно рассчитать и другим способом. Например, исходя из молярной концентрации эквивалента раствора Na2CO3

C(1/2Na2CO3) - число молей эквивалентов Na2CO3 в 1 литре или 1000 мл раствора

C(1/2Na2CO3)/1000 - число молей эквивалентов Na2CO3 в 1 мл раствора По закону эквивалентов столько же эквивалентов HCl соответствует 1 мл раствора соды. [C(1/2Na2CO3)/1000]∙M(HCl) - масса HCl в граммах, соответствующая 1 мл раствора Na2CO3, т. е.

51г/мл

*Пример* 2.

Определить массу Na2CO3 в 250,0 мл раствора, если на титрование 25,00 мл этого раствора с индикатором метиловым оранжевым израсходовано 20,20 мл раствора HCl с концентрацией 0,1010 моль/л.

*Решение*.

Прямое титрование. Навеска определяемого вещества или аликвотная часть анализируемого раствора титруется непосредственно титрантом.

Определяем молярную массу эквивалента Na2CO3.

C данным индикатором титрование идет по реакции:

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + H2O + CO2(г)

Фактор эквивалентности Na2CO3 равен 1/2.

Закон эквивалентов в этом случае имеет вид:

n(1/2 Na2CO3) = n(HCl) и M(1/2 Na2CO3) = 53,00 г/моль.

m(Na2CO3) = n(1/2 Na2CO3)∙1/2M(Na2CO3)

Количество вещества эквивалентов HCl равно

n(HCl) = C(HCl)∙V(HCl)

Объем титранта переводится в литры и учитывая, что на титрование взята аликвотная часть исследуемого раствора равная отношению Vколбы/Vпипетки = 250/25, получаем

52

=0,1010∙20,20∙10-3∙52,99∙10 = 1,081 г

54

**Тема 9**

**Кислотно-основное титрование.**

**Расчет кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований.**

**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 (КHCOOH = 1,8∙10-4) 0,2 М раствором KOH. Подобрать индикатор.

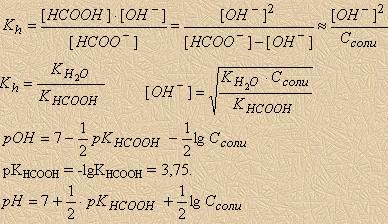
*Решение*.

Напишем уравнение реакции:

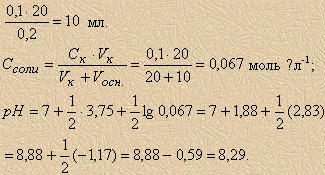
HCOOH + KOH - HCOOK + H2O

рН в точке эквивалентности определяется гидролизом соли.

HCOO- + H2O - HCOOH + OH- , рН > 7.



В точке эквивалентности объем титранта (КОН) равен



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.

**Тема 10**

**Окислительно-восстановительное титрование.**

**Кривые окислительно-восстановительного титрования.**

**Количественные расчеты**

Для усвоения данной темы нужно вспомнить теорию окисления-восстановления, написание окислительно-восстановительных реакций, электронно-ионных полуреакций, уметь рассчитывать эквивалентные массы веществ, участвующих в окислении-восстановлении, определять направление реакций, делать расчеты по уравнению Нернста, понимать влияние концентрации и рН среды на направление реакций, знать факторы, влияющие на скорость окислительно-восстановительного титрования.

При построении кривой титрования в данном методе рассчитывают равновесный окислительно-восстановительный потенциал по уравнению Нернста в каждой точке кривой. При этом до точки эквивалентности расчет удобнее проводить по системе определяемого вещества, а после точки эквивалентности по системе титранта. Методы окисления-восстановления классифицируют по используемому титранту. Следует знать важнейшие из них такие как: перманганатометрия, иодометрия, броматометрия, хроматометрия. Особое внимание надо обратить на приготовление рабочих растворов, их стандартизацию, используемые в каждом методе индикаторы.

*Пример* 1. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала (по отношению к водородному электроду) в растворе, полученном при приливании к 50 мл 0,2 н. раствора Na2S2O3 20 мл 0,2 н. раствора I2:

68

*Решение*. Пишем уравнение реакции:

2S2O32- + I2 = S4O62- + 2I-

I2 + 2e = 2I-;

2S2O32- - 2е = S4O62- + 2I-

f(S2O32-) = 1, f(I2) = 1/2, f(S4O62-) = 1/2.

В данной точке значение потенциала рассчитывают по системе S4O62-/2S2O32-, так как она лежит до точки эквивалентности.

Согласно уравнению Нернста:

69

рассчитываем [S4O62-] и [S2O32-]:

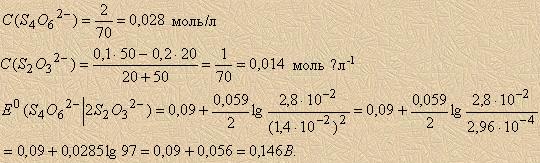
было S2O32- 0,1∙50 = 5 ммоль-экв

добавлено I2 0,2∙20 = 4 ммоль-экв

осталось S2O32- 5 - 4 = 1 ммоль-экв

образовалось S4O62- 4 ммоль-экв

Так как в уравнении Нернста входят молярные концентрации ионов, число ммоль S S4O62- = 1/2∙4 = 2 ммоль.



При проведении количественных расчетов следует особое внимание обратить на окислительно-восстановительную реакцию, протекающую в процессе титрования. Решая конкретную задачу, обязательно пишут уравнение реакции, и по ней определяют фактор эквивалентности. В данном методе помимо методов прямого и обратного титрования часто используют метод косвенного титрования (метод замещения).

*Пример* 1. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала (по отношению к водородному электроду) в растворе, полученном при приливании к 50 мл 0,2 н. раствора Na2S2O3 20 мл 0,2 н. раствора I2:

68

*Решение*. Пишем уравнение реакции:

2S2O32- + I2 = S4O62- + 2I-

I2 + 2e = 2I-;

2S2O32- - 2е = S4O62- + 2I-

f(S2O32-) = 1, f(I2) = 1/2, f(S4O62-) = 1/2.

В данной точке значение потенциала рассчитывают по системе S4O62-/2S2O32-, так как она лежит до точки эквивалентности.

Согласно уравнению Нернста:

69

рассчитываем [S4O62-] и [S2O32-]:

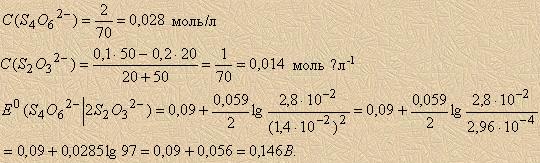
было S2O32- 0,1∙50 = 5 ммоль-экв

добавлено I2 0,2∙20 = 4 ммоль-экв

осталось S2O32- 5 - 4 = 1 ммоль-экв

образовалось S4O62- 4 ммоль-экв

Так как в уравнении Нернста входят молярные концентрации ионов, число ммоль S S4O62- = 1/2∙4 = 2 ммоль.



При проведении количественных расчетов следует особое внимание обратить на окислительно-восстановительную реакцию, протекающую в процессе титрования. Решая конкретную задачу, обязательно пишут уравнение реакции, и по ней определяют фактор эквивалентности. В данном методе помимо методов прямого и обратного титрования часто используют метод косвенного титрования (метод замещения).

**Тема 11**

**Методы комплексообразования в титриметрическом анализе.**

**Количественные расчеты**

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 Н+, 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 Na2SO4∙10H2O в граммах на литр, если к 10,00 мл этого раствора добавлено 50,00 мл 0,1000 М раствора Pb(NO3)2, избыток Pb(NO3)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 PbSO4. Тогда:

n(Pb(NO3)2) = n(Na2SO4 • 10H2O) + n(Тр.Б) Учитывая аликвоту равную 1000/10. получаем:

72 г/л.

**Тема 12**

**Осадительное титрование. Кривые титрования.**

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:

а) образующие с титрантом цветной комплекс (метод Фольгарда);

б) образующие с титрантом цветной осадок (метод Мора);

в) 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 (AgNO3, Hg2(NO3)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 Кs (ПР).

*Пример* 1.

Вычислить pBr и pAg при титровании 100 мл 0,1 н. раствора KBr 0,1 н. раствором AgNO3, если добавлено а) 99 мл, б) 100 мл, в) 110 мл титранта.

ПРAgBr = 7,7∙10-13.

*Решение*.

Титрование основано на реакции: KBr + AgNO3 = AgBr↓ + KNO3

или в ионном виде Br– + Ag+ = AgBr↓

В растворе над осадком в любой момент титрования имеются ионы Ag+ и Br-. Раствор над осадком является насыщенным, поэтому, зная ПР 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.

73

Концентрацию Ag+ вычисляется из ПРAgBr как

74=1,53 · 10-9 моль/л

Тогда pAg = 8,8.

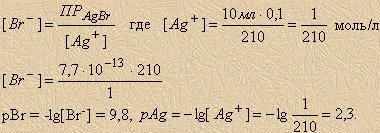
б) В точке эквивалентности

ПРAgBr = [Ag+]∙[Br-] = 7,7∙10-13.

Отсюда: 75 моль/л.

pAg = pBr = 6,1.

в) В присутствии избыта AgNO3 концентрацию Br--ионов находим из ПРAgBr как



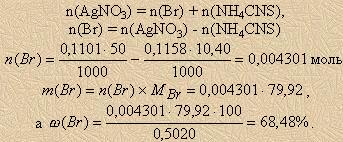
Принцип решения задач в методах осадительного титрования аналогичен другим методам титриметрического анализа. Наиболее рациональный способ расчета результатов анализа состоит в нахождении количества вещества эквивалентов веществ с последующим пересчетом на содержание веществ в граммах или в процентах.

*Пример* 2.

0,5020 г анализируемого вещества, содержащего бром, растворили в воде и прибавили 50,00 мл 0,1101 М раствора AgNO3. Избыток AgNO3 оттитровали 10,40 мл раствора NH4CNS концентрации 0,1158 моль/л. Рассчитать процентное содержание брома в анализируемом веществе.

*Решение*.

В задаче использован метод аргентометрии (Фольгарда), обратное титрование. Закон эквивалентов записывается как



**Тема 13**

**Гравиметрический анализ.**

**Расчеты в гравиметрическом анализе**

Основной задачей гравиметрического анализа, как и титриметрических методов, является определение количественного состава вещества или смеси веществ.Изучая особенности гравиметрического анализа, следует хорошо усвоить общую схему проведения анализа, в основе которого лежит превращение исследуемого вещества в какое-либо другое вещество определенного химического состава, которое легко отделить и, взвесив, установить его вес. При рассмотрении методики и техники анализа следует особое внимание обратить на взятие средней пробы и подготовку вещества к анализу, взятие правильной и с достаточной точностью навески исследуемого вещества, выбор осадителя.

Приступая к выполнению анализа, нужно предварительно ознакомиться с аналитическими весами - важнейшим прибором, применяемым в весовом анализе, поэтому следует хорошо знать устройство весов и правила работы на них.

Наиболее важной операцией в гравиметрическом анализе является получение осадка, а затем гравиметрической формы. Надо хорошо понимать и усвоить вопросы теории осаждения и растворения осадков, уметь применить данные о произведении растворимости, о способах уменьшения растворимости, иметь представление о явлении соосаждения. В связи с этим следует знать требования, которым должны удовлетворять осадки, получаемые в гравиметрическом анализе, изучить методики анализа при получении кристаллических и аморфных осадков. Завершением гравиметрического анализа является вычисление результатов определений.

**вопросы и ЗАДАНИЯ для контрольных работ**

Студент выбирает свой вариант согласно номеру в списке группы. Оформление контрольных работ студент выполняет в тетради.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **№**  **варианта** | **КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1** | | | | | | **КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2** | | | | | | |
| **НОМЕРА ЗАДАНИЙ** | | | | | | **Номера заданий** | | | | | | |
| **1** | **1** | **16** | **31** | **42** | **57** | **69(1)** | **70(1)** | **71** | **86** | **101** | **113(1)** | **114(1)** | **115** |
| **2** | **116** | **2** | **17** | **32** | **43** | **58** | **69(2)** | **70(2)** | **72** | **87** | **102** | **113(2)** | **114(2)** |
| **3** | **114(3)** | **117** | **3** | **18** | **33** | **44** | **59** | **69(3)** | **70(3)** | **73** | **88** | **103** | **113(3)** |
| **4** | **113(4)** | **114(4)** | **118** | **4** | **19** | **34** | **45** | **60** | **69(4)** | **70(4)** | **74** | **89** | **104** |
| **5** | **105** | **113(5)** | **114(5)** | **119** | **5** | **20** | **35** | **46** | **61** | **69(5)** | **70(5)** | **75** | **90** |
| **6** | **91** | **106** | **113(6)** | **114(6)** | **120** | **6** | **21** | **36** | **47** | **62** | **69(6)** | **70(6)** | **76** |
| **7** | **77** | **92** | **107** | **113(7)** | **114(7)** | **121** | **7** | **22** | **37** | **48** | **63** | **69(7)** | **70(7)** |
| **8** | **70(8)** | **78** | **93** | **108** | **113(8)** | **114(8)** | **122** | **8** | **23** | **38** | **49** | **64** | **69(8)** |
| **9** | **69(9)** | **70(9)** | **79** | **94** | **109** | **113(9)** | **114(9)** | **123** | **9** | **24** | **39** | **50** | **65** |
| **10** | **66** | **69(10)** | **70(10)** | **80** | **95** | **110** | **113(10)** | **114(10)** | **124** | **10** | **25** | **40** | **51** |
| **11** | **52** | **67** | **69(11)** | **70(11)** | **81** | **96** | **111** | **113(11)** | **114(11)** | **125** | **11** | **26** | **41** |
| **12** | **22** | **53** | **68** | **69(12)** | **70(12)** | **82** | **97** | **112** | **113(12)** | **114(12)** | **126** | **12** | **27** |
| **13** | **28** | **33** | **54** | **59** | **69(13)** | **70(13)** | **83** | **98** | **107** | **113(13)** | **114(13)** | **127** | **13** |
| **14** | **14** | **29** | **15** | **56** | **60** | **69(14)** | **70(14)** | **84** | **99** | **110** | **113(14)** | **114(14)** | **128** |
| **15** | **8** | **15** | **30** | **4** | **56** | **63** | **69(15)** | **70(15)** | **85** | **100** | **103** | **113(15)** | **114(15)** |
| **16** | **113(3)** | **119** | **3** | **18** | **33** | **44** | **59** | **69(3)** | **70(3)** | **75** | **88** | **103** | **113(3)** |
| **17** | **115(4)** | **114(4)** | **118** | **5** | **21** | **34** | **46** | **60** | **69(4)** | **70(4)** | **74** | **89** | **104** |
| **18** | **105** | **113(5)** | **114(5)** | **119** | **5** | **20** | **35** | **46** | **61** | **69(5)** | **70(5)** | **75** | **90** |
| **19** | **91** | **106** | **118(6)** | **114(6)** | **123** | **6** | **21** | **36** | **47** | **62** | **69(6)** | **70(6)** | **76** |
| **20** | **76** | **92** | **106** | **113(7)** | **114(7)** | **120** | **7** | **20** | **37** | **48** | **63** | **69(7)** | **70(7)** |
| **21** | **70(7)** | **78** | **93** | **108** | **117(8)** | **114(8)** | **122** | **8** | **22** | **38** | **49** | **64** | **69(8)** |
| **22** | **69(10)** | **70(9)** | **79** | **96** | **109** | **113(9)** | **114(9)** | **123** | **9** | **23** | **39** | **50** | **65** |
| **23** | **66** | **69(10)** | **70(10)** | **80** | **94** | **110** | **113(10)** | **114(10)** | **124** | **10** | **24** | **40** | **50** |
| **24** | **51** | **68** | **69(11)** | **70(11)** | **81** | **97** | **111** | **113(11)** | **114(11)** | **125** | **11** | **25** | **42** |
| **25** | **21** | **54** | **69** | **69(10)** | **70(12)** | **84** | **98** | **111** | **113(12)** | **114(12)** | **126** | **12** | **28** |

1. Что изучает аналитическая химия?
2. Методы аналитической химии
3. Область использования аналитической химии
4. Признаки аналитической реакции
5. Факторы влияющие на поведение аналитической реакции
6. Что такое дробный и систематический анализ?
7. Что такое специфическая и неспецифическая реакция?
8. На чем основана классификация катионов? На каком основании Mg относят к I группе?
9. Характеристика II аналитической группы катионов. Почему в качестве группового реактива выбран карбонат, а не сульфат или, например, фосфат?
10. Действие группового реагента II группы. Условия осаждения.
11. Характеристики I, II, III групп анионов.
12. Групповые реактивы на эти группы анионов (примеры реакции)
13. В чём состоит сущность весового анализа (перечислите операции в весовом анализе).
14. Использование весового анализа в сельском хозяйстве.
15. Выбор величины навески, растворение навески.
16. Осаждение. Каким требованиям должны удовлетворять осадки в весовом анализе? Что такое форма осаждения и весовая форма?
17. Перечислите условия осаждения кристаллических и аморфных веществ.
18. Фильтрование. Какие фильтры применяются для отделения мелкокристаллических осадков.
19. Что такое соосаждение? Каковы его причины?
20. Как высушивают и прокаливают осадки? Что значит тигель прокалить
21. до постоянной массы?
22. Какие ошибки называются систематическими? Случайными?
23. На чем основан объемный анализ? Перечислите методы объемного анализа.
24. Что такое рабочий раствор (стандартный)? Что такое приготовленный и установленный растворы?
25. Что такое титрование? Виды титриметрических определений: прямое, обратное, косвенное.
26. Что такое точка эквивалентности и как её определять? Способы обнаружения конечной точки (точки эквивалентности) титрования. Выбор кислотно-основных индикаторов. Равновесия в растворах индикаторов. Константа диссоциации индикаторов, интервал перехода окраски. Ошибки титрования.
27. Какие применяются способы выражения концентрации растворов в объемном анализе?
28. Что такое нормальность, в чем выражается? Определение эквивалентных масс сложных веществ. Определение эквивалентных масс окислителя и восстановителя (на примерах).
29. Что такое титр, его единица измерения? Формула, связывающая титр, эквивалент и нормальность?
30. Какова математическая зависимость между объемом и нормальными концентрациями реагирующих веществ?
31. Что представляют собой индикаторы, применяющиеся в объемном анализе? Что такое интервал перехода индикатора?
32. В чем сущность метода нейтрализации и что им определяют? Как определитьточку эквивалентности в этом методе?
33. На чем основан метод перманганатометрии? Почему не нужен индикатор в данном методе?
34. Жесткость воды, ее виды. Методы устранения (приведите уравнения соответствующих реакций).
35. Сущность хелатометрии. Комплексоны, трилон Б (формула). Индикаторы, применяемые в данном методе.
36. Потенциометрия. Сущность метода. Механизм электродных процессов.
37. Индикаторные электроды и электроды сравнения. Стеклянный электрод. Определение рН.
38. Примеры практического применения потенциометрического титрования с использованием реакций осаждения, нейтрализации, комплексообразования и окисления-восстановления.
39. Ионометрия. Классификация ионоселективных электродов. Электроды с жидкими и твердыми мембранами, ферментные электроды.
40. Спектрофотометрия. Электронные спектры поглощения. Реакции, используемые при фотометрии. Выбор оптимальных условий их проведения. Избирательность. Применение маскирования.
41. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Отклонение от закона, их причины. Пути устранения. Оптическая плотность, молярный коэффициент поглощения. Выбор условий измерения поглощения. Построение градуировочного графика.

***Чувствительность аналитических реакций***

1. Открываемый минимум ионов Ag+ соляной кислотой равен 0,1 мкг. Предельное разбавление раствора равно 10000 мл/г. Вычислить минимальный объем исследуемого раствора. *Ответ*: 0,001 мл.
2. Предельное разбавление ионов Са2+ в растворе равно 50000 мл/г, минимальный объем раствора, необходимый для открытия ионов Са2+ действием оксалата аммония, равен 0,03 мл. Вычислить открываемый минимум. *Ответ*: 0,6 мкг.
3. Микрокристаллоскопическая реакция открытия ионов Ва2+ с раствором серной кислоты удается с объемом раствора 0,001 мл. Предельное разбавление равно 20 000 мл/г. Вычислить открываемый минимум. *Ответ*: 0,05 мкг.
4. Открываемый минимум ионов Bi3+ с α-нафтиламином составляет 1 мкг. Минимальный объем раствора соли висмута равен 0,001 мл. Вычислить предельную концентрацию и предельное разбавление исследуемого раствора. *Ответ*: 1: 1000 г/мл; 1000 мл/г.
5. Предельная концентрация ионов Са2+ в реакции с оксалатом аммония равна 1:20000. Минимальный объем исследуемого раствора 1⋅10-3мл. Вычислить открываемый минимум ионов кальция в данной реакции. *Ответ*: 0,05 мкг.
6. Реакция на катион Cd2+ с тетрародано-(П)-меркуратом аммония (NH4)2[Hg(CNS)4] удается с раствором в 1⋅10-3мл. Предельное разбавление равно 1000 мл/г. Вычислить открываемый минимум. *Ответ*: 1 мкг.
7. Предельная концентрация открытия иона Са2+ с пикриновой кислотой составляет 1:6500 г/мл, открываемый минимум 0,3 мкг. Вычислить минимальный объем. *Ответ*: 0,002 мл.
8. Микрокристаллоскопическая реакция в виде K2PbCu(NO2)6 характеризуется открываемым минимумом в 0,03 мкг Сu2+ в капле, равной 0,001 мл. Вычислить предельную концентрацию. *Ответ*: 1:33000 г/мл.
9. Предельная концентрация при реакции ионов Hg2+ в виде Hg[Co(CNS)4] равна 1:50000 г/мл, минимальный объем составляет 0,002 мл. Вычислить открываемый минимум. *Ответ*: 0,04 мкг.
10. Открываемый минимум реакции Ni2+ c диметилглиоксимом равен 0,16 мкг, предельное разбавление составляет 300000 мл/г. Вычислить минимальный объем. *Ответ*: 0,05 мл.
11. Открываемый минимум ионов Cu2+ в растворе объемом 0,05 мл составляет 0,2 мкг. Вычислить предельное разбавление раствора. *Ответ*: 1:250000 г/мл.
12. Открываемый минимум реакции иона К+ с кобальтонитритом натрия Na3[Co(NO2)6] составляет 0,12 мкг, предельная концентрация раствора равна 1:8000 г/мл. Вычислить минимальный объем. *Ответ*: 9,6⋅10-4 мл.
13. Предельная концентрация реакции иона Ni2+ c диметилглиоксимом составляет 1:500000 г/мл. Вычислить открываемый минимум, если известно, что реакция удается с каплей объемом 0,001 мл. *Ответ*: 0,002 мкг.
14. Предельная концентрация ионов CN- в реакции с AgNO3 составляет 1:50000 г/мл. Вычислить открываемый минимум, если реакция удается с каплей объемом 3⋅10-4 мл. *Ответ*: 0,006 мкг.
15. Минимальный объем исследуемого раствора, необходимый для открытия ионов меди действием раствора аммиака, равен 0,05 мл. Открываемый минимум – 0,2 мкг. Определить предельную концентрацию ионов меди в растворе. *Ответ*: 1:250000 г/мл.

***Качественные реакции обнаружения ионов***

1. Написать качественные реакции обнаружения ионов в растворе с помощью группового, специфического или избирательного реагента, указав аналитический сигнал:

|  |  |
| --- | --- |
| Вариант | Ионы |
| 1 | NH4+, Ba2+, CO32- |
| 2 | K+, PO43-, NO3- |
| 3 | K+, Ca2+, CO32-- |
| 4 | K+, Ba2+, SO42- |
| 5 | Mg2+, Ca2+, Cl- |
| 6 | NH4+, Ba2+, PO43- |

1. Составить схемы разделения ионов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Катионы | Анионы |
| 1 | Ca2+, K+ | CO32–, J– |
| 2 | NH4+, Ba2+ | PO43–, CO32– |
| 3 | Ca2+, Ba2+ | Cl–, NO3– |
| 4 | NH4+, Ba2+ | SO42-, NO3- |
| 5 | NH4+, Ba2+ + | I–, Cl– |
| 6 | K+, NH4+, Ca2+ | Cl–, SO42- |
| 7 | Ba2+, K+ | I–, Cl– |

1. Как открыть ион бария из смеси катионов S-элементов? На чем основано его открытие?
2. Какую ошибку совершил студент, переоткрыв ион кальция?
3. Какова роль азотной кислоты при открытии иона серебра?
4. На чем основано удаление иона аммония и проверка полноты его удаления?
5. Какова растворимость хлоридов второй аналитической группы в воде, и как это используется в анализе?
6. Как получить аммиачный комплекс соли серебра? Каким образом это используется в анализе?
7. Почему при действии иона хлора на аммиачный комплекс соли серебра осадок не образуется, а при действии иона йода выпадает?
8. Какие реакции и в какой последовательности будут протекать, если смесь солей AgCl, AgI обработать водным раствором аммиака?
9. Каковы пути увеличения полноты осаждения сульфата кальция?
10. Каковы условия открытия ионов калия?

***Равновесия в гомогенных системах***

1. Вычислить рН растворов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Раствор | Ответ |
| 1 | NaOH, массовая доля 0,2 % | 12,7 |
| 2 | КОН, массовая доля 0,19 % | 12,47 |
| 3 | HCl, массовая доля 0,36 % | 1,0 |
| 4 | HNO3, массовая доля 0,32 % | 1,3 |
| 5 | H2SO4. массовая доля 0,4 % | 1,1 |
| 6 | NaOH, плотность 1,002 г/см3 | 12,95 |
| 7 | КОН, плотность 1,004 г/см3 | 13,0 |
| 8 | HCl, плотность 1,000 г/см3 | 1,0 |
| 9 | HNO3, плотность 1,003 г/см3 | 1,7 |
| 10 | H2SO4, плотность 1,005 г/см3 | 0,7 |
| 11 | 0,1 M HNO2; K = 6,9⋅10-4 | 2,1 |
| 12 | 0,2 M HCN; K=5⋅10-10 | 5,0 |
| 13 | 0,01 M HCOOH; K=1,8⋅10-4 | 2,9 |
| 14 | 0,02 M CH3COOH; K=1,74⋅10-5 | 3,24 |
| 15 | 0,5 M NH4OH; K=1,76⋅10-5 | 11,03 |

1. Вычислить рН растворов следующих протолитов:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Раствор | Концентрация | Ответ |
| 1 | CH3COONa; K(CH3COOH)=1,74⋅10-5 | 0,1 M | 8,88 |
| 2 | NH4Cl; K(NH4OH)=1,76⋅10-5 | 0,1 M | 5,12 |
| 3 | KCN; K(HCN)=6,2⋅10-10 | 0,1 M | 11,15 |
| 4 | NH4CN; K(HCN)=6,2⋅10-10 | 0,1 M | 9,27 |
| 5 | Na2SO3; K(HSO3–)=6,2⋅10-10 | 0,1 M | 10,1 |
| 6 | NaHSO3; K(H2SO3)=1,4⋅10-2 | 0,1 M | 7,42 |
| 7 | Na2CO3; K(HCO3–)=4,8⋅10-11 | 0,1 M | 11,66 |
| 8 | NaHCO3; K(H2CO3)=4,5⋅10-7 | 0,1 M | 9,67 |
| 9 | NaClO; K(НClO)=5,0⋅10-8 | 0,1 M | 10,26 |
| 10 | NaHS; K(H2S)=1,0⋅10-7 | 0,1 M | 9,99 |
| 11 | HCOONa; K(HCOOH)=1,8⋅10-4 | 0,1 M | 8,37 |
| 12 | CH3COOK; K(CH3COOH)=1,74⋅10-5 | 0,01 н | 8,4 |
| 13 | CH3COONa; K(CH3COOH)=1,74⋅10-5 | 0,25 н | 9,1 |
| 14 | HCOONa; K(HCOOH)=1,8⋅10-4 | 0,03 н | 8,1 |
| 15 | KCN; K(HCN)=6,2⋅10-10 | 0,04 н | 10,9 |

***Равновесия в гетерогенных системах***

1. Рассчитать растворимость СаСО3 в воде и в 0,05 М растворе KNO3. *Ответ*: 6,16⋅10-5; 1,4⋅10-4.
2. Рассчитать растворимость AgCl в воде и в 0,05 М растворе KNO3. *Ответ*: 1,34⋅10-5; 1,65⋅10-5.
3. Рассчитать растворимость CdC2O4 в воде и в 0,03 М растворе K2C2O4. *Ответ*: 1,2⋅10-4; 2,8⋅10-6.
4. Рассчитать растворимость Cd(CN)2 в воде и в 0,05 М растворе KCN. *Ответ*: 1,35⋅10-3; 9,90⋅10-6.
5. Рассчитать растворимость Ag2CrO4 в воде и в 0,1 М растворе KCl. *Ответ*: 6,5⋅10-5; 1,09⋅10-4.
6. Рассчитать растворимость Zn3(PO4)2 при следующих условиях: а) ионная сила равна 0; б) в присутствии 0,01 М раствора KCl; в) в присутствии 0,01 М раствора NH4Cl. *Ответ*: а) 1,9⋅10-7; б) 3,5⋅10-4; 1,7⋅10-5.
7. Рассчитать растворимость Mg(OH)2 при следующих условиях: а) ионная сила равна 0; б) в присутствии 0,05 М раствора KCl; в) в присутствии 0,0 М раствора NH4Cl. *Ответ*: а) 1,4⋅10-4; б) 2⋅10-4; 2,2⋅10-4.
8. Рассчитать растворимость BaCrO4 при следующих условиях: а) ионная сила равна 0; б) при рН = 4 (образованием Сr2O72– пренебречь). *Ответ*: а) 3,3⋅10–4; б) 3,6⋅10–4.
9. Выпадет ли осадок SrSO4, если к 1 мл 0,01 М раствора Sr(NO3)2 прибавить равный объем насыщенного раствора CaSO4. *Ответ*: да.
10. Рассчитать рН полного осаждения оксалата кальция 0,1 М раствором оксалата аммония. *Ответ*: 2,6.
11. Рассчитать рН полного осаждения Mg(OH)2. *Ответ*: 11,53.
12. Рассчитать растворимость MgNH4PO4 в 0,1 М растворе NH4Cl. *Ответ*: 7,2⋅10–2.
13. Можно ли разделить Mg2+ и Fe3+ осаждением в виде гидроксидов из раствора, содержащего по 0,1 М хлоридов железа и магния. *Ответ*: да.
14. Рассчитать рН начала и конца осаждения Cu(OH)2 из 0,1 М раствора хлорида меди. *Ответ*: 4,66; 7,16.
15. Рассчитать рН начала и конца осаждения Pb(OH)2 из 0,2 М раствора PbCl2. *Ответ*: 6,70; 12,35.

***Равновесия в растворах комплексных соединений***

1. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 М [Ag(NH3)2]Cl, если константа неустойчивости комплексного иона равна 5,89⋅10–8. Раствор соли содержит 5 г/л NH3. *Ответ*: 7,01⋅10–8.
2. Константа неустойчивости иона [Ag(CN)2]– составляет 1,0⋅10–21. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,01 М K[Ag(CN)2], содержащем, кроме того, 0,05 моль NaCN в 1 л. Степень диссоциации комплексной соли принять равной 1. *Ответ*: 0,4⋅10–20.
3. Определите концентрацию ионов цинка в 0,5 л 0,05 М K2[Zn(CN)4], содержащем 0,05 моль KCN. Степень диссоциации KCN равна 85 %. Кн[Zn(CN)4]2– = 1,0⋅10–16. *Ответ*: 9,21⋅10–11.
4. Произойдет ли образование осадка CdCO3, если к 2 л 0,05 М раствора K2[Cd(CN)2], содержащего избыток 0,6 М KCN, добавить 1 л 0,03 М раствора K2CO3. Kн[Cd(CN)4] = 7,66⋅10–18; Ks(CdCO3) = 2,5⋅10–14. *Ответ*: нет.
5. Произойдет ли образование осадка ZnCO3, если к 0,005 М раствору [Zn(NH3)4](NO3)2, содержащему 0,05 моль NH3, прибавить равный объем 0,001 М раствора K2CO3? Константа неустойчивости [Zn(NH3)4]2+ равна 2⋅10-9. Произведение растворимости ZnCO3 составляет 6,0⋅10–11. *Ответ*: да.
6. Константа неустойчивости иона [CdI4]2– составляет 7,94⋅10–7. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе K2[CdI4], содержащем 0,1 моль KI в 1 л раствора. *Ответ*: 7,94⋅10-4.
7. Рассчитать равновесную концентрацию [Ag(NH3)2]+ в 0,01 М растворе AgNO3 в присутствии 2 М NH3. *Ответ*: 2,3⋅10–9.
8. При какой концентрации ионов S2– произойдет выпадение осадка FeS из 0,003 М раствора K4[Fe(CN)6], содержащего 0,01 моль KCN в 2 литрах раствора. Произведение растворимости FeS равно 3,7⋅10-19; константа нестойкости комплексного иона [Fe(CN)6]4– равна 1,0⋅10-24. *Ответ*: 1,85⋅10‑6.
9. Вычислить концентрацию ионов цинка в растворе, содержащем 0,02 моль/л сульфата цинка и 0,1 моль/л аммиака. *Ответ*: 1,0⋅10-5.
10. Образуется ли осадок AgI при смешении 0,2 М раствора K[Ag(CN)2] с равным объемом 0,2 М раствора KI. *Ответ*: да.
11. Имеются два 0,1 М раствора [Ag(NH3)2]Cl и K[Ag(S2O3)]. В каком растворе концентрация ионов серебра больше? *Ответ*: в растворе аммиаката.
12. Рассчитайте условную константу устойчивости FeF52– при рН=1. *Ответ*: 1,24⋅1016.
13. Рассчитать условную константу устойчивости Fe[H2PO4]4– при рН=5,0. *Ответ*: 3,15⋅103.
14. Будет ли выпадать осадок при пропускании H2S через 0,1 М раствор K2[Cd(CN)4], если [S2–] = 10-2 M. *Ответ*: да.
15. Рассчитать равновесную концентрацию FeF2+ в 0,100 М растворе хлорида железа (III) в присутствии 1 М фторида аммония. *Ответ*: 2,0⋅10‑5.

***Гравиметрический метод анализа***

1. В каком случае образуется более чистый крупнокристаллический осадок сульфата бария по сравнению с осадком, полученным при осаждении серной кислотой?
2. Какой реагент – K2C2O4, Na2C2O4, H2C2O4 или (NH4)2C2O4 – целесообразно использовать при осаждении оксалата кальция?
3. Какие требования предъявляются к осаждаемой и гравиметрической формам?
4. От каких факторов зависят размер и число частиц осадка?
5. Какие требования предъявляются к осадителю в гравиметрическом анализе?
6. Какую массу Fe3O4 следует взять для получения 0,200 г Fe2O3. *Ответ*: 0,19 г.
7. Вычислить фактор пересчета для вычисления массы HF, определяемого по схеме: HF ® CaF2 ® CaSO4. *Ответ*: 0,2939.
8. Из навески 1,2250 г суперфосфата получили прокаленный осадок CaSO4 массой 0,3756 г. Вычислить массовую долю (%) Ca3(PO4)2 в суперфосфате. *Ответ*: 23,29%.
9. Из раствора хлорида магния получили осадок оксихинолината магния Mg(C9H6ON)2 массой 0,2872 г. Сколько граммов магния содержится в исследуемом растворе? *Ответ*: 0,0223 г.
10. Технический хлорид бария содержит около 97% BaCl2·2H2O. Какую навеску его следует взять для получения 0,300 г осадка BaSO4. *Ответ*: 0,320 г.
11. Какой объем 0,5 М Na2HPO4 потребуется для осаждения магния в виде MgNH4PO4 из сплава, содержащего 90% магния. *Ответ*: 37,0 мл.
12. Вычислить фактор пересчета для определения Р2О5, если анализ выполняли по схеме: Р2О5 ® РО43- ® (NH4)3PO4 ® PbMoO4. *Ответ*: 0,0161.

***Титриметрический анализ***

1. Построить кривые титрования и подобрать индикатор:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Определяемое вещество | Титрант |
| 1 | 0,1 М НСООН | 0,2 М КОН |
| 2 | 0,3 М С6Н5СООН | 0,3 М NaOH |
| 3 | 0,1 M HF | 0,1 M NaOH |
| 4 | 0,1 M CH3NH2 | 0,1 M HCl |
| 5 | 0,3 M C2H5NH2 | 0,3 M HCl |
| 6 | 0,1 M H2NCH2CH2OH | 0,1 M HCl |
| 7 | 0,2 M (C2H5)2NH | 0,2 M HCl |
| 8 | 0,2 M KCN | 0,2 M HCl |
| 9 | 0,1 M NH4Cl | 0,1 M NaOH |
| 10 | 0,2 M CH3COONa | 0,2 M HCl |
| 11 | 0,1 M NH2CH2COONa | 0,1 M HCl |
| 12 | 0,2 M Na2CO3 | 0,2 M HCl |
| 13 | 0,1 M K2HPO4 | 0,1 M HCl |
| 14 | 0,1 M H2TeO3 | 0,1 M NaOH |
| 15 | 0,1 M Na2H2ЭДТА | 0,1 M NaOH |

1. Пересчитать концентрации:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Дано | Вычислить молярную концентрацию раствора |
| 1 | Т(NaOH) = 0,004020 | C(NaOH) |
| 2 | T(HCl/KOH)= 0,01353 | C(HCl) |
| 3 | T(NaOH/CaO)=0,002914 | C(NaOH) |
| 4 | T(NaOH/SO3)=0,2174 | C(NaOH) |
| 5 | T(NaOH) = 0,003992 | C(NaOH) |
| 6 | T(NaOH/SO3)=0,004087 | C(NaOH) |
| 7 | T(HCl/K2O) = 0,004615 | C(HCl) |
| 8 | C(1/2H2SO4) = 0,09812 | T(H2SO4/CaO) |
| 9 | T(HCl) = 0,03798 | T(HCl/K2O) |
| 10 | T(H2SO4/KОН)= 0,005643 | T(H2SO4) |
| 11 | T(NaOH/HCl)=0,003645 | T(NaOH) |
| 12 | T(1/2H2SO4) = 0,01; K=0,9123 | T(H2SO4) |
| 13 | T(H2SO4) = 0,004852 | T(H2SO4/CaO) |
| 14 | C(1/2H2SO4)=0,1; K=0,9808 | T(H2SO4/NaOH) |
| 15 | T(KOH) = 0,005572 | T(KOH/HCl) |

1. К 20 мл 0,1 н HCl прилито 30 мл 0,1 н NaOH. Чему равен рН полученного раствора?
2. К 55 мл 0,2 н КОН прибавлено 45 мл 0,2 н HCl. Чему равен рН полученного раствора?
3. Смешали 20 мл 0,1 н NaOH и 10 мл 0,15 н раствора HCl. Вычислить рН полученного раствора.
4. К 500 мл 0,05 н КОН прибавлено 500 мл 0,04 н HNO3. Чему равен рН полученного раствора?
5. К 0,2 н HCl прибавлен равный объем 0,15 н NaOH. Определить рН и рОН полученного раствора.
6. К 1 л 0,001 н HNO3 прибавлен 1 мл 1 н КОН. Чему равны рН и рОН полученного раствора?
7. К 20 мл 0,04 н HCl прибавлено 45 мл 0,02 н КОН. Найти рН и рОН полученного раствора.
8. К 15 мл 0,025 н HCl прибавлено 10 мл 0,050 н NaOH. Найти рН и рОН полученного раствора.
9. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=2,6.
10. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=5,2.
11. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=8,3.
12. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=9,4.
13. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=12,2.
14. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=11,8.
15. Определить [H+] и [OH–] раствора, если рН=10,3.
16. К 25,00 мл раствора КОН неизвестной концентрации прибавлено 50,00 мл раствора H2SO4 (К=0,9500 к 0,1 н). На титрование избытка кислоты израсходовано 28,90 мл раствора NaOH (К=0,8570 к 0,1 н). Какова нормальность раствора КОН? *Ответ*: 0,09092 н.
17. К 20,00 мл раствора HCl неизвестной концентрации прилито 25,00 мл раствора КОН (К=0,8000 к 0,1 н). Для обратного титрования избытка щелочи пришлось израсходовать 1,55 мл раствора H2SO4 (К=1,200 к 0,1 н). Определить К(HCl) к 0,1 н. *Ответ*: 0,9070 к 0,1 н.
18. Навеска кальцита 1,5780 г растворена в 50,00 мл соляной кислоты (Т=0,04000). По окончании реакции раствор переведен в мерную колбу на 500,0 мл и доведен до метки. На титрование 50,00 мл полученного раствора расходуется 23,45 мл раствора NaOH (Т=0,00400). Вычислить массовое содержание СаСО3 в образце (в %). *Ответ*: 99,59 %
19. Навеску фосфорной кислоты массой 0,1182 г растворили в воде и на ее титрование по фенолфталеину израсходовали 22,18 мл 0,1 М NaOH (К=0,9519). Определить массовую долю (в %) фосфорной кислоты в пересчете на Р2О5. *Ответ*: 87,52% Н3РО4; 63,39% Р2О5.
20. Вычислить массовую долю (%) свободного SO3 в олеуме, если на титрование 1,200 г олеума в присутствии метилового оранжевого израсходовано 49,25 мл 0,5202 М NaOH. *Ответ*: 20,85%.
21. Какую массу КН2РО4 нужно взять на анализ, чтобы на титрование ее с фенолфталеином потребовалось 20,00 мл 0,1 М КОН. *Ответ*: 0,2700 г.
22. На титрование раствора, содержащего 3,158 г технического КОН, израсходовали 27,45 мл раствора HCl [T(HCl/NaOH)=0,07862]. Вычислить массовую долю (в %) КОН в образце. *Ответ*: 95,86%.
23. Навеску Н2С2О4⋅2Н2О массой 0,600 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора израсходовали 18,34 мл NaOH. Определить молярную концентрацию раствора NaOH и его титр по Н2С2О4. *Ответ*: 0,1038; 0,004673 г/мл.
24. К 50,00 мл раствора HCl (К=0,9500 к 0,2 н) прибавлено 25,00 мл раствора NaOH неизвестной концентрации. При этом среда раствора осталась кислой. На титрование оставшейся кислоты затрачено 2,50 мл раствора КОН (К=1,2780 к 0,1 н). Определить К(NaOH). *Ответ*: 0,7344 к 0,5 н.
25. На титрование раствора, полученного разбавлением 1,000 мл H2SO4 плотностью 1,716 г/см3, расходуется 49,00 мл раствора NaOH (К=1,1280 к 0,5 н). Вычислить массовое содержание SO3 в образце (в %). *Ответ*: 64,48%.
26. Навеска калийной щелочи массой 7,6240 г растворена в мерной колбе на 500,0 мл. На титрование 25,00 мл полученного раствора расходуется 32,20 мл HCl. T(HCl/Na2O) = 0,006442. Вычислить массовое содержание КОН в образце (в %). *Ответ*: 98,52%.
27. Какие титранты-окислители применяются в окислительно-восстановительных методах. Их характеристика и примеры определений с использованием титрантов-окислителей.
28. Какие вещества применяют для установки характеристик раствора KMnO4? Напишите уравнения реакций стандартизации раствора KMnO4.
29. Каковы особенности приготовления стандартного раствора KMnO4 и условия его хранения?
30. Каковы особенности приготовления стандартного раствора йода и условия его хранения?
31. Каковы особенности приготовления стандартного раствора тиосульфата натрия и условия его хранения?
32. Какими способами фиксируется точка эквивалентности в методах окисления-восстановления? Приведите примеры.
33. Как подбираются редокс-индикаторы? Приведите примеры.
34. Как зависит величина скачка титрования от произведения растворимости, температуры и концентрации раствора в осадительном титровании?
35. Как зависит величина скачка титрования от константы устойчивости комплексного соединения, температуры, концентрации и рН среды?
36. Какие индикаторы применяются в комплексонометрии? Каков механизм их действия?
37. Как рассчитывается потенциал в точке эквивалентности в редоксметрии?
38. Почему фактор эквивалентности KMnO4 различен? Рассчитайте его значение в разных средах.
39. Рассчитайте значение потенциала в точке эквивалентности при перманганатометрическом тировании нитрит-ионов.
40. Рассчитайте значение потенциала в точке эквивалентности при бихроматометрическом титровании железа (II).

**Перечень использованных информационных ресурсов**

1. Цитович, И. К. Курс аналитической химии: учебник / И. К. Цитович. – 8-е. изд. – СПб.: Лань, 2004. – 496 с.
2. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: учебник / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 256 с.
3. Мечковский, С.А. Аналитическая химия / С.А. Мечковский. – Минск: Университетское, 1991. – 333 с.
4. Аналитическая химия. Физические и физико-химические методы анализа: учебник для вузов / под ред. О. М. Петрухина. – М.: Химия, 2001. – 496 с.
5. Васильев, В. П. Аналитическая химия: учебник. В 2-х кн. 2. Физико-химические методы анализа / В. П. Васильев. – М.: Дрофа, 2009. – 383 с.
6. Аналитическая химия: учеб. для вузов: в 3 т. / ред. Л.Н. Москвин. – М.: Академия, 2010. – 365 с.
7. Вершинин, В.И. Аналитическая химия: учеб. для вузов / В.И. Вершинин, И.В. Власова, И.А. Никифорова. – М.: Академия, 2011. – 443 с.
8. Основы аналитической химии: в 2 кн. / ред. Ю.А. Золотов. – М.: Академия, 2010. – 384 с.
9. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учеб. пособие / М.А. Иванова, М.В. Белоглазкина, И.В. Богомолова, Е.В. Федоренко. – М.: Риор, 2006. – 289 с.
10. Пилипенко, А.Т. Аналитическая химия: учеб. пособие для хим. спец. вузов: в 2 кн. / А.Т. Пилипенко, И.В. Пятницкий. – М.: Химия, 1990.
11. Пономарев, В.Д. Аналитическая химия / В.Д. Пономарев. – М.: Высш. школа, 1982. – 288 с.