

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
«Могилевский государственный технологический колледж»

Утверждаю
Директор колледжа
_____ В.М. Страхолет
« ____ » _____ 2018 г.

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические рекомендации по изучению учебной дисциплины,
задания для контрольных работ и рекомендации по их выполнению
для учащихся заочной формы обучения 1 курса
по специальности 2 – 490131
«Технология пищевых производств»

Могилев 2018

Авторы: Шалохина Надежда Сергеевна, преподаватель, Могилевский
государственный технологический колледж
Смоляк Елена Владимировна, преподаватель колледжа
Рецензент: Бордунова Л.М., преподаватель колледжа

Разработаны на основе типовой учебной программы учебной дисциплины
«Аналитическая химия», утвержденной Министерством образования РБ
19.12.2006 г.

Обсуждены и одобрены на заседании цикловой комиссии естественно - ма-
тематических дисциплин

Протокол № _____ от «__» _____ 2018

Содержание

1. Пояснительная записка	4
2. Перечень рекомендуемой литературы	5
3. Примерный тематический план дисциплины	6
4. Методические рекомендации по изучению дисциплины	8
5. Методические рекомендации по подготовке к экзамену	32

Пояснительная записка

Данные методические рекомендации составлены на основе типовой учебной программы учебной дисциплины «Аналитическая химия», утвержденной Министерством образования РБ от 19.12.2006, и предусматривают изучение учащимися теоретических основ аналитической химии и методов анализа.

Методические указания включают в себя пояснительную записку, общие указания к выполнению домашней контрольной работы, список литературы, методические указания ко всем разделам программы (качественный анализ, гравиметрический анализ, титриметрический анализ и его виды, физико-химические методы анализа) с вопросами для самопроверки и примерами решения типовых задач.

Среди химических дисциплин аналитическая химия занимает важное место. На ее основе строится и проводится контроль производства. Аналитическая химия находит широкое применение в различных областях научных исследований.

По содержанию курс делится на 2 раздела: качественный и количественный анализ.

Качественный анализ изучает реакции и методы, с помощью которых можно установить, какие элементы или соединения входят в состав исследуемого материала.

Количественный анализ изучает реакции и методы, с помощью которых можно точно определить количество вещества системы.

Задача курса аналитической химии состоит в обучении учащихся работать преимущественно экспериментальным путем. Поэтому по программе больше времени отводится на лабораторно-практические занятия. Но, чтобы занятия проходили с максимальной эффективностью, нужно обстоятельно и глубоко усвоить теории аналитических процессов.

Знание теоретических основ учащихся проверяется при выполнении домашней контрольной работы по количественному и качественному методам анализа и сдачи экзамена в конце изучения курса.

Без знания теории, без умения применять ее на практике, успешное усвоение аналитической химии невозможно, вся работа будет сводиться к механическому выполнению отдельных операций.

Перечень рекомендуемой литературы

1. Васильев, В. П. Аналитическая химия: лабораторный практикум / В. П. Васильев, Р. П. Морозова, Л. А. Кочергина. – М.: Дрофа, 2006. – 389 с.
2. Джабаров, Д. Н. Сборник упражнений и задач по аналитической химии (качественный анализ, титриметрия) / Д. Н. Джабаров. – М.: ООО «Медицинское информационное агентство», 2007. – 240 с.
3. Жванко, Ю. Н. Аналитическая химия и технохимический контроль в общественном питании: учеб. пособие / Ю. Н. Жванко, Г.В. Панкратова, З.И. Мамедова. – М.: Высшая школа, 1980. – 231 с.
4. Иванова, М. А. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учеб. Пособие / М. А. Иванова, М. В. Белоглазкина, И. В. Богомолова. – М.: Издательство РИОР, 2006. – 289с.
5. Керейчук, А. С. Аналитическая химия. Количественный анализ: учебник / А. С. Керейчук, Э. Е. Петухова. – Ленинград: Химия, 1994. – 328 с.
6. Крешков, А. П. Курс аналитической химии. Качественный анализ, книга первая / А. П. Крешков, А.А. Ярославцев. – М: Химия, 1975. – 498 с.
7. Крешков, А. П. Курс аналитической химии. Количественный анализ: изд. 5-е, испр. / А. П. Крешков, А.А. Ярославцев. – М: Химия, 1982. – 312 с.
8. Ольшанова, К. М. Аналитическая химия: учеб. пособие / К. М. Ольшанова, С. К. Пискарева, К. М. Барашков. – М.: Химия, 1980. – 400 с.
9. Справочник химика: 2-е издание. – Ленинградское отделение: Химия, 1968. – 687 с.
10. Тикунова, И. В. Практикум по аналитической химии и физико-химическим методам анализа / И. В. Тикунова, Н. А. Шаповалов, А. И. Артеменко. – М.: высшая школа, 2006. – 208 с.
11. Шапиро, С. А. Аналитическая химия / С. А. Шапиро, М. А. Шапиро. – М.: Высшая школа, 1971. – 342 с.
12. Ярославцев, А. А. Сборник задач и упражнений по аналитической химии / А. А. Ярославцев. – М.: Химия, 1989. – 246 с.

Дополнительная литература

1. Бабко, А. К. Количественный анализ / А. К. Бабко, И. В. Пятницкий. – М.: Госхимиздат, 1956. – 736 с.
2. Воскресенский, П. И. Техника лабораторных работ: изд. 10-е стереотипное / П. И. Воскресенский. – М.: Химия, 1975. – 686 с.
3. Жаркова, Г. М. Аналитическая химия. Качественный анализ: учебник / Г. М. Жаркова, Э. Е. Петухова. – Ленинград: Химия, 1993. – 368 с.
4. Попадич, И. А. Аналитическая химия / И. А. Попадич, С. Е. Траубенберг, Н. В. Осташенкова. – М.: Химия, 1989. – 379с.

Примерный тематический план

Раздел, тема	Количество учебных часов					Время на самостоятельную работу учащихся (часов)
	Всего		В том числе			
	Для дневной формы	Для заочной формы	на установочные занятия	на обзорные занятия	на лабораторные, практические занятия	
1	2	3	4	5	6	7
Введение	1					1
1. Методы анализа	5	2		1	1	7
<i>Лабораторная работа № 1</i>	2	1			1	
Определение катионов первой аналитической группы калия, натрия, аммония						
2. Гравиметрический анализ	12	3		1	2	9
<i>Лабораторная работа №2</i>						
Изучение устройства аналитических весов и техника взвешивания	2	1			1	
<i>Лабораторная работа № 3</i>	6	0,5			0,5	
Определение количества вещества гравиметрическим методом						
3. Титриметрический анализ	6					5,5
<i>Лабораторная работа № 4</i>	2	0,5			0,5	
Изучение видов мерной посуды, правил работы с ней						
4. Метод кислотно-основного титрования	12	4		1	3	8
<i>Лабораторная работа № 5</i>	2	1			1	
Определение рН растворов солей в результате гидролиза						
<i>Лабораторная работа № 6</i>	2	0,5			0,5	
Приготовление и стандартизация раствора щелочи						
<i>Лабораторная работа № 7</i>	2	0,5			0,5	
Приготовление и стандартизация раствора кислоты						
<i>Лабораторная работа № 8</i>	2	0,5			0,5	
Определение содержания кислоты в растворе и щелочи в растворе						
<i>Лабораторная работа № 9</i>	2	0,5			0,5	
Определение карбонатной жесткости воды						
5. Методы редоксиметрии	16	3	3		3	13
<i>Лабораторная работа № 10</i>	2	0,5			0,5	
Приготовление и стандартизация раствора калий-перманганата						

<i>Лабораторная работа № 11</i> Определение содержания восстановителя перманганатометрическим методом	2	0,5			0,5	
<i>Лабораторная работа № 12</i> Определение содержания окислителя перманганатометрическим методом	4	1			1	
<i>Лабораторная работа № 13</i> Приготовление и стандартизация раствора натрий-тиосульфата	4	0,5			0,5	
<i>Лабораторная работа № 14</i> Определение окислителей йодометрическим методом	2	0,5			0,5	
6. Метод комплексообразования	7	1,5			0,5	
<i>Лабораторная работа № 15</i> Приготовление и стандартизация раствора трилона Б. Определение общей жесткости воды	2	0,5			0,5	
Обязательная контрольная работа	1					
7. Физико-химические методы анализа	17	2,5			2,5	14,5
<i>Лабораторная работа № 16</i> Определение содержания веществ фотоэлектроколориметрическим методом	4	0,5			0,5	
<i>Лабораторная работа № 17</i> Определение массовой доли сахара и натрий-хлорида (спирта) в растворе рефрактометрическим методом	4	1			1	
<i>Лабораторная работа № 18</i> Определение рН растворов потенциометрическим методом	2	0,5			0,5	
<i>Лабораторная работа № 19</i> Определение катионов металлов методом осадочной хроматографии	2	0,5			0,5	
Итого	76	16		4	12	56

Введение

Приступая к изучению дисциплины, вначале необходимо ознакомиться с задачами учебной дисциплины «Аналитическая химия», изучить ее значение для контроля качества сырья, продуктов его переработки, пищевой и кулинарной продукции, решения вопросов охраны окружающей среды.

Тема 1 Методы анализа

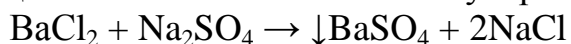
Изучение темы 1 «Методы анализа» следует начать с классификации методов анализа (химические, физические и физико-химические), их особенностей.

Изучив классификацию методов анализа аналитической химии, ознакомьтесь с особенностями качественного анализа, методами этого анализа, обратите внимание на специфику дробного и систематического анализа, понятие «аналитическая реакция», ее признаки и условия протекания.

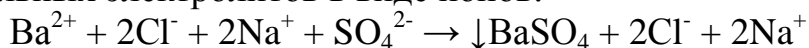
Далее рекомендуется приступить к изучению классификаций катионов (сульфидная, кислотнo-основная) и более подробно рассмотреть 1 и 2 аналитические группы катионов по сульфидной классификации: состав группы, групповой реактив, характеристика солей, значение катионов в пищевой промышленности и биохимических процессах, реакции осаждения катионов групповым реактивом (молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения реакций). По такой же схеме изучить и классификацию анионов (1 и 2 аналитические группы анионов): состав группы, групповой реактив, характеристика солей, значение анионов в пищевой промышленности, реакции осаждения анионов групповым реактивом.

Записывать уравнения реакций осаждения ионов групповым реактивом следует в трех формах: молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное.

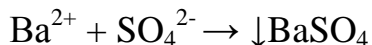
В целях предупреждения ошибок при составлении ионных уравнений реакций вначале запишите молекулярное уравнение реакций. Например:



Затем это равенство записывается так, чтобы формулы нерастворимых, газообразных веществ и слабых электролитов остались в молекулярном виде, а сильных электролитов в виде ионов:



Сократите в левой и правой части ионы, не претерпевшие изменения. В результате получаем запись, которая отражает сущность происходящих реакций:



Поступая таким образом, вы научитесь правильно составлять окончательные ионные уравнения. Это необходимо, так как все реакции в водных растворах электролитов протекают обычно между ионами, а не молекулами.

Рассмотрев основные методы качественного анализа, обратите внимание на методы количественного анализа, основные условия его проведения; ознакомьтесь с основным лабораторным оборудованием, используемым в количественном анализе.

Литература: [4, с.12 – 25, 39 – 50, 62 – 68, 150 – 162].

Вопросы для самоконтроля

1. Изложите особенности качественного и количественного анализа.
2. Опишите сульфидную классификацию катионов.
3. Объясните, на чем основано определение катионов 1 группы. Почему эта группа катионов не имеет группового реактива?
4. Охарактеризуйте 2 аналитическую группу катионов.
5. Составьте уравнения реакций осаждения катионов 2 группы.
6. Классифицируйте анионы и укажите признак классификации.
7. Составьте уравнения реакций осаждения анионов 1 и 2 групп.

Тема 2 Гравиметрический анализ

Вначале рекомендуется изучить теоретические основы гравиметрического анализа, типы весовых определений. Обратите внимание на основные операции гравиметрического анализа, порядок их выполнения.

После изучения теоретических основ гравиметрического анализа научитесь выполнять расчеты в гравиметрическом методе анализа. Для этого можете воспользоваться методическими рекомендациями по решению задач гравиметрического анализа, приведенными ниже.

2.1 Методические рекомендации по решению задач

Весовые определения разнообразны, но их можно разделить на 3 типа.

I тип. Когда определяемая составная часть количественно выделяется из анализируемого вещества в свободном виде и взвешивается.

По этому типу делают анализы на зольность, содержание СаО в кальците, MgO в магнезите.

Расчет массовой доли ω , % ведут по формуле;

$$\omega = \frac{m_{\text{остатка}} \cdot 100}{m_{\text{навески}}}$$

где $m_{\text{остатка}}$ - масса остатка после прокаливания до постоянной массы.
 $m_{\text{навески}}$ - масса навески, взятая для анализа.

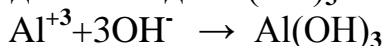
II мин. Когда определяемая составная часть полностью удаляется из анализируемого вещества, а остаток взвешивается. Расчет массовой доли ω , % ведут по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{остатка}} \cdot 100}{m_{\text{навески}}}$$

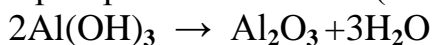
где $m_{\text{остатка}}$ - разность между массой навески до и после высушивания.
 $m_{\text{навески}}$ - масса навески, взятая для анализа.

По этому типу анализируют сырье на содержание гигроскопической воды (влажность), также определяют кристаллизационную воду в кристаллогидратах (типа $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), CO_2 в кальците, магнезите.

III мин. Когда определяемую составную часть связывают в химическое соединение, в виде которого она будет выделена и взвешена. Образовавшийся при этом осадок в большинстве случаев прокаливают. При этом аморфные осадки изменяют свой химический состав, теряя воду, а кристаллические - нет. Вследствие этого различают две формы анализируемого вещества: осаждаемую и весовую. Например: при анализе сплава на содержание Al его осаждают в виде $\text{Al}(\text{OH})_3$



При прокаливании $\text{Al}(\text{OH})_3$ разлагается



$\text{Al}(\text{OH})_3$ - осаждаемая форма

Al_2O_3 - весовая форма

Иногда химический состав осаждаемой и весовой форм одинаков. Например, при определении бария в солях бария осаждаемая и весовая форма в этом случае BaSO_4 Расчет массовой доли ω , % ведут по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{осадка}} \cdot 100 \cdot F}{m_{\text{навески}}}$$

где $m_{\text{осад}}$ - масса осадка, получаемого в результате прокаливания до постоянной массы;

$m_{\text{навески}}$ - масса навески анализируемого вещества, взятая для анализа;

F – фактор пересчета, равный отношению молярной массы определенного вещества к молярной массе весовой формы.

По этому типу в основном делают все анализы, когда нужно определить составную часть смеси (сплава).

Кроме расчета массовой доли компонента часто приходится рассчитывать массу навески анализируемого вещества. При этом необходимо учесть, что, если не известна масса остатка для I и II весовых определений, то ее принимаем 0,01-0,1 г. Для III типа определений массу осадка принимаем (если она не известна) в зависимости от формы осадка:

для кристаллических 0,3-0,5 г

для аморфных 0,1-0,3 г

В гравиметрическом анализе часто приходится рассчитывать объем растворителя (осадителя). Теоретической основой этих расчетов является закон эквивалентов: все вещества реагируют друг с другом нацело в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Причем, если растворитель (осадитель) вещество летучее, его берут в два-три раза больше рассчитанного, если нелетучее в полтора раза больше рассчитанного.

Расчет массы, фактора пересчета проводят с точностью до того знака + 0,0002г.

Расчет массовой доли, объема осадителя (растворителя) выполняют с точностью не более одной - двух значащих цифр.

ПРИМЕР 2.1.2. Рассчитать массу навески известняка для анализа на содержание влаги, если предполагаемая влажность образца около 10%.

Решение.

Это определение относится ко II типу, поэтому применяем формулу

$$\omega = \frac{m_{\text{остатка}} \cdot 100}{m_{\text{навески}}}$$

отсюда

$$m_{\text{навески}} = \frac{m_{\text{остатка}} \cdot 100}{\omega}$$

Так как масса остатка по условию не дана, принимаемой ее равной 0,1 г

$$m_{\text{навески}} = \frac{0,1 \cdot 100}{10} = 1 \text{ г}$$

Масса навески известняка для анализа должна быть 1 г.

ПРИМЕР 2.1.3. Какую массу навески угля следует взять для анализа на зольность, если она составляет около 15%

Решение.

Определение относится к I типу, поэтому можем воспользоваться соответствующей формулой для этого типа. Соответственно можем принять массу остатка равной 0,1г., так как она не дана.

$$\omega = \frac{m_{\text{остатка}} \cdot 100}{m_{\text{навески}}}$$

Отсюда

$$m_{\text{навески}} = \frac{m_{\text{остатка}} \cdot 100}{\omega} = \frac{0,1 \cdot 100}{15} = 0,7 \text{ г}$$

Навеску угля следует взять массой 0,7 г.

ПРИМЕР 2.1.4. Рассчитать массу навески силикатной породы содержащей около 5% CaO, которая необходима для определения кальция в виде CaSO₄, если масса осадка CaSO₄ - 0,3 г.

Дано.

$$\begin{array}{l} m_{\text{осадка}} = 0,3 \text{ г} \\ \omega_{\text{CaO}} = 5 \% \\ m_{\text{навески}} - ? \end{array}$$

Решение.

Определение относится к III типу, поэтому воспользуемся соответствующей формулой для этого типа

$$\omega = \frac{m_{\text{осадка}} \cdot 100 \cdot F}{m_{\text{навески}}}$$

$$F = \frac{M(\text{CaO})}{M(\text{CaSO}_4)}$$

$$F = M(\text{CaSO}_4) = 56,68/136,14 = 0,4119$$

$$M(\text{CaO}) = 56,68 \text{ г.моль}^{-1}; M(\text{CaSO}_4) = 136,14 \text{ г.моль}^{-1}$$

$$m_{\text{навески}} = 0,4119 \cdot 0,3 \cdot 100/5 = 2,5 \text{ г}$$

Масса навески силикатной породы, взятой для анализа, должна быть 2,5г.

ПРИМЕР 2.1.5. Рассчитать факторы пересчета при определении

а) S по BaSO₄

б) Al по Al₂O₃

Решение.

а) Рассчитываем фактор пересчета: $F = A_{\text{г}}(\text{S})/M_{\text{г}}(\text{BaSO}_4)$

$$A_{\text{г}}(\text{S}) = 32$$

$$M_{\text{г}}(\text{BaSO}_4) = 233$$

$$F = S / \text{BaSO}_4 = 32/233 = 0,1374$$

б) Рассчитаем фактор пересчета: $F = 2 A_{\text{г}}(\text{Al})/M_{\text{г}}(\text{Al}_2\text{O}_3)$, так как в числителе и знаменателе должно быть одинаковое число атомов.

$$A_{\text{г}}(\text{Al}) = 27$$

$$M_{\text{г}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102$$

$$F = 2 \text{ Al} / \text{Al}_2\text{O}_3 = 54 / 102 = 0,5293$$

ПРИМЕР 2.1.6. Определить массовую долю хлора в хлористом натрии (NaCl), если навеска ее 0,1245 г осаждена азотнокислым серебром (AgNO₃), а масса весовой формы равна 0,1563 г.

Дано:

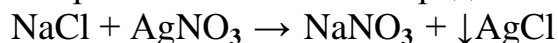
$$m_{\text{н}} = 0,1245 \text{ г}$$

$$m_{\text{вф}} = 0,1563 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{Cl}} - ?$$

Решение.

Это третий тип весовых определений



$$\omega_{\text{Cl}} = F \frac{A_{\text{г}}(\text{Cl})}{A_{\text{г}}(\text{AgCl})} \cdot \frac{m_{\text{осадка}} \cdot 100}{m_{\text{навески}}}$$

$$F \frac{A_{\text{г}}(\text{Cl})}{A_{\text{г}}(\text{AgCl})} = A(\text{Cl})/M(\text{AgCl}) = 35,5/143,5 = 0,2473$$

$$\omega_{\text{Cl}} = \frac{0,1563 \cdot 0,2473 \cdot 100}{0,1245} = 29\%$$

A(Cl) - атомная масса хлора - 35,5 г.моль⁻¹

M(AgCl) - молярная масса AgCl - 143,5 г.моль⁻¹

Ответ: 29%

ПРИМЕР 2.1.7. Навеска 0,5062 г магнезита высушена при 15°C до постоянной массы 0,5043 г. Высушенный образец прокален, после чего масса стала 0,2512г. Вычислить массовую долю

а) гигроскопической влаги;

б) CO₂

Дано.

m_H = 0,5062 г (до выпаривания)

m_H = 0,5043 г (после высушивания)

m_{осад} = 0,2512 (после прокаливания)

ω(CO₂) - ?

ω(H₂O) - ?

m_{осадка} = m_{навески} (до выпаривания) - m_{навески} (после высушивания) = 0,50620 - 0,5043 = 0,0019 г

ω(H₂O) = 0,0019·100/0,5062 = 0,375%

ω(CO₂) = $\frac{m_{\text{осадка}} \cdot 100}{m_{\text{навески}}}$ = (0,5043 - 0,2512)·100/0,5062 = 50%

Ответ: ω(H₂O) = 0,375%, ω(CO₂) = 50%.

ПРИМЕР 2.1.8. Какой объем 10%-ного раствора H₂SO₄ пойдет на растворение 0,2 г железа.

Решение.

Fe + H₂SO₄ → FeSO₄ + H₂↑ (уравнение реакции, проходящей при растворении)

1) Используя закон эквивалентов, определим массу в граммах

M(f_{экв}(Fe)Fe) = f_{экв}(Fe)·M(Fe) = 56 г·моль⁻¹

M(f_{экв}(H₂SO₄) H₂SO₄) = f_{экв}(H₂SO₄)·M(H₂SO₄) = 1/2 M(H₂SO₄) = 49 г·моль⁻¹

Рассмотрим соотношение

M(Fe) ————— M(1/2H₂SO₄)
m(Fe) ————— m(H₂SO₄)

Отсюда

m(H₂SO₄) = 0,2·49/56 = 0,175 г

2) Так как серная кислота не 100%, а 10%, сделаем пересчет. Масса серной кислоты будет равна

m(H₂SO₄) = 0,175·100/10 = 1,75 г

3) Чтобы перейти к объему; воспользуемся формулой

V(H₂SO₄) = $\frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\rho}$ (см³)

где ρ - плотность H₂SO₄ для разбавленных растворов, равная 1г/см³.

V - объем H₂SO₄

V(H₂SO₄) = 1,75/1 = 1,75 см³

Учитывая, что объем растворителя должен быть в 2-3 раза больше иного, ответ будет таким:

V(H₂SO₄) = 2·1,75 = 3,5 см³

Литература: [1, с. 11 – 64].

Вопросы для самоконтроля

1. Раскройте сущность гравиметрического метода анализа.
2. Опишите типы количественных определений, которые можно проводить при помощи гравиметрического анализа.
3. Как рассчитывается навеска вещества, необходимая для анализа, например, золы?
5. Объясните, что собой представляет весовая, осаждаемая форма.
6. Изложите требования, которым должна удовлетворять осаждаемая, весовая форма вещества.
7. Опишите применение гравиметрического метода анализа в контроле качества пищевых производств.

Тема 3 Титриметрический (объёмный) анализ

Изучать данную тему необходимо в следующем порядке:

1. Сущность титриметрического анализа, основные операции титриметрии.
2. Требования к реакциям, применяемым в титриметрическом анализе.
3. Стандартные растворы. Измерение объемов. Техника титрования. Методы установления точек эквивалентности. Индикаторы.
4. Классификация методов титриметрического анализа.
5. Расчеты в титриметрическом анализе.

Обратите внимание на понятие «концентрация растворов» и способы ее выражения в титриметрическом методе анализа (молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, массовая концентрация, титр), поправочный коэффициент к молярной концентрации эквивалента (нормальности).

Прежде, чем приступить к выполнению домашней контрольной работы, изучите основные количественные характеристики, используемые в титриметрии (количество вещества, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества и т.д.), разберите типичные задачи, примеры решения которых приводятся в пункте 3.1 «Методические рекомендации по решению задач».

При изучении темы: «Различные способы выражения концентрации растворов» следует запомнить, что: $M(x)$ - масса одного моля вещества.

Молярную массу M , г/моль находят как отношение массы (m) вещества и его количеству в молях:

$$M(x) = \frac{m}{n(x)}$$

где m - масса порции вещества, г;

$n(x)$ - количество вещества, моль.

ПРИМЕР: $M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ г.моль}^{-1}$

$M(\text{Cl}_2) = 70,916 \text{ г.моль}^{-1}$

$M(\text{H}^+) = 1,0074 \text{ г.моль}^{-1}$

Количество вещества – моль, содержащее столько реальных или условных частиц, сколько атомов содержится в 0,012 г.углерода-12.

При использовании моля как единицы количества вещества следует чётко указать, какие именно реальные или условные частицы имеются в виду.

Символ количества вещества – n ; количество вещества X записывается как $n(x)$.

ПРИМЕР: $n(\text{Mn}^{2+}) = 5$ моль; $n(\text{KMnO}_4) = 0,1$ моль

Фактор эквивалентности – число, обозначающие, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Символ = $F(x)$

$F_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$ (кислая среда)

Фактор эквивалентности рассчитывают на основании стехиометрии данной реакции. Реакция обязательно должна быть указана.

Молярная масса эквивалента вещества X - масса одного моля эквивалента этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества X

$M(F_{\text{экв}}(x)x) = F_{\text{экв}}(x) \cdot M(x)$

ПРИМЕР. $M(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1/2 M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 45,02 \text{ г.моль}^{-1}$. Молярная масса эквивалента численно равна прежнему грамм-эквиваленту вещества (X).

Эквивалент - реальная или условная частица вещества X , которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному иону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции одному электрону

$F(\text{экв})(x)x$

ПРИМЕР: $F_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4)\text{KMnO}_4 = 1/5 \text{ KMnO}_4$ (кислая среда)

Массовая доля - отношение массы данного компонента, содержащегося в системе, к общей массе этой системы

$$\omega_g = \frac{m_B}{m_{p-ra}}$$

Массовую долю можно выразить в процентах, тогда это отношение умножаем на 100:

$$\omega_g = \frac{m_B \cdot 100}{m_{p-ra}}$$

где m_g - масса компонента, г

m_{p-ra} - масса раствора, г

Молярная концентрация - отношение количества вещества (X) в молях содержащегося в системе (например, в растворе), к объему этой системы. Расчет молярной концентрации C , моль/дм³ ведут по формуле:

$$C(x) = \frac{n(x)}{V}$$

где $C(x)$ - молярная концентрация, моль/дм⁻³

$n(x)$ - количество вещества X, моль

V - объем, (дм³)

ПРИМЕР: $C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/дм⁻³;

$C(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5$ моль/дм⁻³

Молярная концентрация эквивалента - отношение количества вещества эквивалента в системе к объему этой системы

$C(\text{Fэкв}(X)x)$ - молярная концентрация эквивалента (моль.дм⁻³, моль.см⁻³)

$N(\text{Fэкв}(x)x)$ - количества числа эквивалента (моль)

V - объём (дм³, см³)

ПРИМЕР: $C(1/5\text{KMnO}_4) = 0,1$ моль.дм⁻³ (кислая среда)

$C(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1\text{H}$ (в кислотно-основной реакции)

Раствор, содержащий 1 моль эквивалентов вещества X в 1 дм³ или 1 л, называют "нормальным" раствором этого вещества.

Например, 1н H_2SO_4 , т.е. 1 моль/дм⁻³ 1/2 молекулы H_2SO_4 .

При указании нормальной концентрации обязательно следует указывать конкретную реакцию, в которой данный нормальный раствор применяется.

Литература: [1, с. 92 – 118].

Вопросы для самоконтроля

1. Установите черты сходства и различия между гравиметрическим и титриметрическим методом анализа.
2. Объясните, как определяется $M(\text{Fэкв}(x)X)$ в реакциях ионного обмена, в реакциях окислительно-восстановительных.
3. Дайте определение понятиям «титрованный раствор», «титрование», «индикатор», «точка эквивалентности».
4. Трактуйте понятие «поправочный коэффициент» и объясните, как ведется расчет поправочного коэффициента.
5. Раскройте смысл понятий «титр рабочего вещества», «титр рабочего вещества по определяемому веществу».
6. Опишите процесс приготовления титрованных растворов.
7. Опишите сущность титрований: а) прямого; б) по остатку; в) методом замещения.
8. Определите, в каких объемных соотношениях реагируют между собой растворы, имеющие одинаковую молярную концентрацию эквивалента. Разную?
9. Охарактеризуйте методы установления точки эквивалентности при титровании.

3.1 Методические рекомендации по решению задач

Кроме рассмотренных ранее способов выражения концентрации растворов, в титриметрическом методе используется такое понятие как титр.

ТИТР РАСТВОРА - масса вещества X, содержащегося в одном кубическом сантиметре раствора.

Расчет титра T , г/см³ ведут по формуле:

$$T = \frac{m(x)}{V} \quad (1)$$

где $m(x)$ - масса вещества (X), г

V - объем раствора, см³

Титр $Tr.v.$, г/см³ рабочего вещества равен

$$Tr.v. = \frac{Cp.v. \cdot M(f_{\text{экв}}(p.v.)p.v.)}{1000} \quad (2)$$

где $Cp.v.$ - молярная концентрация эквивалента рабочего вещества, моль/дм.⁻³

$M(f_{\text{экв}}(p.v.)p.v.)$ - молярная масса эквивалента рабочего вещества, г/моль.

Титр рабочего вещества по определяемому веществу $Tr.v./o.v.$, г/см³ равен

$$Tr.v./o.v. = \frac{Cp.v. \cdot M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.)}{1000} \quad (3)$$

где $Cp.v.$ - молярная концентрация эквивалента рабочего вещества, моль/дм.⁻³;

$M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.)$ - молярная масса эквивалента определяемого вещества, г/моль⁻¹.

Если речь идет об одном веществе, то используют титр рабочего вещества; если одно вещество используют для определения второго, то для расчета пользуются титром по определяемому веществу. Титр рассчитывается с точностью до четвертого знака + 0,0002.

Для приготовления раствора заданного титра (Т) в объеме (V) рассчитывается масса навески химически чистого растворенного вещества.

$$m_{\text{навески}} = T \cdot V \text{ (г)}$$

Часто молярная концентрация эквивалента не дана, а дан титр раствора. Зная титр, можно легко определить молярную концентрацию эквивалента рабочего вещества.

$$Tr.v./o.v. = \frac{Cp.v. \cdot M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.)}{1000}$$

Отсюда

$$Cp.v. = \frac{Tr.v./o.v. \cdot 1000}{M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.)} \quad (4)$$

Иногда даны объемы реагирующих веществ и молярная концентрация эквивалента одного из реагирующих веществ, тогда соотношение будет таким:

$$\frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1} \quad (5)$$

где C_1 и C_2 – молярные концентрации реагирующих веществ, моль/дм³
 V_1 и V_2 – объемы реагирующих веществ, дм³

Выражение (5) представляет собой графическую запись закона эквивалентов.

Т.о. можно определить молярную концентрацию эквивалента другого вещества из формулы (5):

$$C_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1}$$

Приготовить раствор строго заданной концентрации не всегда удается, поэтому пользуются поправочным коэффициентом K , который рассчитывают по формуле:

$$K = \frac{C_{\text{практ}}}{C_{\text{станд}}} \quad (6)$$

где $C_{\text{практ}}$ - практически полученная молярная концентрация эквивалента рабочего вещества, моль/дм³;

$C_{\text{станд}}$ - стандартная молярная концентрация эквивалента рабочего вещества, моль/дм³.

С целью стандартизации расчетных формул в заводских химических лабораториях пользуются краткими величинами молярных концентраций эквивалента рабочих растворов, чаще всего 0,01 моль/дм³, 0,5 моль/дм³, 0,05 моль/дм³, 0,1 моль/дм³. Поправочный коэффициент величина всегда близкая к единице. Заключительным моментом в проведении анализа является расчёт массы определяемого вещества. В основу расчета массы $m_{o.v.}$, г положена формула:

$$m_{o.v.} = Tr.v./o.v. \cdot V_{p.p.} \quad (7)$$

или

$$m_{o.v.} = \frac{C_{p.p.} \cdot M(f_{эkv}(o.v.)o.v.) \cdot V_{p.p.}}{1000} \quad (7a)$$

где $Tr.v./o.v.$ – титр рабочего вещества по определяемому, г/см³;
 $V_{p.p.}$ – объем рабочего раствора, пошедший на титрование, см³;
 $C_{p.p.}$ – молярная концентрация эквивалента рабочего раствора, моль/дм⁻³;
 $M(f_{эkv}(o.v.)o.v.)$ – молярная масса эквивалента определяемого вещества, г/моль.

Формула 7 применяется в том случае, если для определения массы определяемого вещества используют всю навеску.

Часто для титрования отбирают с помощью пипетки часть всего объема раствора (аликвотный объем - $V_{алиkv}$).

Расчет массы определяемого вещества, содержащегося во взятой для анализа навеске, $m_{o.v.}$, г производят по формуле:

$$m_{o.v.} = Tr.v./o.v. \cdot V_{p.p.} \cdot \frac{V_{обш}}{V_{алиkv}} \quad (8)$$

или

$$m_{o.v.} = \frac{C_{p.p.} \cdot M(f_{эkv}(o.v.)o.v.) \cdot V_{p.p.} \cdot V_{обш}}{1000 \cdot V_{алиkv}} \quad (8a)$$

где $C_{p.p.}$ – молярная концентрация эквивалента рабочего раствора, моль/дм³;

$M(f_{эkv}(o.v.)o.v.)$ – молярная масса эквивалента определяемого вещества, г/ моль;

$V_{p.p.}$ – объём рабочего раствора, пошедший на титрование, см³;

$V_{обш}$ – объем мерной колбы, в которой растворена навеска, см³;

$V_{алиkv}$ – аликвотный объем, взятый для титрования, см³.

Результаты анализов, проводимых в заводских лабораториях, выражают в виде массовой доли определяемого компонента в навеске определяемого вещества. Расчет массовой доли определяемого вещества $\omega_{o.v.}$, % производят по формулам:

$$\omega_{o.v.} = Tr.v./o.v. \cdot V_{p.p.} \cdot \frac{100}{m_{o.v.}} \quad (9)$$

$$\omega_{o.v.} = \frac{C_{p.p.} \cdot M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.) \cdot V_{p.p.} \cdot 100}{1000 \cdot m_{o.v.}} \quad (9a)$$

где $Tr.v./o.v.$ – титр рабочего вещества по определяемому, г/см³;
 $V_{p.p.}$ – объем рабочего раствора, пошедший на титрование, см³;
 $C_{p.p.}$ – молярная концентрация эквивалента рабочего раствора, моль/дм⁻³;
 $M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.)$ – молярная масса эквивалента определяемого вещества, г/моль.
 $m_{o.v.}$ – масса навески определяемого вещества, г;

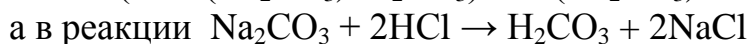
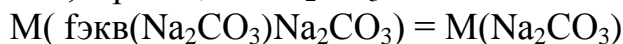
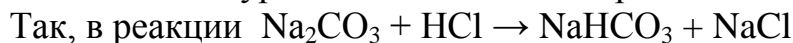
Зачастую для титрования используется аликвотная часть приготовленного раствора. При титровании только части объема $V_{\text{аликвот}}$, дм³ приготовленного раствором анализированной навески, для расчета массовой доли анализируемого вещества $\omega_{o.v.}$, % применяется следующая формула:

$$\omega_{o.v.} = \frac{Tr.v./o.v. \cdot V_{p.p.} \cdot V_{\text{общ}} \cdot 100}{V_{\text{аликв}} \cdot m_{o.v.}} \quad (10)$$

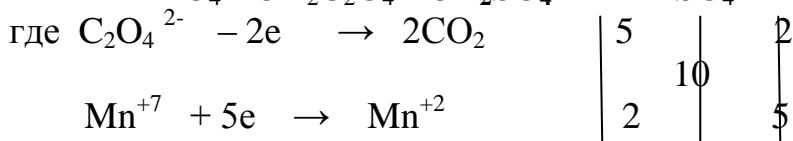
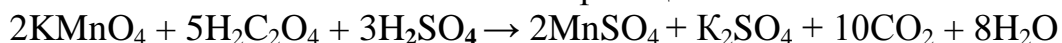
$$\omega_{o.v.} = \frac{C_{p.p.} \cdot M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.) \cdot V_{p.p.} \cdot V_{\text{общ}} \cdot 100}{1000 \cdot m_{o.v.} \cdot V_{\text{аликв}}} \quad (10a)$$

где $Tr.v./o.v.$ – титр рабочего вещества по определяемому, г/см³;
 $V_{p.p.}$ – объем рабочего раствора, пошедший на титрование, см³;
 $V_{\text{общ}}$ – объем приготовленного раствора, дм³;
 $V_{\text{аликв}}$ – аликвотный объем, взятый для титрования, дм³;
 $C_{p.p.}$ – молярная концентрация эквивалента рабочего раствора, моль/дм⁻³;
 $M(f_{\text{экв}}(o.v.)o.v.)$ – молярная масса эквивалента определяемого вещества, г/моль.
 $m_{o.v.}$ – масса навески определяемого вещества, г;

При определении молярной массы эквивалента в методе нейтрализации и оксидиметрии возникают определенные трудности. Поэтому нужно обязательно записывать уравнения химических реакций.



а для окислительно-восстановительной реакции



ПРИМЕР 3.1.1 Вычислить титр раствора, содержащего 5г. Na_2CO_3 в 500 мл раствора воды.

Дано.

$$m(\text{соли}) = 5 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ мл}$$

$$T(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

Решение.

Для решения воспользуемся формулой 1

$$T(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

$$T(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5/500 = 0,01 \text{ г/см}^3$$

ПРИМЕР 3.1.2 Для титрования KCl необходим раствор AgNO_3 , молярная концентрация эквивалента которого $0,0036 \text{ моль/дм}^3$. Определите титр AgNO_3 по KCl

Дано.

$$C(\text{AgNO}_3) = 0,0036 \text{ моль/дм}^3$$

$$T(\text{AgNO}_3/\text{KCl}) - ?$$

Решение.

Для решения воспользуемся формулой 3

$$\text{Тр.в./о.в.} = \frac{\text{Ср.в.} \cdot M(\text{фэкв(о.в.)о.в.})}{1000} =$$

$$= 0,0036 \cdot 74,5/1000 = 0,000268 \text{ г/см}^3$$

ПРИМЕР 3.1.3 Рассчитать титр раствора NaOH , молярная концентрация эквивалента которого $0,12 \text{ моль/дм}^3$

Дано.

$$C(\text{NaOH}) = 0,12 \text{ моль/дм}^3$$

$$T(\text{NaOH}) - ?$$

Решение.

Для решения воспользуемся формулой 2

$$\text{Тр.в.} = \frac{\text{Ср.в.} \cdot M(\text{фэкв(р.в.)р.в.})}{1000}$$

$$M(\text{фэкв}(\text{NaOH})\text{NaOH}) = M(\text{NaOH})/1 = 40$$

$$T(\text{NaOH}) = 0,12 \cdot 40/1000 = 0,0048 \text{ г/см}^3$$

г/моль

ПРИМЕР 3.1.4 Титр раствора HCl $0,03647 \text{ г/см}^3$. Чему равен его титр по KOH ?

Дано.

$$T(\text{HCl}) = 0,03647 \text{ г/см}^3$$

$$T(\text{HCl}/\text{KOH}) - ?$$

Решение.

Для определения $T \text{ HCl}/\text{KOH}$ воспользуемся формулой 3

$$\text{Тр.в./о.в.} = \frac{\text{Ср.в.} \cdot M(\text{фэкв(о.в.)о.в.})}{1000}$$

$$T(\text{HCl}/\text{KOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot M(\text{фэкв}(\text{KOH})\text{KOH})}{1000}$$

Чтобы найти нужный титр, необходимо определить $C(\text{HCl})$. Для этого воспользуемся формулой 4.

$$C(\text{HCl}) = \frac{T(\text{HCl}) \cdot 1000}{M(\text{фэкв}(\text{HCl})\text{HCl})}$$

$$M(\text{фэкв}(\text{HCl})\text{HCl}) = M/1 = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{фэкв}(\text{KOH})\text{KOH}) = M/1 = 56 \text{ г/моль}$$

$$1. C(\text{HCl}) = 0,03647 \cdot 1000/36,5 = 0,9991 \text{ моль/дм}^3$$

$$2. T(\text{HCl}/\text{KOH}) = 0,9991 \cdot 56/1000 = 0,0559 \text{ г/см}^3$$

ПРИМЕР 3.1.5 На титрование 25 мл раствора HCl, молярная концентрация эквивалента которого 0,124 моль/дм³, израсходовано 23,42 мл раствора KOH. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора KOH.

Дано. $V(\text{HCl}) = 25 \text{ мл}$ $C(\text{HCl}) = 0,124 \text{ моль/дм}^3$ $V(\text{KOH}) = 23,42 \text{ мл}$ $C(\text{KOH}) - ?$	Решение. Для решения задачи воспользуемся формулой 5 $C(\text{KOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{KOH})}$
--	--

отсюда $C(\text{KOH}) = 25 \cdot 0,124 / 23,42 = 0,132 \text{ моль/дм}^3$

ПРИМЕР 3.1.6 Сколько миллилитров раствора H₂SO₄, молярная концентрация эквивалента которого 0,1 моль/дм³, потребуется для нейтрализации 40 мл раствора щелочи, молярная концентрация эквивалента которого 0,15 моль/дм³.

Дано. $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$ $C(\text{NaOH}) = 0,15 \text{ моль/дм}^3$ $V(\text{NaOH}) = 40 \text{ мл}$ $V(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$	Решение. Для решения задачи используем формулу 5 $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{C(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,15 \cdot 40 / 0,1 = 60 \text{ мл}$
--	--

ПРИМЕР 3.1.7 При установке молярной концентрации эквивалента раствора получили величину 0,0898 моль/дм³. Найти поправочный коэффициент этого раствора к раствору, имеющему молярную концентрацию эквивалента 0,1 моль/дм³.

Дано. $C_{\text{практ}} = 0,0898 \text{ моль/дм}^3$ $K - ?$	Решение. Для решения задачи используем формулу 6 $K = \frac{C_{\text{практ}}}{C_{\text{станд}}} = 0,0898 / 0,1 = 0,898$
---	---

ПРИМЕР 3.1.8 Определить K(HCl), если T(HCl) = 0,001842 г/см³

Дано. $T(\text{HCl}) = 0,001842 \text{ г/см}^3$ $K(\text{HCl}) - ?$	Решение. Воспользуемся формулой 6 $K = \frac{C_{\text{практ}}}{C_{\text{станд}}}$ $C(\text{HCl})_{\text{практ}} \text{ найдем из формулы 4}$ $C(\text{HCl})_{\text{практ}} = \frac{T(\text{HCl}) \cdot 1000}{M(f_{\text{экв}}(\text{HCl})\text{HCl})}$ $M(f_{\text{экв}}(\text{HCl})\text{HCl}) = M(\text{HCl}) / 1 = 36,5 \text{ г/моль}$
---	--

1. $C(\text{HCl})_{\text{практ}} = 0,001842 \cdot 1000 / 36,5 = 0,0504 \text{ моль/дм}^3$
2. $K(\text{HCl}) = 0,0504 / 0,05 = 1,0093$

ПРИМЕР 3.1.8 Сколько граммов серной кислоты необходимо для приготовления 200 мл раствора, молярная концентрация эквивалента которого 0,12 моль/дм³.

Дано.
 $V = 200$ мл
 $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,12$ моль/дм³
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$

Решение.
 Для решения воспользуемся формулой 7.
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = T(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V$
 Используя формулу 2, распишем

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{f}_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V}{1000}$$

$$M(\text{f}_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2 = 98/2 = 49 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,12 \cdot 49 \cdot 200/1000 = 1,176 \text{ г}$$

ПРИМЕР 3.1.9 Рассчитать массу Na_2CO_3 в растворе, на титрование которого расходуется 15 мл соляной кислоты, молярная концентрация эквивалента которой 0,1 моль/дм³.

Дано.
 $V(\text{HCl}) = 15$ мл
 $C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/дм³
 $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$

Решение.
 Определяемое вещество Na_2CO_3
 Рабочий раствор HCl
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaCl}$
 Для решения применим формулу 7.
 $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = T(\text{HCl}/\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{HCl})$
 или распишем титр

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot M(\text{f}_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{HCl})}{1000}$$

$$M(\text{f}_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106/2 = 53 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \cdot 53 \cdot 15/1000 = 0,0795 \text{ г}$$

ПРИМЕР 3.1.10 Навеску серебряного сплава растворили в азотной кислоте, и раствор разбавили в колбе на 250 мл. На титрование 20 мл полученного раствора расходуется 20,2 мл раствора KCl , молярная концентрация эквивалента которого 0,05 моль/дм³. Вычислите массу серебра в сплаве.

Дано.
 $V_{\text{общ}} = 250$ мл
 $V_{\text{аликв}} = 20$ мл
 $V(\text{KCl}) = 20,2$ мл
 $C(\text{KCl}) = 0,05$ моль/дм³
 $m(\text{Ag}) - ?$

Решение.
 Применяем формулу 8а

$$m(\text{Ag}) = \frac{C(\text{KCl}) \cdot M(\text{f}_{\text{экв}}(\text{Ag}) \cdot \text{Ag}) \cdot V(\text{KCl}) \cdot V_{\text{общ}}}{1000 \cdot V_{\text{аликв}}}$$

$$M(\text{f}_{\text{экв}}(\text{Ag}) \cdot \text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Ag}) = 0,05 \cdot 108 \cdot 20,2 \cdot 250/1000 \cdot 20 = 1,3865 \text{ г}$$

ПРИМЕР 3.1.11 На титрование 20 мл раствора NaOH расходуется 22,4 мл раствора HCl ($K = 0,933$ к 0,1 моль/дм³) Сколько граммов NaOH содержалось в 1000 мл раствора?

Дано.
 $V_{\text{аликв}} = 20$ мл
 $V_{\text{общ}} = 1000$ мл
 $V(\text{HCl}) = 22,4$ мл
 $C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/дм³

Решение.
 Воспользуемся формулой 8а

$$m(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot M(\text{f}_{\text{экв}} \text{NaOH}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot V_{\text{общ}}}{1000 \cdot V_{\text{аликв}}}$$
 Так как молярная концентрация эквивалента для

$$K(\text{HCl}) = 0,933$$

HCl дана с поправкой, то

$$\frac{m(\text{NaOH}) - ?}{m(\text{NaOH}) - ?}$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot K(\text{HCl}) \cdot M(\text{ фэкв NaOH}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot V_{\text{общ}}}{1000 \cdot V_{\text{аликв}}}$$

$$M(\text{ фэкв}(\text{NaOH})\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 0,933 \cdot 22,4 \cdot 40 \cdot 1000 / 100 \cdot 20 = 4,178 \text{ г}$$

ПРИМЕР 3.1.12 Навеску раствора H_2SO_4 , молярная концентрация эквивалента которого $0,5 \text{ моль/дм}^3$, оттитровали 10 мл раствора KOH, молярная концентрация эквивалента которого $0,2 \text{ моль/дм}^3$. Определить массовую долю серной кислоты в анализируемом растворе.

Дано.	Решение.
$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ г}$	Воспользуемся формулой 9а
$V(\text{KOH}) = 10 \text{ мл}$	$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C(\text{KOH}) \cdot M(\text{ фэкв H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{KOH}) \cdot 100}{1000 \cdot m(\text{H}_2\text{SO}_4)}$
$C(\text{KOH}) = 0,2 \text{ моль/дм}^3$	$M(\text{ фэкв}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2 = 49 \text{ г/моль}$
$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$	$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 49 \cdot 100 \cdot 10 / 1000 \cdot 0,5 = 19,6\%$

ПРИМЕР 3.1.13 Навеска каустической соды (NaOH) массой 3,0310 г растворена и оттитрована соляной кислотой. На титрование пошло 25,80 мл раствора HCl с титром $0,0351 \text{ г/см}^3$. Определить массовую долю едкого натра в образце.

Дано.	Решение.
$m(\text{NaOH}) = 3,0310 \text{ г}$	Используем формулу 9а
$V(\text{HCl}) = 26,80 \text{ мл}$	$\omega(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot M(\text{ фэкв NaOH}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 100}{1000 \cdot m(\text{NaOH})}$
$T(\text{HCl}) = 0,0351 \text{ г/см}^3$	$M(\text{ фэкв}(\text{NaOH})\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$
$\omega(\text{NaOH}) - ?$	$C(\text{HCl})$ найдём из формулы 4
	$C(\text{HCl}) = \frac{T(\text{HCl}) \cdot 1000}{M(\text{ фэкв}(\text{HCl})\text{HCl})}$
	$M(\text{ фэкв HCl}) = M(\text{HCl})/1 = 36,5 \text{ г/моль}$
	1. $C(\text{HCl}) = 0,0351 \cdot 1000 / 36,5 = 0,9616 \text{ моль/дм}^3$
	2. $\omega(\text{NaOH}) = 0,9616 \cdot 40 \cdot 26,80 \cdot 100 / 1000 \cdot 3,0310 = 34,0\%$

ПРИМЕР 3.1.14 Определить массовую долю $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в технической известковой кислоте, если на титрование 20 мл раствора, приготовленного растворением 1,6 г в 250 мл, расходуется 19 мл раствора KOH, молярная концентрация эквивалента которого $0,1 \text{ моль/дм}^3$.

Дано.	Решение.
$V_{\text{общ}} = 250 \text{ мл}$	Для решения воспользуемся формулой 10а
$V_{\text{аликв}} = 20 \text{ мл}$	$\omega(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{C(\text{KOH}) \cdot M(\text{ фэкв}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})) \cdot V(\text{KOH}) \cdot V_{\text{общ}} \cdot 100}{1000 \cdot V_{\text{аликв}} \cdot m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}$
$V(\text{KOH}) = 19,0 \text{ мл}$	$M(\text{ фэкв}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})) = 126/2 = 63 \text{ г/моль}$
$C(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$	$\omega(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 63 \cdot 10 \cdot 250 \cdot 100 / 1000 \cdot 20 \cdot 1,6 =$
$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 1,6 \text{ г}$	$= 93,5\%$
$\omega(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) - ?$	

Ответ: 93,5%

Если в условии указана поправка к молярной концентрации эквивалента, то ее нужно учесть.

ПРИМЕР 3.1.15 Навеска буры 4.7840 г растворена в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25 мл приготовленного раствора буры израсходовано 24.4 мл раствора HCl с поправочным коэффициентом $K=0.987$ к 0.1 моль/дм³ раствора. Определить массовую долю буры в анализируемой навеске.

Дано.	Решение.
$m_{\text{буры}} = 4,7840$ г	Формула буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
$V_{\text{общ}} = 250$ мл	Поэтому
$V_{\text{аликв}} = 25$ мл	$M(\text{fэкв}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})) = M_{\text{буры}}/2 = 358/2 = 191 \text{ г/моль}$
$V(\text{HCl}) = 24,4$ мл	$\omega_{\text{буры}} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot K \cdot M(\text{fэкв}(\text{буры})) \cdot V(\text{HCl}) \cdot V_{\text{общ}} \cdot 100}{1000 \cdot V_{\text{аликв}} \cdot m_{\text{буры}}}$
$C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/дм ³	$\omega_{\text{буры}} = 0,1 \cdot 0,987 \cdot 191 \cdot 2,44 \cdot 250 \cdot 100 / 1000 \cdot 25 \cdot 4,7840 =$
$K(\text{HCl}) = 0,987$	$= 95,96\%$
$\omega_{\text{буры}} - ?$	

ПРИМЕР 3.1.16 Навеска технического тиосульфата натрия массой 8.4 г растворена в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25 мл этого раствора затрачено 30.5 мл раствора йода с поправкой 0.986 к 0.1 моль/дм³. Рассчитать массовую долю тиосульфата в образце.

Дано.	Решение.
$V_{\text{аликв}} = 25$ мл	$2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{NaI}$
$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 8,4$ г	Из уравнения реакции видно, что
$V_{\text{общ}} = 250$ мл	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} - 2e \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
$V(\text{I}_2) = 30,5$ мл	$\text{I}_2 + 2e \rightarrow 2\text{I}^-$
$K = 0,986$	поэтому $M(\text{fэкв}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O})) = M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O})/1$
$\omega_{\text{тиосульфата}} - ?$	$= 248 \text{ г/моль}$

Каждый ион серы в тиосульфате отдаёт один электрон. Для решения воспользуемся формулой 10а

$$\omega_{\text{тиосульфата}} = \frac{K \cdot C(\text{I}_2) \cdot M(\text{fэкв}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O})) \cdot V(\text{I}_2) \cdot V_{\text{общ}} \cdot 100}{1000 \cdot V_{\text{аликв}} \cdot m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}$$
$$\omega_{\text{тиосульфата}} = 0,986 \cdot 0,1 \cdot 248 \cdot 30,5 \cdot 250 \cdot 100 / 1000 \cdot 25 \cdot 8,4 = 99,78\%$$

Тема 4 Метод кислотно-основного титрования

Изучение темы рекомендуется начать с рассмотрения теоретических основ метода кислотно-основного титрования (нейтрализации): основная реакция метода, используемые рабочие растворы, способы фиксирования точки эквивалентности, недостатки метода, области применения метода.

Обратите внимание на понятие «водородный показатель» (рН) и его значение в промышленности, химических и биологических процессах.

Изучая метод нейтрализации, важно знать кислотно-основные индикаторы (фенолфталеин, метиловый оранжевый, метиловый красный, лакмус и

т.д.): химическая природа индикатора (слабая органическая кислота или основание), интервал перехода окраски, показатель титрования. Обратите внимание на правильный выбор индикатора при титровании (кривые титрования).

После изучения теоретических основ метода кислотно-основного титрования рекомендуется обратить внимание на процесс гидролиза солей (4 варианта гидролиза) и его значение для процесса титрования.

Литература: [4, с. 83 – 86, 228 – 255].

Вопросы для самоконтроля

1. Перечислите основные рабочие растворы, используемые в методе нейтрализации.

2. Перечислите основные индикаторы, используемые в методе нейтрализации.

3. Трактуйте понятие «водородный показатель» (рН) и опишите его значение в промышленности, химических и биологических процессах.

4. Опишите способы фиксирования точки эквивалентности в методе нейтрализации.

5. Составьте уравнение реакции, на которой основан метод кислотно-основного титрования.

6. Составьте уравнения гидролиза следующих солей: KCl , $ZnSO_4$, NH_4Cl , Na_2CO_3 , CH_3COONH_4 .

Тема 5 Метод оксидиметрии

Поскольку в основе окислительно-восстановительных методов лежат реакции окисления-восстановления анализируемого вещества, начните изучение методов оксидиметрии с повторения основных положений окислительно-восстановительных процессов, изучаемых в темах.

После этого рекомендуется изучить классификацию методов оксидиметрии, обратив особое внимание на методы перманганатометрии и иодометрии.

Усвойте теоретические основы оксидиметрических методов, изучив по учебнику [4, с.255 – 261]. Очень важно научиться определять эквивалент окислителей и восстановителей [4, с.255].

При изучении перманганатометрического метода анализа особое внимание обратите на роль среды на процесс восстановления марганца [4, с.255-257].

При изучении иодометрического метода обратите особое внимание на обратимость реакции, лежащей в основе метода, и особенности определения окислителей и восстановителей. Обратите внимание на особенности приготовления растворов иода, тиосульфата натрия и условия их хранения.

При выполнении расчетов в методах оксидиметрии используйте основные формулы и примеры решения типовых задач, приведенные в пункте 3.1 «Методические рекомендации по решению задач».

Литература: [1, с. 114 – 125].
[4, с. 255 – 264].

Вопросы для самоконтроля

1. Объясните, как вычислить $M(\text{экв}(\text{KMnO}_4)/\text{KMnO}_4)$ в различных средах.
2. Опишите количественные определения, которые можно проводить методом перманганатометрии, и укажите методы титрования, применяющиеся при этом.
3. Объясните, как устанавливается титр перманганата калия.
4. Объясните, зависит ли величина титра от того, в какой среде (кислой или щелочной) он установлен.
5. Опишите условия, которые следует соблюдать при титровании щавелевой кислоты перманганатом.
6. Охарактеризуйте рабочие растворы и индикаторы, которые применяются в иодометрии.
7. Составьте уравнение реакции тиосульфата с иодом и разберите окислительно-восстановительные процессы, происходящие при этом.
8. Объясните, почему растворы KMnO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ нельзя приготовить, взяв точную их навеску и растворив ее в определенном объеме воды.

Тема 6 Метод комплексообразования

При изучении данной темы обратите внимание на изучение новейшего метода объемного анализа - комплексонометрии. Выясните сущность данного метода, рабочие растворы и индикаторы, способы их приготовления. Обратите внимание на рабочие растворы комплексонометрии, это органические реактивы, в большинстве случаев производные иминодиуксусной кислоты.

Вспомните, что собой представляют буферные растворы и с какой целью они применяются в комплексонометрии.

Изучая материал данной темы, необходимо прежде всего рассмотреть теоретические основы реакций комплексообразования, строение комплексных ионов и условия их образования. Метод основан на том, что ионы, содержащиеся в рабочем растворе, образуют с ионами исследуемого вещества прочные комплексные соединения. Полученные соединения могут быть растворены.

Концентрация ионов исследуемого вещества во время титрования уменьшается вследствие связывания их в прочные комплексы.

Количественное определение исследуемого вещества будет тем точнее, чем меньше растворимость образующегося при реакции осадка и чем прочнее комплекс, т.е. чем меньше константа его нестойкости. Вещества, образующие с некоторыми ионами комплексные соединения, были названы комплексонами. Наибольшее применение получил комплексон - так называемый трилон Б (ЭДТА), который с различными двухвалентными катионами образует прочные внутрикомплексные соли, растворимые в воде. Особое внимание обратите на разновидность комплексонометрии – трилонометрию. Запомните рабочие растворы метода, индикаторы.

Обратите внимание на порядок титрования по этим методам, а также уясните область применения и преимущества данного метода титрования.

При выполнении расчетов по этому методу используйте основные формулы и примеры решения типовых задач, приведенные в пункте 3.1 «Методические рекомендации по решению задач».

Литература: [1, с 237 – 244].

Вопросы для самоконтроля

1. Опишите сущность метода комплексонометрии.
2. Охарактеризуйте рабочие растворы и индикаторы, которые применяются в комплексонометрии.
3. Опишите область применения комплексонометрии.
4. Объясните порядок расчетов молярных масс эквивалентов веществ в методе комплексонометрии.
5. Охарактеризуйте преимущества метода комплексонометрии над другими методами объемного анализа.

Тема 7 Физико-химические методы анализа

Аналитический контроль должен обеспечивать нужды химической, атомной, электронной промышленности, металлургии, геологии, научно-

исследовательской деятельности. В большей степени он опирается на физико-химические методы.

К физико-химическим методам относится большое число методов, основанных на измерении различных физических констант исследуемых растворов. Измеряют такие величины, как электро- и теплопроводность, вязкость, поглощение лучистой энергии и т.д.

Выясните их преимущества по сравнению с химическими методами анализа. Рассмотрите классификацию в соответствии с используемыми свойствами системы.

Обратите внимание на то, что физико-химические методы анализа являются незаменимыми при автоматизации технологических процессов, при получении веществ высокой и сверхвысокой чистоты.

Физико-химические методы делят на следующие группы: электрохимические, хроматографические, радиометрические и масс-спектрометрические.

Тема 7.1 Колориметрия

Колориметрический метод анализа основан на измерении поглощения света окрашенными растворами в видимой части спектра. Внимательно изучите материал [1, с. 266 – 275]. Разберите закон Бугера-Ламберта-Бера, колориметрические методы анализа. Запомните, что на смену визуальным методам колориметрии пришла фотоэлектродиметрия, где оптическая плотность растворов измеряется с помощью фотоэлементов.

Колориметрия применяется, главным образом, для определения малых количеств веществ. Метод характеризуется высокой чувствительностью и избирательностью.

Колориметрией определяют железо, марганец, хром, никель, медь, фосфор, ароматические амины, нитросоединения, фенолы, кетоны, альдегиды, кислоты и многие другие вещества.

Вопросы для самоконтроля

1. Изложите сущность метода колориметрии.
2. Сформулируйте закон, на котором основаны колориметрические определения.
3. Проанализируйте преимущества метода колориметрии по сравнению с другими методами количественного анализа.

Литература: [1, с. 244 – 260, 266 – 275].

Тема 7.2 Хроматография

Хроматография является методом разделения сложных смесей, состоящих из близких по свойствам веществ, на составные компоненты, которые сохраняются без изменения первоначальных свойств,

Хроматография была открыта И.С. Цветом в 1903 году.

Применение хроматографии особенно важно для разделения веществ, близких по своему составу и свойствам, имеющих в распоряжении экспериментатора в очень малом количестве.

Принцип хроматографии заключается в том, что при пропускании какого-либо раствора или смеси жидких веществ через высокую и сравнительно узкую колонку, наполненную адсорбентом, вещества поглощаются в зависимости от степени их адсорбируемости, в определенной последовательности, но в то же время обратимо. Чаще всего пользуются следующими видами хроматографии:

- а) адсорбционная;
- б) распределительная
- в) осадочная
- г) ионно-обменная и др.

Целесообразно начать рассмотрение метода хроматографии с подробного изучения основ метода, после чего перейти к классификации хроматографических определений [1, с. 308-310].

Обратите внимание на роль хроматографических методов в борьбе за сохранение природы, чистоты воздушной и водной среды.

Литература: [4, с. 307-315].

Вопросы для самоконтроля

1. Изложите основы хроматографического метода анализа.
2. Проанализируйте протекание процесса разделение ионов методом адсорбционной хроматографии.
3. Изложите сущность ионообменной хроматографии.
4. Трактуйте понятие «ионит». В каких областях науки и техники применяются иониты?

Тема 7.3 Поляриметрия (рефрактометрия)

Поляриметрические методы основаны на способности некоторых веществ вращать плоскость поляризации плоскополяризованного света. Элек-

тромагнитные колебания естественного луча происходят во всех плоскостях, перпендикулярных к направлению света. Если такой луч пропустить через кристаллы исландского шпата, то он, испытывая двойное лучепреломление, называется луч, колебания которого совершаются в одной плоскости.

Плоскость, в которой происходят колебания, называется плоскостью колебания поляризованного луча, а плоскость перпендикулярная к ней - плоскостью поляризации.

Плоскополяризованный луч можно получить, используя призму Николя, или так называемые поляроиды. Призма, поляризующая свет, называется поляризатором, а призма, позволяющая выявить направление колебаний поляризованного света, называется анализатором.

При помощи поляризатора и анализатора можно обнаружить особое свойство некоторых веществ - вращать (отклонять) плоскость поляризации. Такие вещества называют оптически активными.

Выясните сущность рефрактометрического метода анализа. Запомните, что показатель преломления является важной характеристикой чистоты веществ. Рассмотрите устройство рефрактометров и принцип их работы.

Вопросы для самоконтроля

1. Объясните, что собой представляет поляризованный луч и как его можно получить.
2. Объясните, чем обуславливается оптическая активность вещества.
3. Определите, от чего зависит угол вращения плоскости поляризации раствора.
4. Трактуйте понятие «показатель преломления».
5. Объясните, какое физическое свойство веществ лежит в основе рефрактометрии, и определите, от каких факторов это свойство зависит.

Литература: [4, с. 301 - 307];
[6, с.99-121, 124-139].

Методические рекомендации для подготовки к экзамену

Подготовку к экзамену необходимо начать с повторения теоретических основ аналитической химии. Рекомендуется повторить следующие темы:

1. Методы анализа
2. Гравиметрический анализ
3. Титриметрический анализ
4. Метод кислотно-основного титрования
5. Методы оксидиметрии
6. Метод комплексообразования
7. Физико-химические методы анализа

В качестве основного литературного источника рекомендуется учебник Шапиро С.А., Шапиро М.А. Аналитическая химия. – М.: Высшая школа, 1971. Кроме этого можно воспользоваться и другими учебными пособиями, перечень которых приводится в методических рекомендациях по изучению дисциплины «Аналитическая химия». В качестве вспомогательных материалов рекомендуется использовать конспект лекций по дисциплине «Аналитическая химия», методические разработки для учащихся по темам «Физико-химические методы анализа», «Титриметрический анализ», «Гравиметрический анализ».

После повторения каждой из вышеуказанных тем необходимо проверить свои знания, ответив на вопросы для самоконтроля, которые приводятся в методических рекомендациях по изучению дисциплины «Аналитическая химия» после каждой темы.

Однако для успешной сдачи экзамена необходимо выполнить еще и практические задания. Прежде, чем приступать к решению основных типовых задач, следует повторить формулы расчета фактора пересчета (аналитического множителя), массы навески и массовой доли определяемого компонента (три типа гравиметрических определений), титра, титра по определяемому веществу, молярной концентрации эквивалента, массы и массовой доли определяемого вещества. Все необходимые формулы для расчета вышеуказанных величин можно найти в методических рекомендациях по изучению дисциплины «Аналитическая химия» (пункт 2.1 «Методические рекомендации по решению задач» - тема «Гравиметрический анализ», пункт 3.1 «Методические рекомендации по решению задач» - тема «Титриметрический анализ»).

Приступая к решению задач по теме «Титриметрический анализ», необходимо повторить, как рассчитывается молярная масса эквивалентов кислот, оснований, солей в реакциях нейтрализации, а также молярная масса эквивалентов окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях.

Перечень экзаменационных вопросов и примерных практических заданий приводятся ниже в данных методических рекомендациях.

Теоретические вопросы

1. Аналитическая химия, ее задачи и значение в подготовке техникув-технологов общественного питания.
2. Методы анализа: качественный и количественный.
3. Химические методы анализа.
4. Физические методы анализа.
5. Физико-химические методы анализа.
6. Дробный и систематический методы анализа.
7. Сущность и методы количественного анализа.
8. Гравиметрический метод анализа, сущность метода.
9. Основные операции метода гравиметрического анализа.
10. Весовая форма и требования к ней.
11. Осаждаемая форма и требования к ней.
12. Метрологические характеристики измерений в гравиметрическом анализе.
13. Посуда и оборудование гравиметрического анализа.
14. Основные типы гравиметрических определений.
15. Технохимические и аналитические весы, правила взвешивания на них.
16. Условия образования крупнокристаллических осадков.
17. Расчет навески, взятие навески, растворение навески в методе осаждения.
18. Осаждение, проба на полноту осадителя в методе осаждения.
19. Декантация и фильтрование в методе осаждения.
20. Промывание осадка на фильтре, проба на полноту промывания, высушивание осадка в методе осаждения.
21. Озоление фильтра, прокаливание осадка и расчёт массовой доли элемента в образце в гравиметрическом методе.
22. Титриметрический (объёмный) метод анализа, сущность. Классификация методов.
23. Посуда и оборудование объёмного анализа.
24. Измерение объёмов. Работа с бюреткой, пипеткой.
25. Требования к реакциям в объёмном анализе
26. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация эквивалентов, титры.
27. Прямое, обратное и заместительное титрование.
28. Титрование способом пипетирования.
29. Титрование способом отдельных навесок.
30. Способы фиксирования точки эквивалентности в титриметрическом методе.
31. Приготовление стандартных растворов из фиксаналов.

32. Метод нейтрализации (кислотно-основной), его сущность.
33. Индикаторы кислотно-основного метода титрования.
34. Виды мерной посуды, правила работы с ней.
35. Метод оксидиметрии, сущность, классификация методов.
36. Требования к реакциям, используемые в методах оксидиметрии.
37. Перманганатометрия: сущность, определение точки эквивалентности
38. Характеристика метода йодометрии.
39. Метод комплексонометрии, сущность, преимущества.
40. Характеристика комплексонов, условия титрования комплексонами.
41. Определение точки эквивалентности в комплексонометрии.
42. Физико-химические методы анализа, классификация.
43. Фотоэлектроколориметрия, сущность метода. Примеры определения.
44. Рефрактометрия, сущность метода. Пример определения.
45. Потенциометрия, сущность метода. Пример определения.
46. Хроматография, сущность метода. Виды хроматографии. Примеры определений.
47. Методы качественного анализа.
48. Аналитические реакции, их признаки и условия проведения.
49. Аналитическая классификация катионов (сульфидная).
50. Характеристика I аналитической группы катионов.
51. Характеристика II аналитической группы катионов.
52. Аналитическая классификация анионов.
53. Характеристика I аналитической группы анионов.
54. Характеристика II аналитической группы анионов.
55. Гидролиз солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, слабой кислотой и слабым основанием.
56. Понятие гидролиза солей. Пример гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.
57. Определение окислителей методом иодометрии.
58. Определение восстановителей методом иодометрии.
59. Сущность и классификация электрохимических методов анализа.
60. Понятие окислительно-восстановительного потенциала, его применение в оксидиметрии.

Практические задания

1. Для анализа образца торфа взята навеска 1,6340 г. Прокалив её до постоянной массы, получено 0,4102 г золы. Какова зольность образца?

2. Вычислить процентное содержание соды в частично выветрившемся образце кристаллогидрата, если из навески 2,1080 г образовалось 1,2640 г безводного остатка.

3. При определении содержания кристаллизационной воды в образце хлорида бария получены данные: масса бюкса 25,6874 г; масса бюкса с навеской 27,2594 г; то же после высушивания - 27,0269 г. Вычислить процентное содержание кристаллизационной воды в образце.

4. При определении гигроскопической воды в образце хлорида натрия получены следующие данные: масса тигля 7,2393 г; масса тигля с навеской 7,8809 г; то же после высушивания - 7,8616 г. Вычислить процентное содержание гигроскопической воды в образце.

5. Вычислить аналитические множители при определении: Mg по $Mg_2P_2O_7$, Cr_2O_7 по $BaCrO_4$, $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ по $BaSO_4$, CO_2 по $BaCO_3$.

6. Навеска каменного угля 3,7258 г после высушивания до постоянной массы стала весить 3,6425 г. Определить массовую долю влаги в образце.

7. При анализе известняка получены следующие данные:

масса часового стекла с навеской 9,3310 г,

масса стекла без навески 8,6436 г;

масса пустого тигля 5,8140 г;

масса тигля с прокаленным осадком CaO 6,1192 г.

Вычислить процентное содержание CO_2 в образце.

8. Из 0,7586 г $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ (х.ч.) приготовлен раствор в мерной колбе на 250 мл. Найти концентрацию раствора, выразив её в виде:

а) $T(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O)$; б) $T(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O / KMnO_4)$;

в) $N(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O)$; г) поправки (К)

9. Из 0,6784 г $Na_2C_2O_4$ (х.ч.) приготовлено в мерной колбе 200 мл раствора. Найти концентрацию раствора, выразив её в виде:

а) $T(Na_2C_2O_4)$; б) $T(Na_2C_2O_4 / KMnO_4)$;

в) N ; г) поправки (К)

10. Для установки титра раствора $KMnO_4$ приготовлен раствор из 1,5020 г $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25,00 мл этого раствора расходуется в среднем 23,68 мл устанавливаемого раствора $KMnO_4$. Определить;

а) $T(KMnO_4)$; б) $T(KMnO_4 / H_2C_2O_4)$;

в) N ; г) $K(KMnO_4)$.

11. Навеска 1,2500 г оксалата натрия (х.ч.) растворена в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25,00 мл полученного раствора расходуется 21,20 мл устанавливаемого раствора перманганата калия. Определите:

а) $N(KMnO_4)$; б) $K(KMnO_4)$; в) $T(KMnO_4)$

12. Из 3,500 г оксалата аммония (х.ч.) в мерной колбе на 500 мл приготовлен исходный раствор для установки титра рабочего раствора $KMnO_4$. На

титрование 25.00мл исходного раствора израсходовано 24.90мл раствора KMnO_4 . Определить:

- а) $N(\text{KMnO}_4)$; б) $K(\text{KMnO}_4)$;
в) $T(\text{KMnO}_4)$; г) $T(\text{KMnO}_4/\text{Fe})$.

13. Навеска 0,7120г кристаллического оксалата аммония (х.ч.) растворена в мерной колбе на 200мл. На титрование 25.00мл раствора расходуется 18.90 мл раствора KMnO_4 . Определить: а) $T(\text{KMnO}_4)$; б) $T(\text{KMnO}_4/\text{Fe})$.

14. Сколько граммов $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (х.ч.) следует взять для приготовления 500мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0.2 моль/дм³?

15. Сколько граммов KMnO_4 потребуется для приготовления 750мл раствора с молярной концентрацией эквивалента ~ 0.05 моль/дм³?

16. Навеска $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 1,6260 г растворена в мерной колбе на 250мл. Какой объем раствора KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0.09768 моль/дм³ израсходуется на титрование 25,00мл раствора оксалата натрия?

17. Навеска $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 0.7564 г растворена в мерной колбе на 250мл. Сколько миллилитров раствора KMnO_4 ($T(\text{KMnO}_4) = 0.001616$ г/см³) израсходуется на титрование 25.00мл раствора щавелевой кислоты.

18. Навеска щавелевой кислоты растворена в мерной колбе на 250мл. На титрование 25.00мл полученного раствора расходуется 24.30мл раствора KMnO_4 ($K = 1,0142$ к 0.05 моль/дм³). Сколько граммов $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в навеске?

19. Навеска $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 1,6260 г растворена в мерной колбе на 250 мл. Какой объем KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,09768 моль/дм³ израсходуется на титрование 25,00 мл раствора оксалата натрия?

20. В мерной колбе на 200мл приготовлен раствор щавелевой кислоты. На 20.00мл этого раствора при титровании расходуется 18.25мл раствора KMnO_4 ($T \text{ KMnO}_4 = 0.001616$ г/см³). Сколько граммов $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ содержалось в растворе?

21. Определить молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты, если известно, что для нейтрализации 20,00 мл ее потребовалось 18,00 мл раствора NaOH с молярной концентрацией эквивалента 0,1300 моль/дм³.

22. В 250 мл раствора гидроксида кальция содержится 3,705 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Вычислить титр, нормальность раствора и титр по соляной кислоте.

23. На нейтрализацию раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,075 моль/дм³ пошло 21 мл раствора NaOH (поправочный коэффициент равен 0,950 к 0,1 моль/дм³).

24. Вычислить процентное содержание Na_2CO_3 в образце, если для титрования навески 0,1500 г израсходовано 20,00 мл раствора HCl с молярной концентрацией эквивалента 0,1000 моль/дм³.

25. Титр раствора соляной кислоты 0,004380 г/мл. Рассчитать поправочный коэффициент к раствору HCl с молярной концентрацией эквивалента 1 моль/дм³.

26. На аналитических весах взята навеска соды 0,5300 г, растворена в мерной колбе вместимостью 100 мл. Определить титр и нормальность полученного раствора.

27. Рассчитать объем 0,05 н. HCl , который должен быть израсходован на титрование 20,00 мл 0,1 н. KOH .

28. Навеска нитрита натрия 0,9451 г растворена в мерной колбе на 200 мл. На титрование 20,00 мл раствора KMnO_4 , у которого $T_{\text{KMnO}_4/\text{Fe}_2\text{O}_3}=0,007985 \text{ г/см}^3$, расходуется 16,85 мл раствора нитрита. Определить массовую долю NaNO_2 в образце.

29. Сколько граммов кристаллического тиосульфата натрия потребуется для приготовления 1,5 л раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/дм³.

30. Сколько граммов иода (х.ч.) потребуется для приготовления 250 мл раствора, у которого молярная концентрация эквивалента 0,05 моль/дм³.

31. К 20 мл раствора иода ($K=1,0860$ к 0,1 моль/дм³) прилито 45 мл раствора тиосульфата натрия ($K=0,9862$ к 0,05 моль/дм³), после чего добавлен 1 мл раствора крахмала. Синим или бесцветным будет раствор?

32. Рассчитать навеску $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (х.ч.), необходимую для установки титра $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, молярная концентрация эквивалента которого 0,05 моль/дм³, если на титрование полученного из нее раствора должно израсходоваться около 25 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

33. Навеска иода (х.ч.) 6,3250 г растворена в мерной колбе на 1000 мл. Найти молярную концентрацию эквивалента $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, титр раствора и титр раствора иода по $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

34. При установке титра раствора тиосульфата натрия взято 1,1780 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (х.ч.) и растворено в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25,00 мл раствора (после соответствующей обработки) расходуется 23,38 мл раствора тиосульфата натрия. Чему равна молярная концентрация эквивалента тиосульфата натрия, поправочный коэффициент?

35. Навеска сульфида натрия 0,9432 г растворена в мерной колбе на 200 мл. На титрование 20,00 мл этого раствора расходуется 15,42 мл рабочего раствора иода ($K=1,2040$ к 0,1 моль/дм³). Определить массовую долю Na_2S в образце.

36. Навеска сульфита натрия 7,3460 г растворена в мерной колбе на 1000 мл. Полученным раствором оттитровано 20 мл раствора иода, молярная концентрация эквивалента которого 0,0540 моль/дм³. На это израсходовано 23,15 мл анализируемого раствора. Определить массовую долю Na_2SO_3 в образце.

37. Сколько граммов нитрата серебра требуется для приготовления 250 мл раствора, молярная концентрация эквивалента которого 0,05 моль/дм³.

38. Сколько граммов серебра (х.ч.) следует взять для приготовления 200 мл раствора, необходимого для установки титра NH_4CNS , молярная концентрация эквивалента которого 0,1 моль/дм³.

39. Сколько граммов роданида аммония потребуется для приготовления 0,5 л раствора, молярная концентрация эквивалента которого 0,1 моль/дм³.

40. Навеска KCl (х.ч.) 1,4960 г растворена в мерной колбе на 250 мл. Сколько миллилитров раствора AgNO_3 с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/дм³ израсходуется на титрование 20,00 мл раствора KCl ?

41. Взято 0,378 г KCl . Можно или нельзя использовать эту навеску для установления титра раствора AgNO_3 , молярная концентрация эквивалента которого 0,1 моль/дм³ методом отдельных навесок, пользуясь бюреткой на 50 мл?

42. Сколько миллилитров раствора AgNO_3 ($T_{\text{AgNO}_3/\text{Ag}^+}=0,00500 \text{ г/см}^3$) израсходуется на титрование 25,00 мл раствора, полученного растворением 0,1000 г KCl (х.ч.) в мерной колбе на 250 мл?

43. Из навески NH_4Cl (х.ч.) приготовлен раствор в мерной колбе на 200 мл и к 20 мл полученного раствора прилито 40 мл раствора AgNO_3 , молярная концентрация эквивалента которого 0,1 моль/дм³. Какова была навеска?

44. Навеска NaCl (х.ч.) 2,9010 г растворена в мерной колбе на 1000 мл. На 25,00 мл этого раствора расходуется 25,80 мл устанавливаемого раствора AgNO_3 . Определить: а) молярную концентрацию эквивалента; б) $K(\text{AgNO}_3)$; в) титр раствора AgNO_3 .

45. Навеска KCl (х.ч.) 3,8460 г растворена в мерной колбе на 500 мл. На титрование 20,00 мл раствора расходуется 18,40 мл устанавливаемого раствора серебра. Определить: а) молярную концентрацию эквивалента; б) $K(\text{AgNO}_3)$; в) титр раствора $\text{AgNO}_3/\text{Ag}^+$.

46. Сколько граммов KMnO_4 потребуется для приготовления 750 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/дм³.

47. В мерной колбе емкостью 1 л растворена H_2SO_4 . На титрование 25 мл ее раствора затрачено 30,45 мл раствора NaOH с $T(\text{NaOH})=0,0042$ моль/дм³. Сколько граммов H_2SO_4 содержалось в колбе?

48. Рассчитайте массовую долю H_2SO_4 в навеске 1,0215 г, если на титрование ее идет 20 мл NaOH , молярная концентрация эквивалента которого 0,1013 моль/дм³.

49. К 50 мл раствора H_2SO_4 , молярная концентрация эквивалента которого 0,09840 моль/дм³ прилито 25,15 мл раствора NaOH , молярная концентрация эквивалента которого 0,2050 моль/дм³. Какое вещество в избытке и в каком количестве?

50. К 50 мл раствора H_2SO_4 , молярная концентрация эквивалента которого 0,09840 моль/дм³ прилито 25,15 мл раствора NaOH , молярная концентрация эквивалента которого 0,2050 моль/дм³. Какое вещество в избытке и в каком количестве?

