

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«СЕВЕРО–КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Ф.А. Бостанова

О.А. Шаманова

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

качественный и количественный анализ

лабораторный практикум для обучающихся специальности

33.05.01 «Фармация»

Часть 2

ЧЕРКЕССК, 2024 г.

УДК 534
ББК 24.4
Б-85

Рассмотрено на заседании кафедры «Химия»
Протокол № 2 от 20 сентября 2024г.
Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом СКГА
Протокол № 27 от 07 ноября 2024 г.

Рецензенты: Оразова Н.А. – к. х. н., доцент.

Б-85 **Бостанова, Ф.А.** Аналитическая химия: качественный и количественный анализ. Лабораторный практикум для обучающихся специальности 33.05.01 «Фармация». Часть 2 / Ф.А. Бостанова, О.А. Шаманова. – Черкесск: БИЦ СКГА, 2024.– 80 с.

Во второй части методического пособия представлены методы титриметрического анализа с теоретическими основами и методическими указаниями по их выполнению, задания для самостоятельной работы, вопросы для самоконтроля, тестовые задания. Приведены фармакопейные методики анализа различных лекарственных веществ для самостоятельной исследовательской работы студентов. Рассмотрены основные метрологические понятия химического анализа. Представлена лабораторная посуда, используемая в титриметрических методах анализа и правила работы с ней. Приведены справочные таблицы и правила работы в химической лаборатории. Учебно-методическое пособие подготовлено в соответствии с образовательными стандартами и предназначено для обучающихся по специальности 33.05.01 «Фармация»

УДК 534
ББК 24.4

© Шаманова О. А., 2024
© ФГБОУ ВО СКГА, 2024

СОДЕРЖАНИЕ

Пояснительная записка	4
Общие правила работы в лаборатории	5
Техника выполнения лабораторных работ и техника безопасности	6
Количественный анализ	8
Титриметрический (объемный) анализ	9
Катионы 1-ой аналитической группы (K^+ , Na^+ , NH_4^+)	12
<i>Лабораторная работа № 1.</i>	15
Метод нейтрализации	17
<i>Лабораторная работа № 2.</i>	19
<i>Лабораторная работа № 3.</i>	22
<i>Лабораторная работа № 4.</i>	24
Метод комплексонометрии	25
<i>Лабораторная работа № 5.</i>	29
<i>Лабораторная работа № 6.</i>	30
Методы редоксиметрии	32
Перманганатометрия	34
<i>Лабораторная работа № 7.</i>	36
<i>Лабораторная работа № 8.</i>	37
Иодометрия	40
<i>Лабораторная работа № 9.</i>	41
<i>Лабораторная работа № 10.</i>	43
<i>Лабораторная работа № 11.</i>	44
Фотоколориметрия	46
<i>Лабораторная работа № 12.</i>	47
Потенциометрия	50
<i>Лабораторная работа № 13</i>	51
Комплект контрольных работ	53
Комплект тестовых заданий	62
Заключение	69
Библиографический список	69
Приложение	70

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Аналитическая химия является одной из составляющих фундаментальной химической подготовки будущих провизоров. Знания, умения и навыки, полученные студентами в процессе её изучения, в той или иной мере используются затем практически во всех специальных фармацевтических дисциплинах.

В программе курса «Аналитическая химия» рассматриваются разделы: качественный и количественный анализ, в котором студенты должны освоить методы качественного и количественного анализа, рекомендованные Государственной Фармакопеей, научиться готовить растворы титрантов и проводить их стандартизацию.

Методические рекомендации предназначены для студентов базового уровня дневной формы обучения на лабораторных занятиях по аналитической химии. Она призвана помочь студентам закрепить теоретические основы, обеспечить студентов необходимыми методическими материалами по лабораторным занятиям. Это позволяет использовать психоэнергосберегающие технологии и организовывать самостоятельную работу студентов на лабораторных занятиях по аналитической химии и при подготовке к ним.

В методических рекомендациях собраны: методические указания для студентов для работы на лабораторных занятиях по аналитической химии. Это способствует улучшению качества подготовки студентов к занятиям и работы на них.

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

До начала работы необходимо, используя методическое пособие (практикум), учебник и конспект лекций, подготовиться к ней. Работа в практикуме проводится только в халате. В помещении практикума запрещается снимать и развешивать верхнюю одежду.

Звуковые сигналы пейджеров и мобильных телефонов во время занятий должны быть отключены.

Запрещается покидать помещение практикума без разрешения преподавателя. Запрещается без разрешения преподавателя включать и выключать электричество на рабочих столах, газовые и водяные краны, приборы.

Рабочее место необходимо содержать в чистоте, не загромождая его лишними предметами. На рабочем столе должно находиться только то, что нужно для выполнения текущей работы.

Хранить портфели, сумки и другие вещи нужно в специально отведенных местах в лабораторных столах.

Реактивы, предназначенные для общего пользования, находятся в специально отведенных для них местах (под тягой, на полках рабочих мест или на специальных столах), нельзя перемещать их оттуда. После взятия требуемого количества реактива немедленно возвращайте на место пробки или пипетки от них, чтобы не перепутать пробки от разных реактивов.

Если к бутылки с раствором не прилагается пипетка, используйте чистую пипетку, которую после этого промойте. Твердые реактивы берите из тары шпателем или фарфоровой ложкой. По окончании работы уберите свое рабочее место, выключите приборы, которые Вы использовали, закройте краны с водой и газом. Сдайте свои рабочие места дежурным из числа студентов. Дежурные по окончании работы группы сдают рабочие места лаборантам практикума.

Запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе, без разрешения преподавателя.

При возникновении нестандартной ситуации в лаборатории немедленно сообщите об этом преподавателю и покиньте лабораторию.

ТЕХНИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

В лабораторных работах используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества. Поэтому работа в химической лаборатории безопасна лишь при строгом соблюдении общих правил и требований техники безопасности. При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие общие правила:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь тогда, когда уяснены его цель и задачи, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.
3. Опыты должны выполняться аккуратно, без торопливости, с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.
4. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается, есть, пить и заниматься посторонними делами.
5. После использования реактива его необходимо сразу ставить в штатив, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте.
6. Правильно пользуйтесь нагревательными приборами и строго соблюдайте правила безопасности при нагревании:
 - а) нельзя нагревать вещества в толстостенной посуде;
 - б) отверстие пробирки при нагревании направляйте в сторону от себя и своих товарищей, не наклоняйтесь над нагреваемой посудой;
 - в) в пробирке нагревайте только небольшие количества вещества, жидкость должна занимать не более $1/3$ объема пробирки;
 - г) пробирку с веществом сначала слегка прогрейте всю, затем нагревайте в нужном месте, не вынимая из пламени горелки; нагревайте пробирку ниже уровня жидкости; между держателем и пробиркой должен быть небольшой зазор;
 - д) после нагревания немедленно гасите пламя.
7. После окончания работы обязательно вымыть руки. После выполнения опытов содержимое пробирок выливаем в раковину и промываем большим количеством воды, моем посуду сначала водопроводной водой, а потом споласкиваем дистиллированной водой.
8. Необходимо соблюдать экономию при расходовании реактивов, электроэнергии, газа, дистиллированной воды, бережно относиться к химической посуде, лабораторному оборудованию, учебно-методическим материалам.

Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксид углерода (II), оксиды азота и др.), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи). При работе с ними необходимо соблюдать следующие правила по технике безопасности:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу.

2. Определять запах вещества следует, не вдыхая пары полной грудью, а направляя их к себе легким движением руки.

3. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.

4. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. Ни при каких обстоятельствах нельзя пробовать вещество на вкус!

5. Необходимо немедленно убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, её следует нейтрализовать щелочью или содой.

6. Набор ядовитых и едких жидкостей в пипетки производить только при помощи резиновой груши.

7. При измельчении сухих щелочей следует надевать предохранительные очки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.

8. Нельзя употреблять для опытов вещества из капельниц, колб и упаковок без этикеток и с неразборчивыми надписями.

9. В химической лаборатории имеется аптечка. Надо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходимо.

10. При приготовлении растворов серной кислоты нужно лить её в воду, а не наоборот, так как, вследствие сильного местного разогревания, возможно разбрызгивание концентрированной кислоты. При этом надо пользоваться тонкостенной склянкой или фарфоровой посудой.

11. Никаких веществ из лаборатории нельзя брать домой.

12. Металлическая ртуть и её пары – сильный яд. Поэтому ртуть, пролитая при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана. Собирают ртуть с помощью амальгамированных пластинок из меди или белой жести.

13. При порезах стеклом рану нужно продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, обработать йодом и перевязать бинтом.

14. После оказания первой помощи пострадавшего направить к врачу.

15. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства, и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.

16. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, угрожающего нарушением настоящих правил, сообщать, прежде всего, преподавателю, дежурному лаборанту или заведующему кафедрой.

КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Количественный анализ изучает методы определения количества составных частей (элементов, ионов, молекул, радикалов, функциональных групп и т.д.) в анализируемом образце (веществе, сложном материале, минерале, горной породе).

Задачи количественного анализа:

- Получение информации о содержании химических элементов, ионов, радикалов, функциональных групп, индивидуальных веществ или фаз в анализируемом объекте;
- Разработка и выбор оптимальных методов получения этой информации.

С помощью методов количественного анализа определяют соответствие качества веществ, в том числе лекарственных, требованиям нормативно-технической документации. Например, определяют наличие вредных примесей, продуктов разложения (деградации) в сульфаниламидных препаратах, антибиотиках, в других лекарственных веществах, и тем самым определяется степень их пригодности. Необходим постоянный контроль за качеством физиологических растворов, применяемых в клинической практике. Нормативно-технические документы (ГОСТ) разрабатывают на основании результатов анализа стандартных образцов и материалов, отвечающих определённым требованиям. При этом образец характеризуют количеством составных частей, физическими константами, например: температурой плавления, кипения; спектрами поглощения и др. Следует отметить, что создание стандартных образцов различных веществ, в том числе лекарственных, является сложнейшей задачей аналитической химии.

При количественном анализе измеряют интенсивность аналитического сигнала, то есть не только регистрируют факт образования осадка, но и определяют его массу, не только обнаруживают изменение окраски раствора, но и находят значение оптической плотности и т.д.

Интенсивность аналитического сигнала – численное значение свойства, связанного с содержанием анализа.

Методы количественного анализа делятся на химические, физико-химические и физические. Отнесение метода к той или иной группе зависит от того, в какой мере количественное определение основано на использовании химических реакций, физико-химических или физических процессов.

Соответственно трем агрегатным состояниям материи - твердому, жидкому и газообразному – количественные измерения проводят путем определения массы (взвешивание) и путем определения объемов жидких и газообразных веществ.

К химическим методам относятся гравиметрический (весовой), титриметрический (объемный) и газовый анализ.

ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ (ОБЪЕМНЫЙ) АНАЛИЗ

Титриметрическим анализом называют метод количественного химического анализа, который основан на точном измерении объема реактива известной концентрации, необходимого для реакции с данным количеством определяемого вещества.

Многие ученые внесли вклад в развитие титриметрии. У. Льюис (1767) дал определение понятия «точки насыщения», т.е. точки эквивалентности. Благодаря работам Ж. Гей-Люссака титриметрия превратилась из метода анализа в самостоятельный раздел науки. Э. Мор разработал много методик по данному виду анализа, написал учебник по химико-аналитическому методу титрования (1856); В. Оствальд и А. Ганч развили теорию индикаторов (1894).

Метод титрования заключается в том, что к раствору определяемого вещества А постепенно прибавляют раствор реактива В известной концентрации. Добавление реактива В продолжается до того момента, пока его количество не станет эквивалентным количеству реагирующего с ним определяемого вещества А.

Количественные определения с помощью этого метода выполняются очень быстро. Момент окончания реакции, когда взаимодействующие вещества полностью прореагируют между собой, называется **точкой эквивалентности**. В этот момент количества прореагировавших веществ эквивалентны.

На практике во многих случаях определяют не точку эквивалентности, а конечную точку титрования, которая должна максимально совпадать с точкой эквивалентности для получения минимальной погрешности титрования. Определение конечной точки титрования является важнейшей задачей в титриметрии.

Фиксировать её можно визуально по изменению окраски реакционной среды или инструментально по достаточно резкому изменению какой-либо физической характеристики раствора, зависящей от концентрации в нём определяемого вещества, а именно: окислительно-восстановительного потенциала, оптической плотности, электрической проводимости, количества электричества и т.п.

Соответственно, различают потенциометрическое, фотометрическое, кондуктометрическое, кулонометрическое титрования.

Титрование – это процесс постепенного приливания одного раствора к другому для определения концентрации одного из этих растворов.

Титрант (титрованный или рабочий раствор) – это раствор с точно известной концентрацией.

Аликвота – объем раствора, точно отмеренный при помощи калибровочной пипетки.

Концентрацию рабочих растворов определяют по **стандартному веществу**, которое должно удовлетворять следующим требованиям: быть

устойчивым при хранении, как в твердом состоянии, так и в растворе, строго соответствовать определенной формуле, хорошо очищаться.

Для титриметрических определений используют химические реакции, удовлетворяющие следующим требованиям:

1) реакция должна проходить количественно по определенному уравнению без побочных реакций, то есть прибавляемый реактив должен расходоваться исключительно на реакцию с определяемым веществом.

2) окончание реакции должно точно фиксироваться, чтобы количество реактива было эквивалентно количеству определяемого вещества. На эквивалентности реагирующих веществ основано вычисление результатов анализа.

3) реакция должна протекать с достаточной скоростью и быть практически необратимой. Точно фиксировать точку эквивалентности при медленно идущих реакциях почти невозможно.

Для определения конца реакции применяются особые реактивы, так называемые **индикаторы**. Действие индикаторов в большинстве случаев, сводится к тому, что по окончании реакции между титруемым веществом и рабочим раствором в присутствии небольшого избытка последнего, меняется окраска раствора или осадка. Для каждого титриметрического метода имеются отдельные индикаторы. Кислотно-основные индикаторы изменяют свою окраску в области интервала перехода независимо от того, достигнута ли точка эквивалентности. Правильно выбранный индикатор изменяет окраску в области скачка титрования. У неправильно выбранного индикатора изменение окраски может происходить задолго до наступления точки эквивалентности или после нее.

Вычисления в титриметрическом анализе

Для выражения концентрации растворов в этом методе анализа обычно используют **молярную концентрацию эквивалента**.

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) – это количество вещества эквивалента, которое содержится в 1 литре раствора.

Молярная концентрация эквивалента обозначается $C_э$ (допускается N), и рассчитывается по формуле: $C_э = n_э/V$, где $n_э$ – количество вещества эквивалента, моль; V – объем раствора, л единица измерения концентрации – моль/л. Количество вещества эквивалента ($n_э$) того или иного вещества в заданном объеме равно: $n_э = m/M_э = C_э \cdot V$, где m – масса вещества, г; $M_э$ – молярная масса эквивалента, г/моль, V – объем раствора, л.

Таким образом, при титровании в точке эквивалентности количество вещества эквивалента титрованного раствора равно количеству вещества эквивалента определяемого вещества – **закон эквивалентов**: $n_э(A) = n_э(B)$ или $C_э(A) \cdot V(A) = C_э(B) \cdot V(B)$,

$$\text{отсюда} \quad C_э(A) = \frac{C_э(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

Кроме молярной концентрации эквивалента концентрацию выражают **титром (Т)**. **Титр** – это количество граммов растворенного вещества, содержащегося в 1 мл раствора.

Титр и молярная концентрация эквивалента раствора связаны формулой:

$$T = \frac{C_{\text{э}} \cdot M_{\text{э}}}{1000} = \frac{m}{V}, (\text{г / мл})$$

Титр по определяемому веществу – это количество граммов определяемого вещества, которое реагирует с 1 мл титранта.

$$T(\text{HCl} / \text{NaOH}) = \frac{C_{\text{э}}(\text{HCl}) \cdot M_{\text{э}}(\text{NaOH})}{1000}, (\text{г / мл})$$

Приемы титрования

Прямое титрование – это простейший прием титрования, заключающийся в том, что к определенному объему раствора определяемого вещества (А) по каплям приливают титрант (рабочий раствор) вещества (В). Зная концентрацию и объем рабочего раствора (В), израсходованного на реакцию с определяемым веществом (А), можно легко вычислить концентрацию последнего:

$$C_{\text{э}}(\text{A}) = \frac{C_{\text{э}}(\text{B}) \cdot V(\text{B})}{V(\text{A})}$$

Если основная реакция идет медленно, или нет подходящего индикатора для фиксирования точки эквивалентности, особенно при работе с неустойчивыми веществами, то применяют **обратное** или **заместительное титрование**.

Обратное титрование – это процесс титрования, при котором к определенному объему раствора определяемого вещества (А) приливают точно известный объем титранта (В₁), взятого в избытке. Избыток, не вошедшего в реакцию вещества (В₁), оттитровывают раствором другого титранта (В₂) точно известной концентрации. Расчеты производят по формулам: $n_3(\text{A}) = n_3(\text{B}_1) - n_3(\text{B}_2)$;

$$C_{\text{э}}(\text{A}) = \frac{C_{\text{э}}(\text{B}_1) \cdot V(\text{B}_1) - C_{\text{э}}(\text{B}_2) \cdot V(\text{B}_2)}{V(\text{A})}$$

Титрование заместителя. Сущность этого метода заключается в том, что к определяемому веществу (А) прибавляют вспомогательное вещество (Р), реагирующее с ним с выделением эквивалентного количества нового вещества (А₁), которое оттитровывают соответствующим титрантом (В). Другими словами, вместо непосредственного титрования определяемого вещества (А) титруют его заместитель (А₁). Так как количества А и А₁ эквивалентны, то количество вещества эквивалента определяемого вещества $n_3(\text{A})$ равно количеству вещества эквивалента титранта $n_3(\text{B})$:

$$n_3(\text{A}) = n_3(\text{A}_1) = n_3(\text{B}) ;$$

$$C_{\text{э}}(\text{A}) = \frac{C_{\text{э}}(\text{B}) \cdot V(\text{B})}{V(\text{A})}$$

Классификация методов титриметрического анализа

В зависимости от типа химической реакции, составляющей основу метода, в данном пособии рассматриваются только три метода титриметрического количественного анализа:

1. *Метод кислотно-основного титрования (нейтрализации)*, в основе которого лежит реакция взаимодействия ионов H^+ с ионами OH^- .

2. *Метод окисления-восстановления (редоксиметрия)*. Метод основан на применении реакций окисления-восстановления.

3. *Метод комплексообразования (комплексометрия)* основан на применении реакций образования комплексных соединений.

4. *Осадительное титрование* основано на реакциях образования малорастворимых соединений между определяемыми веществами и титрантами методов.

Классификация титриметрических методов по типу протекающих при титровании химических реакций

№	Метод титрования. Тип реакции	Вид титрования	Титрант
1	Кислотно-основное $H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$ ($H^+ + OH^- = H_2O$)	Ацидиметрия (H_3O^+) Алкалиметрия (OH^-)	HCl NaOH
2	Окислительно-восстановительное $aOx_1 + bRed_2 = aRed_1 + bOx_2$	Перманганатометрия Йодометрия Хроматометрия Броматометрия	$KMnO_4$ $I_2, Na_2S_2O_3$ $K_2Cr_2O_7$ $KBrO_3$
3	Комплексометрическое $M^{m+} + nL^{p-} = [ML_n]^{m-np}$	Комплексометрия	трилон Б
4	Осадительное $aM^{m+} + bX^{n-} \rightarrow M_aX_b \downarrow$	Аргентометрия Меркуриметрия	$AgNO_3$ $Hg_2(NO_3)_2$

Методы индикации конечной точки титрования

Для индикации конечной точки титрования (КТТ) используют визуальные и инструментальные методы.

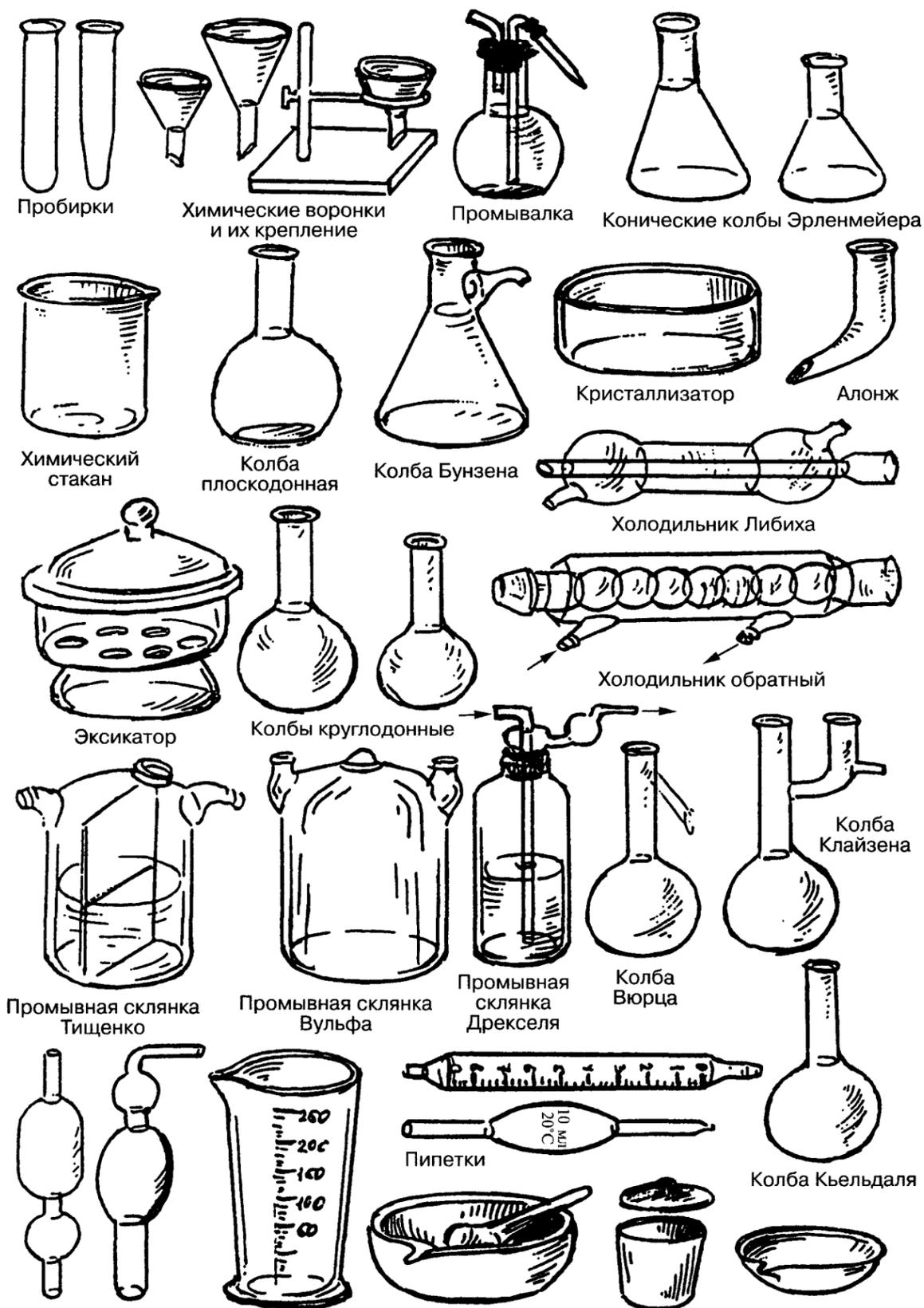
Визуальные методы позволяют установить КТТ по резкому изменению видимого свойства титруемого раствора (появление, изменение или исчезновение окраски; образование окрашенного осадка и др.). К визуальным методам относятся:

1) индикаторные методы. В зависимости от механизма действия индикаторов различают кислотно-основные, окислительно-восстановительные, металлохромные, осадительные, адсорбционные индикаторы др.;

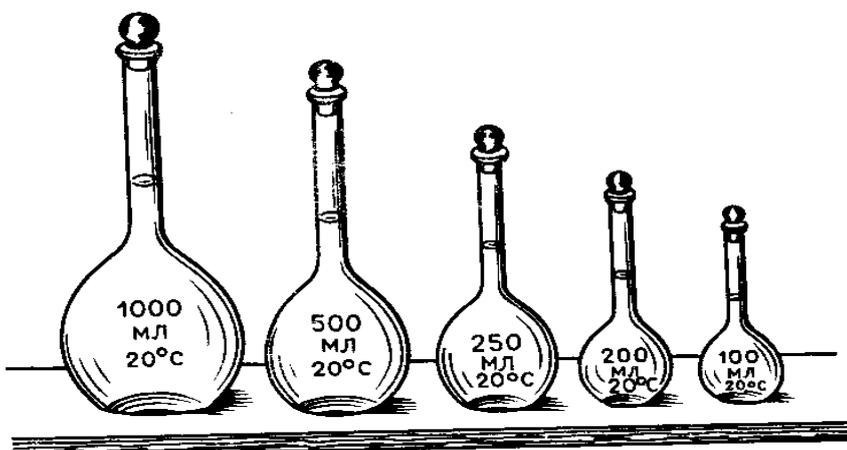
2) безиндикаторные методы. КТТ определяют по появлению или исчезновению в растворе окраски титранта или титруемого вещества.

Посуда для титриметрического анализа

Для точного измерения объема растворов в титриметрическом анализе применяют измерительную (мерную) посуду: мерные колбы, бюретки, пипетки. Для титрования используют конические колбы на 250 мл.

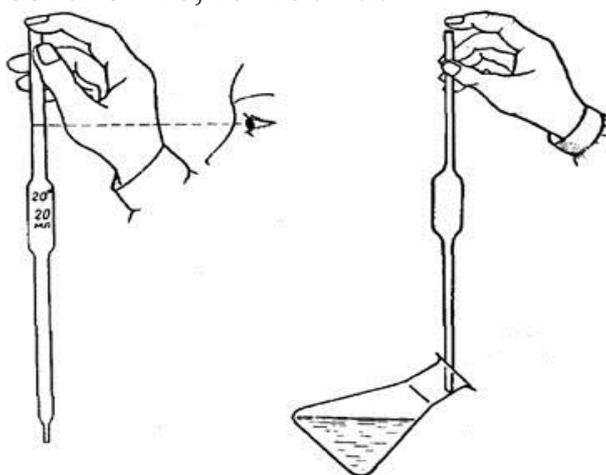


Мерные колбы представляют собой плоскодонные сосуды с узким горлом. На горле колбы имеется кольцевая метка, до которой необходимо налить раствор, чтобы его объем был равен обозначенному на колбе. Наиболее часто используют мерные колбы на 1000, 500, 250, 200 и 100 мл.

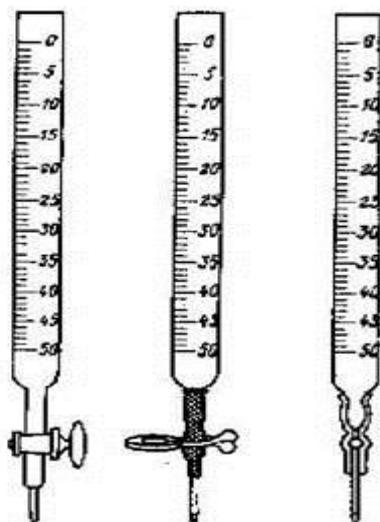


Мерные колбы предназначены для приготовления растворов точной концентрации, для разбавления растворов до точно заданного объема. Мерную колбу заполняют раствором таким образом, чтобы нижний край мениска бесцветной жидкости (или верхний край мениска окрашенной жидкости), метка и глаз наблюдающего находились на одной линии.

Пипетки. Для отмеривания небольших объемов растворов применяют пипетки, которые представляют собой узкие стеклянные трубки, оттянутые с одного конца и расширенные посередине. Для точного измерения объема отбираемой жидкости применяют пипетки, имеющие только одну метку. При заполнении пипетки, нижний конец ее опускают в раствор, а через верхний конец засасывают жидкость с помощью резиновой груши (или поршнем) и доводят уровень жидкости до метки. В данном лабораторном практикуме применяют пипетки объемом 10, 25 и 50 мл.



Бюретки служат для точного измерения объема раствора, израсходованного на титрование. Бюретки – стеклянные градуированные трубки с оттянутым концом, имеющие кран или зажим. Часто применяют бюретки объемом 25 или 50 мл. Их деления соответствуют целым и десятым долям миллилитра.



Правила работы с бюретками. Чистую бюретку, промытую водопроводной, а затем дистиллированной водой, укрепляют в штативе в строго вертикальном положении. Перед началом работы бюретку промывают тем раствором, которым ее заполняют. Обычно этим раствором является раствор титранта (рабочий раствор). Перед каждым новым титрованием бюретку заполняют до верхнего (нулевого) деления, предварительно заполнив раствором нижний оттянутый конец.

В момент отсчета показаний бюретки глаз экспериментатора должен находиться на уровне мениска. Отсчет проводят по нижнему (для бесцветных растворов) или по верхнему (для окрашенных растворов) краю мениска.

Выливать жидкость из бюретки (титровать) нужно медленно, давая возможность всей жидкости стечь со стенок бюретки. В конце титрования раствор выливают по каплям. Титрование нужно проводить несколько раз до получения результатов, которые отличаются не более чем на 0,1 мл.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

Работа № 1. Измерение объемов растворов в титриметрическом анализе.

1. Определить цену деления пипетки.
2. При помощи градуированной пипетки отмерить:
 - а) 5 мл дистиллированной воды;
 - б) 8,7 мл дистиллированной воды;
 - в) 0,4 мл дистиллированной воды.
3. Определить цену деления бюретки.
4. Заполнить бюретку дистиллированной водой и отмерить:
 - а) 3 мл дистиллированной воды;
 - б) 6,2 мл дистиллированной воды;
 - в) 0,8 мл дистиллированной воды.

Работа № 2. Приготовление титрантов путем разбавления концентрированных растворов.

Задание. Рассчитать, сколько мл соляной кислоты с массовой долей HCl 37,23% (плотность раствора 1,19 г/мл) необходимо взять, чтобы путем его разбавления водой в мерной колбе получить раствор соляной кислоты объемом 1 л с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л.

(Для практического выполнения этого задания необходимо иметь: набор ареометров, мерный цилиндр (мензурку), мерную колбу, справочную таблицу «Плотности водных растворов некоторых кислот и щелочей»).

Решение:

Работа №3. Задача. К 12,0 мл раствора гидроксида калия добавили 20,0 мл 0,12н. серной кислоты. Для нейтрализации избытка кислоты потребовалось прилить к раствору 6,0 мл 0,09н. раствора гидроксида натрия. Вычислить нормальность взятого раствора гидроксида калия.

Решение:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Химический эквивалент. Фактор эквивалентности. Молярная масса эквивалента. Способы выражения состава растворов.

Ответ:

2. В лаборатории имеется 3М раствор KCl. Определите его объем, который потребуется для приготовления раствора объемом 200 см³ с массовой долей KCl 8% и плотностью 1,05 г/см³.

Решение:

3. Рассчитайте объем раствора гидроксида натрия с плотностью 1,15 г/см³ и w(NaOH) = 10%, необходимый для приготовления 250 см³ 0,08 М раствора.

Решение:

4. Сколько граммов Na₂B₄O₇ · 10H₂O следует взять для приготовления 1л 0,1н раствора (fэкв = 1/2)?

Решение:

МЕТОД НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

В основе метода лежит реакция взаимодействия ионов водорода или ионов гидроксония с гидроксид-ионами, которая приводит к образованию слабодиссоциированных молекул воды:



Этим методом можно определять концентрацию и количество кислот, оснований, солей, водные растворы которых подвергаются гидролизу, а также смеси этих веществ.

Основными титрантами (рабочими растворами) метода нейтрализации являются растворы сильных кислот (HCl или H₂SO₄) и сильных оснований (NaOH или KOH). В качестве установочных веществ (или первичных

стандартов) для установления титра (стандартизации) кислот используют тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ или карбонат натрия Na_2CO_3 , для стандартизации щелочей используют щавелевую кислоту $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ или янтарную кислоту $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$.

Таблица 2

Метод	Методы кислотно-основного титрования			
	Титранты	$f_{\text{ЭКВ}}$	Установочные вещества	$f_{\text{ЭКВ}}$
ацидиметрия	HCl	1	Na_2CO_3	$\frac{1}{2}$
	H_2SO_4	$\frac{1}{2}$	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	$\frac{1}{2}$
алкалиметрия	NaOH	1	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\frac{1}{2}$
	KOH	1	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	1

Для определения точки эквивалентности в методе нейтрализации применяют кислотно-основные индикаторы (см. табл.2). Это сложные органические кислоты или основания, которые изменяют свою окраску в зависимости от pH раствора. Интервал pH, в котором индикатор меняет цвет, называется интервалом перехода окраски индикатора. Значение pH, при котором заканчивают титрование с данным индикатором, называется показателем титрования индикатора (pT). Величина pT находится внутри интервала перехода окраски индикатора.

При подборе индикатора пользуются следующим правилом: pH в точке эквивалентности должен совпадать с pT индикатора или находиться внутри интервала перехода окраски индикатора.

Точка эквивалентности не всегда совпадает с pT индикатора, что приводит к ошибке титрования, которая называется индикаторной ошибкой.

Таблица 3

Характеристики некоторых индикаторов

Индикатор	Интервал перехода pH	Цвет индикатора в зависимости от величины pH раствора		
Лакмус	5 - 8	красный pH < 5	фиолетовый pT = pH = 7	синий pH > 8
Фенолфталеин	8,2 - 10	бесцветный pH < 8,2	розовый pT = pH = 9	малиновый pH > 10
Метиловый оранжевый	3,1 - 4,4	красный pH < 3,1	оранжевый pT = pH = 4	желтый pH > 4,4

Из таблицы следует, что с помощью индикаторов мы можем определить не точное значение pH раствора, а тот интервал, внутри которого это значение может находиться.

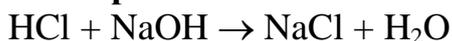
Существует также универсальный индикатор, с помощью которого можно определить приблизительное значение (с точностью до единицы) pH раствора в широком интервале от 0 до 14.

Для многих химических и биологических процессов величина pH

раствора имеет большое значение. Так, рН крови человека имеет строго постоянное значение $7,36 \pm 0,04$. Отклонение от него в ту или иную сторону даже на незначительную величину приводит к развитию в организме различных патологических (болезненных) процессов, которые могут завершиться летальным исходом. Растения нормально произрастают, если значение рН почвенного раствора лежит в определенном интервале, характерном для данного вида растения. От величины рН зависят и свойства природных вод, в частности, их коррозионная активность.

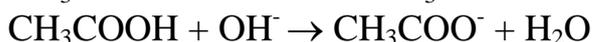
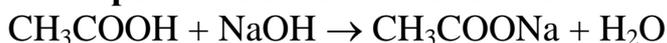
Рассмотрим следующие случаи титрования.

1. Титрование сильной кислоты сильным основанием

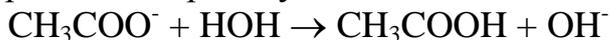


В точке эквивалентности образуется соль сильной кислоты и сильного основания, которая не подвергается гидролизу. Реакция среды будет нейтральной (рН=7). В данном случае индикатором может служить лакмус.

2. Титрование слабой кислоты сильным основанием

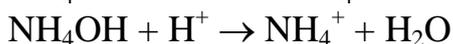
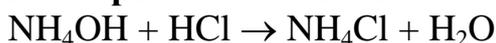


Образующаяся соль слабой кислоты и сильного основания в растворе подвергается гидролизу:

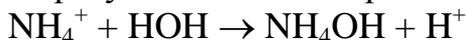


Точка эквивалентности в этом случае будет находиться в щелочной среде, поэтому следует применять индикатор, меняющий окраску при рН>7, например, фенолфталеин.

3. Титрование слабого основания сильной кислотой



Образующаяся соль в растворе подвергается гидролизу:



Точка эквивалентности будет находиться в кислой среде, поэтому можно применять метилоранж.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

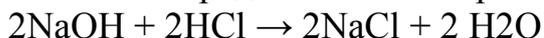
Работа № 1.

Для нейтрализации 5,0 мл раствора серной кислоты потребовалось 4,78 мл 0,1012н. раствора NaOH. Вычислить нормальность и титр кислоты.

Решение:

Работа № 2. Определение молярной концентрации эквивалента и титра HCl по стандартному раствору гидроксида натрия NaOH.

В основе определения лежат реакции:



Используются растворы:

1. Рабочий раствор: NaOH 0,1н
2. Исследуемый раствор: HCl
3. Индикатор: метиловый оранжевый (м/о)

Методика выполнения работы:

1. Раствор кислоты HCl налить в чистую бюретку и привести ее в рабочее состояние. Для этого необходимо: вытеснить воздух из «носика» бюретки, снять воронку и установить уровень раствора в бюретке на нулевое деление (по нижней части мениска).

2. В чистую колбочку для титрования отмерить пипеткой 5 мл 0,1н рабочего раствора NaOH, добавить одну каплю индикатора метилового оранжевого и титровать по каплям при постоянном взбалтывании до перехода желтой окраски в бледно-розовую.

Титрование повторить не менее трех раз. Результаты каждого титрования не должны отличаться друг от друга не более, чем на 0,1 мл. Каждое титрование начинать с нулевого деления. Записать объем раствора кислоты, пошедшей на каждое титрование:

V1 =

V2 =

V3 =

Расчет:

1. Вычислить средний объем раствора кислоты HCl, который пошел на титрование (с точностью до сотых):

$$V_{\text{ср.}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

2. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр исследуемого раствора HCl.

$$C(1/z^* \text{HCl}) = \frac{C(1/z^* \text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V_{\text{ср.}}(\text{HCl})} \text{ моль/л}$$

$$T(\text{HCl}) = \frac{C(1/z^* \text{HCl}) \cdot M(1/z^* \text{HCl})}{1000} \text{ г/мл}$$

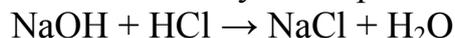
Вывод:

Работа № 3. Определение массы гидроксида натрия в испытуемом образце.

Раствор, подлежащий анализу, количественно переносят в мерную колбу и объем раствора дистиллированной водой доводят до метки.

В колбочку для титрования отмеряют 5 мл этого раствора, прибавляют одну каплю индикатора (фенолфталеина) и титруют раствором кислоты до обесцвечивания. Титрование повторяют 2-3 раза.

При титровании происходит следующая реакция:



Расчет: 1. Вычислить средний объем раствора кислоты HCl, который пошел на титрование (с точностью до сотых):

$$V_{\text{ср.}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

2. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр исследуемого раствора NaOH.

$$C(1/z^* \text{ NaOH}) = \frac{C(1/z^* \text{ HCl}) \cdot V_{\text{ср.}}(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} \text{ моль/л}$$

$$T(\text{NaOH}) = \frac{C(1/z^* \text{ NaOH}) \cdot M(1/z^* \text{ NaOH})}{1000} \text{ г/мл}$$

3. Рассчитать массу NaOH $m(\text{NaOH}) = T(\text{NaOH}) \cdot V$ (мерной колбы).

Вывод:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Какие вещества можно использовать в качестве первичных стандартов в методе кислотно–основного титрования? Ответ обоснуйте. Приведите примеры таких веществ.

Ответ:

2. Концентрацию растворов каких веществ можно определить методом кислотно-основного титрования? Приведите примеры.

Ответ:

3. Сколько граммов NaOH содержится в 500 мл раствора, если на титрование 25 мл этого раствора израсходовано 18,4 мл 0,104 М раствора HNO₃?

Решение:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ БИКАРБОНАТНОЙ (ВРЕМЕННОЙ) ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Определение жесткости воды имеет большое практическое значение и очень широко применяется в технике и промышленности.

Жесткость воды возникает в результате растворения в ней солей кальция и магния. В зависимости от состава солей различают **временную (бикарбонатную) и постоянную жесткость**. Жесткость воды выражается числом миллимолей растворимых солей кальция и магния в 1 литре воды (ммоль/л).

Бикарбонатная (временная) жесткость обусловлена присутствием в воде бикарбонатов кальция и магния: Ca(HCO₃)₂ и Mg(HCO₃)₂. Она почти полностью устраняется при кипячении воды, так как растворимые бикарбонаты при этом разлагаются с образованием нерастворимых карбонатов кальция и магния и гидроксокарбонатов магния:

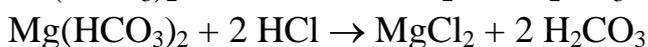
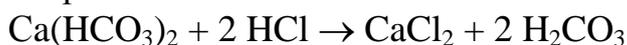


Постоянная жесткость воды обусловлена присутствием в ней преимущественно сульфатов и хлоридов кальция и магния и при кипячении не устраняется.

Сумма величин временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды: $J_{\text{общ.}}(\text{H}_2\text{O}) = J_{\text{вр.}} + J_{\text{пост.}}$

Существуют различные способы определения жесткости воды: определение временной жесткости с помощью метода нейтрализации; комплексонометрический метод определения общей жесткости.

Бикарбонатная жесткость воды определяется титрованием воды раствором соляной кислоты в присутствии метилового оранжевого, так как рН в точке эквивалентности находится в области перехода окраски этого индикатора.



До начала титрования рН раствора бикарбонатов кальция и магния больше 7 за счет гидролиза солей с участием аниона слабой кислоты. В точке эквивалентности раствор имеет слабокислую реакцию, обусловленную диссоциацией слабой угольной кислоты:



Методика выполнения работы:

1. Отберите в коническую колбу пипеткой 100 мл исследуемой водопроводной воды или 10 мл приготовленной жесткой воды и добавьте 2-3 капли метилоранжа.

2. Оттитруйте воду рабочим раствором HCl до оранжевой окраски индикатора. Титрование повторите до получения сходящихся результатов. Результаты титрования запишите в таблицу (см. образец в лаб. раб 1).

3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента солей Ca^{2+} и Mg^{2+} в воде:

$$C_{\text{э}}(\text{солей}) = \frac{C_{\text{э}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{H}_2\text{O})}, (\text{моль / л})$$

4. Вычислите временную жесткость воды:

$$J_{\text{вр.}}(\text{H}_2\text{O}) = C_{\text{э}}(\text{солей}) \cdot 1000, (\text{ммоль/л})$$

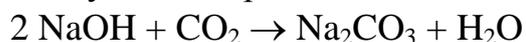
5. Вычислите относительную ошибку определения $J_{\text{вр.}}$

Вывод:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

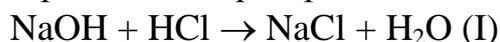
ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ЩЕЛОЧИ И СОДЫ В РАСТВОРЕ ПРИ СОВМЕСТНОМ ИХ ПРИСУТСТВИИ

Как известно, щелочи поглощают из воздуха CO_2 , превращаясь в соответствующие карбонаты:



Поэтому раствор щелочи всегда содержит примеси карбонатов. В некоторых случаях необходимо знать содержание щелочи и карбоната в растворе. В данной лабораторной работе в качестве примера рассмотрим определение содержания NaOH и Na_2CO_3 при совместном их присутствии.

Взаимодействие смеси NaOH и Na_2CO_3 с сильной кислотой можно рассматривать как три процесса:



Определение щелочи и соды при их совместном присутствии проводят с двумя индикаторами: фенолфталеином и метилоранжем. При титровании с фенолфталеином (V_1) пройдут процессы I и II, точка эквивалентности будет находиться в щелочной среде (из-за процесса гидролиза бикарбоната), т.е. с фенолфталеином оттитровывается вся щелочь и половина соды. Точка эквивалентности процесса III будет находиться в кислой среде, поэтому он может быть проведен при титровании с метилоранжем. Эти определения ведут последовательно, не дополняя бюретку кислотой. Точка эквивалентности по метиловому оранжевому показывает конец титрования всей смеси (V_2).

Количество кислоты, которое вступило в реакцию с ионом HCO_3^- равно ($V_2 - V_1$), следовательно:

$$V(\text{HCl}/\text{CO}_3^{2-}) = 2(V_2 - V_1)$$

Количество кислоты, эквивалентное щелочи, равно:

$$V(\text{HCl}/\text{NaOH}) = V_2 - 2(V_2 - V_1)$$

Методика выполнения работы:

1. Получите контрольную смесь NaOH и Na_2CO_3 в мерной колбе на 100 мл и добавьте дистиллированной воды до метки. Перемешайте раствор.

2. Ополосните и заполните бюретку приготовленной Вами соляной кислотой (не забудьте заполнить конец бюретки).

3. Ополосните пипетку контрольным раствором и отмерьте точный объем исследуемого раствора. Перенесите раствор в колбу для титрования. Добавьте 20-30 мл дистиллированной воды и 5-6 капель фенолфталеина.

4. Оттитруйте смесь соляной кислотой до исчезновения розовой окраски фенолфталеина. Запишите объем кислоты (V_1).

5. В колбу для титрования добавьте 2-3 капли метилоранжа. Раствор окрасится в желтый цвет. Продолжите титрование (кислоту в бюретку не доливать) до оранжевой окраски раствора. Запишите объем кислоты (V_2).

6. Титрование повторите несколько раз до получения сходящихся результатов.

7. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов, титр и массу для соды и щелочи в отдельности по приведенным ранее формулам.

8. Рассчитайте относительную ошибку определения по каждому веществу.

Вывод:

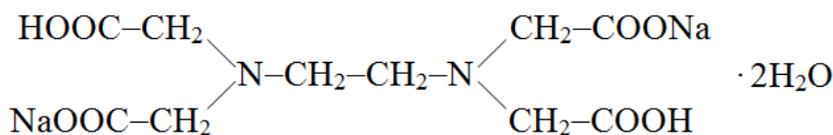
МЕТОД КОМПЛЕКСОМЕТРИИ

Комплексометрия – титриметрический метод анализа, основанный на реакциях комплексообразования определяемых ионов металлов с некоторыми органическими веществами, в частности, с *комплексонами*.

Комплексоны – это аминополикарбоновые кислоты и их производные (соли).

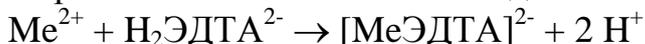
Реакции комплексообразования ионов металлов с комплексонами протекают быстро и стехиометрически количественно.

В титриметрическом анализе широко используется один из представителей класса комплексонов – **динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{ЭДТА}$)**. Этот комплексон часто называют также **трилоном Б** или **комплексонем III**:



Трилон Б со многими катионами металлов образует прочные растворимые в воде внутрикомплексные соединения (хелаты). При образовании хелата катионы металла замещают два атома водорода в карбоксильных группах трилона Б и образуют координационные связи с участием атомов азота аминогрупп.

Образование комплексного соединения можно представить схемой:

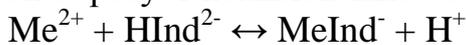


Точку эквивалентности в процессе комплексометрического титрования устанавливают с помощью металлохромных индикаторов, которые образуют с титруемыми ионами металлов растворимые окрашенные

комплексные соединения, устойчивость которых меньше, чем устойчивость комплексных соединений тех же катионов с трилоном Б.

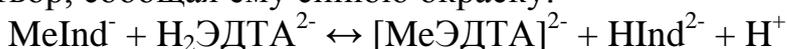
Известно много металлохромных индикаторов. Некоторые из них универсальны, в частности, эриохром черный Т.

При pH= 7-11 анион этого индикатора (HInd²⁻) имеет синюю окраску. С катионами металлов (Ca²⁺, Mg²⁺, Zn²⁺ и др.) в слабощелочном растворе (pH= 8-10) он образует комплексные соединения винно-красного цвета по схеме:



синий винно-красный

При титровании исследуемого раствора трилоном Б эти комплексные соединения разрушаются, так как ионы металла связываются трилоном Б в более прочный комплекс, а освобождающиеся анионы индикатора переходят в раствор, сообщая ему синюю окраску:



винно-красный бесцветный бесцветный синий

$$K_{\text{н}}([\text{CaInd}^-]) = 3,9 \cdot 10^{-6} \quad K_{\text{н}}([\text{CaЭДТА}]^{2-}) = 2,7 \cdot 10^{-11}$$

$$K_{\text{н}}([\text{MgInd}^-]) = 1,0 \cdot 10^{-7} \quad K_{\text{н}}([\text{MgЭДТА}]^{2-}) = 2,0 \cdot 10^{-9}$$

Для более полного протекания реакций комплексообразования (связывания образующихся ионов H⁺) к исследуемому раствору при титровании добавляют аммиачный буферный раствор (NH₄OH + NH₄Cl), pH ≈ 9.

1. Жесткость воды.

Состав природных вод.

Вода – одно из наиболее важных и распространенных химических соединений на нашей планете. Она покрывает 80% поверхности Земли и содержится во многих ее объектах: входит в состав горных пород и минералов, присутствует в почве и атмосфере, содержится во всех живых организмах. Ее важность заключается в том, что она является регулятором климатических условий на земле и универсальным растворителем в процессах, происходящих как в живой, так и неживой природе. Хорошая растворяющая способность воды, обусловленная полярностью ее молекул, приводит к тому, что в природе она чаще всего встречается не в виде индивидуального химического соединения, а в виде сложной многокомпонентной системы, в состав которой входят минеральные вещества, газы, коллоидные и крупнодисперсные частицы, а также различные микроорганизмы. Растворенные в воде компоненты находятся друг с другом в равновесии, образуя комплексы различного состава.

Содержание или концентрация тех или иных компонентов в природной воде зависит от вида водоисточника, температуры, времени года и многих других факторов.

Природные водоемы, находящиеся вблизи промышленных центров, содержат еще и вещества, являющиеся результатом деятельности человека. Это выбросы шахт, заводов, фабрик. Большинство из них являются вредными веществами, делающими часто непригодными природные водоемы для жизнедеятельности человека.

Основными газами, содержащимися в природной воде, являются CO_2 , O_2 , CH_4 , CO , H_2 , N_2 . Следует отметить, что относительное содержание кислорода в воде выше, чем в воздухе.

Среди основных минеральных веществ, присутствующих в природной воде – гидрокарбонаты, сульфаты и хлориды кальция и магния. Их источником являются горные породы – известняки, доломиты, растворяющиеся в результате контакта с природной водой в ходе ее круговорота.

Наличие в воде растворенных веществ увеличивает температуру ее кипения и понижает температуру замерзания. Последнее широко используется в практике для предотвращения образования льда зимой: на дорогах рассыпают соль, понижая тем самым температуру замерзания воды.

1.1 Виды жесткости и единицы ее измерения.

Воду с растворенными в ней солями называют жесткой, а совокупность свойств такой воды – жесткостью. Жесткая вода образует накипь на стенках паровых котлов, отопительных приборов и бытовой металлической посуды.

Она не пригодна для производства бумаги и крашения тканей, для приготовления пищи и напитков. В жесткой воде не пенится мыло, плохо развариваются овощи и мясо.

Согласно ГОСТ 6055-86 различают:

– **карбонатную жесткость** – совокупность свойств воды, обусловленных присутствием в ней гидрокарбонатов кальция, магния и железа. Часто этот вид жесткости называют временной или устранимой;

– **некарбонатную жесткость** – совокупность свойств воды, обусловленных присутствием в ней сульфатов, хлоридов, силикатов, нитратов и фосфатов кальция, магния и железа. Этот вид жесткости также называют постоянной или неустраимой;

– **общую жесткость**, складывающуюся из карбонатной и некарбонатной жесткости. Она равна сумме концентраций ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} .

Количественно жесткость воды в странах СНГ выражают единицами жесткости. За единицу жесткости принимают жесткость воды в одном литре которой содержится один миллимоль (ммоль) эквивалент ионов Ca^{2+} или Mg^{2+} . Числовое значение жесткости, выраженное в ммоль/л, совпадает со значением в моль/м³. Одна единица жесткости соответствует массовой концентрации ионов Ca^{2+} , равной 20, 4 мг/л или ионов Mg^{2+} , равной 12, 15 мг/л.

По величине жесткости различают воду:

- очень мягкую < 1, 5 единиц (ммоль экв/л);
- мягкую 1, 5- 3 единиц;
- среднюю 3, 6- 6, 0 единиц
- жесткую 6, 0-9, 0 единиц
- очень жёсткую > 9, 0 единиц.

2. Методы устранения и снижения жесткости воды.

Устранение или снижение жесткости воды называют умягчением. Его осуществляют различными методами.

2.1 Термическая обработка воды.

Сущность этого метода заключается в предварительном нагревании воды до 70-80 °С или ее кипячении. Метод позволяет устранить только временную (карбонатную) жесткость, обусловленную наличием в воде хорошо растворимых гидрокарбонатов кальция, магния и железа. При этом катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} осаждаются в виде нерастворимых соединений.

Распад гидрокарбонатов магния и железа, в отличие от гидрокарбоната кальция, протекает сложнее: он одновременно сопровождается процессами гидролитического разложения их карбонатов. Это объясняется тем, что карбонаты магния и железа, в отличие от карбоната кальция, более растворимы, чем их гидроксиды.

Если временная жесткость предварительно не была устранена, то вышеприведенные процессы протекают при нагревании воды в паровых котлах, системах водяного отопления и охлаждения, бытовой металлической посуде с образованием в них слоя накипи из нерастворимых соединений. Это снижает коэффициенты теплопередачи и ухудшает их теплотехнические характеристики. При этом происходит перерасход топлива и перегрев металлических поверхностей. Чем больше железа содержится в воде, тем более бурым является цвет накипи.

При термической обработке воды удастся также снизить и содержание в ней растворимых газов, т. к. их растворимость с увеличением температуры падает.

2.2 Реагентный метод (химическая обработка воды)

Этот метод позволяет устранить как временную жесткость, так и постоянную. Сущность его заключается в обработке воды специальными реагентами, образующими ионами, вызывающими жесткость, малорастворимые соединения.

К числу таких реагентов относятся: сода Na_2CO_3 , негашеная (CaO) и гашеная ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) известь, различные фосфаты натрия (Na_3PO_4 , $\text{Na}_6\text{P}_6\text{O}_{18}$) и др.

При обработке воды известью (гашеной или негашеной) происходит устранение ее временной жесткости и одновременное снижение ее щелочности. Процесс называется известкованием или декарбонизацией.

Обработка известью позволяет связать и растворенный в воде углекислый газ. Использование фосфатов натрия предпочтительнее, так как образующие фосфаты кальция, магния и железа менее растворимы, чем их соответствующие карбонаты и гидроксиды.

Для одновременного устранения карбонатной и некарбонатной жесткости широкое распространение в промышленности получил известково-содовый метод: обработка воды смесью CaO и Na_2CO_3 . Вода, умягченная этим способом, имеет остаточную жесткость равную 0,5-0,1

ммольэкв/л. Он становится еще более эффективным, если его проводить при нагревании, сочетая достоинства химического и термического методов.

2.3 Ионообменный метод.

Это современный физико-химический метод, широко используемый в промышленности, особенно в гидрометаллургии. Использование его для умягчения и деминерализации воды позволяет не только уменьшить ее жесткость, но достичь ее глубокой очистки. Вода, подвергшаяся такой обработке, практически не содержит посторонних ионов: ни катионов, ни анионов. Метод основан на способности некоторых веществ, не растворимых в воде, стехиометрически обменивать свои ионы на ионы внешней среды (воды, растворов электролитов).

Вещества, обладающие такими свойствами, называют ионообменниками (ионообменными сорбентами) или сокращенно ионитами.

Большинство ионитов – твердые, ограниченно набухающие вещества, аморфной или кристаллической структуры. Они состоят из каркаса (матрицы) и закрепленных на нем иогенных (активных функциональных) или комплексообразующих групп. Эти группы диссоциируют, давая полионы (фиксированные ионы, ковалентно связанные с каркасом) и эквивалентное число подвижных противоионов, способных к обмену и компенсирующих своими зарядами заряды полионов.

По знаку заряду подвижных противоионов, т. е. по знаку заряду обменивающихся ионов, иониты делятся на катиониты, аниониты и амфолиты, по химической природе каркаса – на неорганические, органические и минерально-органические.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

СТАНДАРТИЗАЦИЯ РАСТВОРА ТРИЛОНА Б

Так как ион металла при комплексообразовании замещает в трилоне Б два иона водорода, то молярная масса эквивалента трилона Б равна половине его молярной массы:

$$M_3(\text{Na}_2\text{H}_2\text{ЭДТА}) = M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{ЭДТА}) / 2 = 186,12 \text{ г/моль}$$

Порядок выполнения работы

Стандартизацию раствора трилона Б можно проводить по титрованному раствору сульфата магния или хлорида кальция.

1. Ополосните и заполните бюретку раствором трилона Б.
2. В колбу для титрования пипеткой перенесите точный объем рабочего раствора сульфата магния. Добавьте 25-30 мл дистиллированной воды.
3. Добавьте в колбу мерным цилиндром 5-10 мл аммиачного буферного раствора и на кончике шпателя внесите в раствор сухой индикатор – эриохром черный Т.

4. Медленно титруйте раствор сульфата магния раствором трилона Б до перехода винно-красной окраски раствора в синюю (без фиолетового оттенка).

5. Результаты титрования запишите. Повторите титрование до получения сходящихся результатов.

6. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр трилона Б.

Вывод:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Общая жесткость воды (общее содержание ионов кальция и магния) определяется по методу комплексонометрии.

Порядок выполнения работы

1. В колбу для титрования возьмите пипеткой жесткую воду (для образцов водопроводной воды обычно используют пипетки объемом 100 мл или 50 мл, а для контрольных растворов жесткой воды – пипетки меньшего объема).

2. Добавьте цилиндром 5-10 мл аммиачного буферного раствора, и, если нужно, ≈ 25 мл дистиллированной воды.

3. На кончике шпателя внесите в раствор сухой индикатор – эриохром черный Т.

4. Медленно титруйте жесткую воду рабочим раствором трилона Б до перехода винно-красной окраски раствора в синюю.

5. Повторите титрование до получения сходящихся результатов.

6. По результатам эксперимента вычислите общую жесткость воды.

Вывод:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Каким требованиям должны удовлетворять металлохромные индикаторы?

Ответ:

2. Стандартные вещества, используемые для установления концентрации ЭДТА.

Ответ:

3. Что такое донорный атом? Приведите примеры.

Ответ:

4. Что называется дентатностью комплексного соединения?

Ответ:

5. Приведите формулу комплексного соединения Ca^{2+} с трилоном Б.

Ответ:

6. Какие виды жесткости вам известны? Какими ионами обусловлен тот или иной вид жесткости?

Ответ:

7. В каких единицах измеряется жесткость и как она рассчитывается?

Ответ:

8. На чем основано определение временной жесткости воды?

Ответ:

МЕТОДЫ РЕДОКСИМЕТРИИ

Методы редоксиметрии основаны на применении реакций окисления-восстановления. Рабочими растворами в редоксиметрии являются растворы окислителей или восстановителей. Следовательно, этими методами можно проводить количественные определения восстановителей и окислителей.

Необходимым условием протекания окислительно-восстановительной реакции является наличие разности потенциалов (редокс-потенциалов) у реагирующих пар (пара – окисленная и восстановленная форма окислителя или восстановителя). Зная величины стандартных редокс-потенциалов (E°) реагирующих пар, можно судить о направлении окислительно-восстановительных реакций. Окисленная форма пары с большим стандартным редокс-потенциалом является окислителем по отношению к восстановленной форме пары с меньшим потенциалом.

Редокс-потенциал какой-либо пары зависит от концентраций окисленной и восстановленной форм, реакции среды, температуры и т.д. Его можно рассчитать по **уравнению Нернста**:

$$E = E^{\circ} + \frac{0,06}{n} \cdot \lg \frac{[\text{Ок.}]}{[\text{Восст.}]}$$

где [Ок.] – концентрация окисленной формы;

[Восст.] – концентрация восстановленной формы;

n – количество электронов, участвующих в полуреакции.

Реакция используется в количественном анализе, если разность потенциалов реагирующих пар (ЭДС системы) имеет значение 0,4-0,5 В.

Методы редоксиметрии, в зависимости от используемых титрантов, могут подразделяться на:

1. **Перманганатометрия.** Титрант – раствор перманганата калия KMnO_4 . Индикатор – избыточная капля титранта.

2. **Иодометрия.** Титрант – раствор свободного иода I_2 или тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Индикатор – крахмал.

3. **Дихроматометрия.** Титрант – раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

4. **Броматометрия.** Титрант – раствор бромата калия KBrO_3 .

5. **Нитритометрия.** Титрант – раствор нитрита натрия NaNO_2 .

Методы применяются как для прямых, так и для косвенных определений.

Окислительно-восстановительные процессы лежат в основе горения топлива, коррозии металлов, электролиза, металлургии и т.д.

С окислительно-восстановительными реакциями связаны дыхание, обмен веществ, гниение и брожение, фотосинтез и нервная деятельность живых организмов. В связи с этим редоксиметрия является одним из важнейших методов физико-химического исследования в химии, биологии, физиологии и медицине.

Следует, однако, отметить, что реакции окисления-восстановления протекают сложнее, чем реакции нейтрализации или ионного обмена. Во многих случаях они осуществляются в несколько стадий и с участием не только двух основных реагентов (окислителя и восстановителя), но и других соединений: воды, кислот или щелочей. Это приводит к тому, что скорость многих окислительно-восстановительных реакций значительно ниже скорости ионообменных реакций.

При участии одних и тех же исходных веществ в зависимости от условий проведения реакции, pH реакционной среды возможно образование разных конечных продуктов, одновременное протекание нескольких параллельных реакций, обратимость происходящих процессов.

Таким образом, далеко не каждая окислительно-восстановительная реакция может быть использована в титриметрии.

Вещества, используемые в качестве титрантов в окислительно-восстановительном титровании, должны быть достаточно сильными окислителями или восстановителями, чтобы с хорошей скоростью, необратимо и количественно взаимодействовать с определяемым соединением. Для достижения данной цели при проведении анализа во многих случаях применяют различные дополнительные приемы: нагревание,

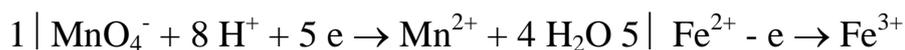
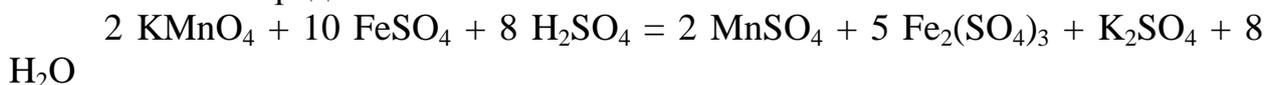
введение в реакционную смесь катализаторов, создание соответствующей среды путем добавления определенного количества кислоты или щелочи.

Недостатком применения сильных восстановителей в качестве титрантов является то, что их стандартные растворы необходимо в процессе хранения защищать от действия кислорода воздуха, а само титрование проводить в атмосфере инертного газа.

Вычисление молярных масс эквивалентов окислителей и восстановителей

При вычисления молярных масс эквивалентов окислителей и восстановителей исходят из числа электронов, которые присоединяет или отдает в данной реакции один моль вещества. Для нахождения молярной массы эквивалента окислителя (восстановителя) нужно его молярную массу разделить на число принятых (отданных) электронов в данной полуреакции.

Например, в реакции окисления сульфата железа (II) перманганатом калия в кислой среде:

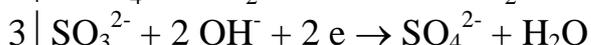
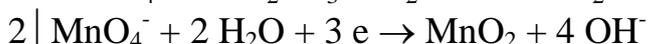
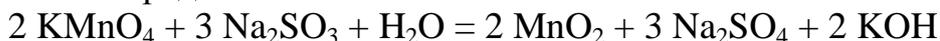


ион MnO_4^- как окислитель принимает пять электронов, а ион Fe^{2+} как восстановитель отдает один электрон. Поэтому для расчета молярных масс эквивалентов окислителя и восстановителя их молярные массы следует разделить на пять и на один, соответственно.

$$M_{\text{Э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,04}{5} = 31,61 \text{ г / моль}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{FeSO}_4) = \frac{M(\text{FeSO}_4)}{1}, \quad M_{\text{Э}}(\text{Fe}^{2+}) = M(\text{Fe}^{2+}) = 55,85 \text{ г/моль}$$

В реакции окисления сульфита натрия перманганатом калия в нейтральной среде:



ион MnO_4^- принимает только три электрона, а ион восстановителя SO_3^{2-} отдает два электрона, следовательно:

$$M_{\text{Э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{3}, \quad M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{SO}_3)}{2}$$

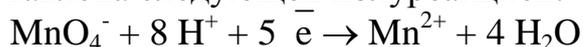
Из приведенных примеров видно, что молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей зависят от условий проведения реакций и определяются исходя из соответствующих полуреакций.

ПЕРМАНГНАТОМЕТРИЯ

Метод основан на окислительно-восстановительных реакциях, в которых окислителем является перманганат-ион MnO_4^- .

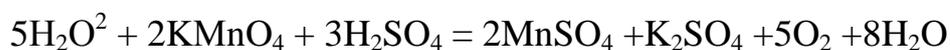
Перманганат калия проявляет окислительные свойства в кислой, нейтральной и щелочной средах. Однако его окислительная активность в кислой среде ($E^{\circ} = 1,51$ В) гораздо выше, чем в нейтральной ($E^{\circ} = 0,59$ В) и щелочной ($E^{\circ} = 0,56$ В) средах. Поэтому титрование перманганатом калия проводят в кислых средах. При восстановлении перманганат-ионов в кислой среде образуются почти бесцветные ионы Mn^{2+} , что позволяет легко фиксировать точку эквивалентности.

Полуреакция восстановления иона MnO_4^- в кислой среде может быть представлена следующей полуреакцией:

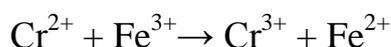


Метод перманганатометрии широко применяют на практике для определения окислителей и восстановителей, при этом используют все приемы титрования: прямое, обратное и заместительное.

Для определения восстановителей (H_2O_2 , ионов Fe^{2+} и др.) используют прямое титрование в сернокислой среде:

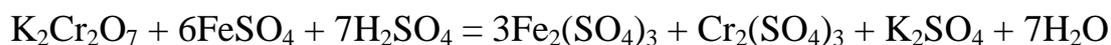


При определении сильных восстановителей, окисляющихся кислородом воздуха, применяют метод замещения. Например, для определения ионов Cr^{2+} к анализируемому раствору вначале добавляют в избытке ионы Fe^{3+} , а затем образовавшиеся в результате протекания реакции:



ионы Fe^{2+} титруют стандартным раствором $KMnO_4$.

При определении окислителей используют обратное титрование. Для этого к определенному объему анализируемого раствора (например $K_2Cr_2O_7$) прибавляют точный, но заведомо избыточный объем раствора восстановителя ($Na_2C_2O_4$, $FeSO_4$ и др.). При этом исследуемый окислитель полностью расходуется:



Избыток не прореагировавшего восстановителя оттитровывают рабочим раствором $KMnO_4$:



Обратное титрование применяют для определения органических веществ, т.к. при их прямом титровании в щелочной среде реакция протекает медленно, а образующийся ион MnO_4^{2-} имеет интенсивную зеленую окраску, что делает невозможным точное фиксирование конца титрования.

Индикатором в этом методе служит сам рабочий раствор - перманганат калия. Одна избыточная капля KMnO_4 окрашивает бесцветный титруемый раствор в бледно-розовый цвет.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

СТАНДАРТИЗАЦИЯ РАБОЧЕГО РАСТВОРА ПЕРМАНГАТА КАЛИЯ KMnO_4

Перманганат калия обычно содержит ряд примесей, поэтому нельзя считать, что раствор, приготовленный из навески, имеет точную концентрацию, т.е. является стандартным. Кроме того, концентрация перманганата в растворе понижается из-за его взаимодействия с органическими веществами и другими восстановителями, присутствующими в воде.

Раствор перманганата калия должен храниться в склянке из темного стекла, так как под действием света происходит разложение его по реакции:

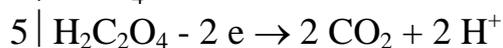
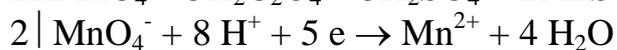
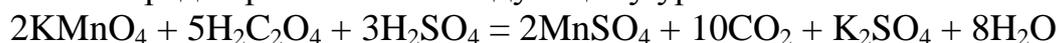


Через 5-7 дней после приготовления раствор перманганата калия отфильтровывают через стеклянный фильтр и проводят его стандартизацию.

Молярную концентрацию эквивалента раствора перманганата калия обычно устанавливают по стандартному раствору перекристаллизованного кристаллогидрата щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Стандартизация раствора перманганата калия по щавелевой кислоте

Реакция между перманганатом калия и щавелевой кислотой в сернокислой среде протекает по следующему уравнению:



Порядок выполнения работы

1. Промойте и наполните бюретку раствором перманганата калия. Установите уровень жидкости на нулевом делении по верхнему краю мениска (для окрашенных жидкостей). Не забудьте заполнить кончик бюретки.

2. В колбу для титрования цилиндром налейте 15 мл 1 М раствора серной кислоты H_2SO_4 и 25 мл дистиллированной воды. Колбу поставьте на асбестовую сетку над газовой горелкой и нагрейте раствор до 70-80°C. Чистую пипетку ополосните раствором щавелевой кислоты. Отмерьте пипеткой точный объем раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и перенесите его в колбу для титрования с нагретым раствором серной кислоты.

3. Оттитруйте горячий раствор щавелевой кислоты перманганатом калия. Катализатором реакции служат ионы Mn^{2+} , которые являются одним из продуктов реакции. В начале титрования реакция идет медленно, первые капли перманганата обесцвечиваются с трудом. Поэтому прибавление первого миллилитра перманганата нужно проводить очень медленно. После того как образовались ионы Mn^{2+} , скорость реакции увеличивается, и титрование можно вести быстрее, прибавляя перманганат калия маленькими порциями и сильно перемешивая раствор в колбе. Новая порция прибавляется только после обесцвечивания предыдущей. Конец титрования определяется по появлению исчезающей в течение 1-2 минут бледно-розовой окраски от одной лишней капли перманганата калия. Взятый объем щавелевой кислоты и объем перманганата калия, пошедший на титрование, запишите в таблицу.

4. Титрование повторите до получения двух-трех сходящихся результатов. Вычислите среднее значение объема перманганата калия.

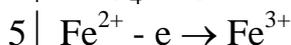
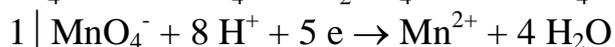
5. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр раствора перманганата калия. Полученные результаты будут использованы Вами в следующей работе.

Вывод:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ЖЕЛЕЗА В РАСТВОРЕ СОЛИ МОРА, $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$

Сульфат железа (II), входящий в состав соли Мора, вступает в реакцию с перманганатом калия в сернокислой среде по уравнению:



Порядок выполнения работы

1. Получите у лаборанта мерную колбу с контрольным раствором соли Мора. Номер колбы и ее объем запишите в тетрадь. Доведите объем раствора

дистиллированной водой до метки, закройте колбу пробкой и хорошо перемешайте.

2. Заполните бюретку раствором перманганата калия, молярная концентрация эквивалента которого была установлена Вами в предыдущей работе.

3. В колбу для титрования возьмите пипеткой пробу раствора соли Мора (объем пипетки запишите в таблицу), добавьте цилиндром 15 мл 1 М раствора серной кислоты и 25 мл дистиллированной воды.

4. Оттитруйте раствор соли Мора перманганатом калия до появления бледно-розовой окраски. Титрование проводится при комнатной температуре. Объем перманганата калия, пошедший на титрование, запишите в таблицу.

5. Титрование повторите несколько раз до получения сходящихся результатов. Вычислите средний объем перманганата калия.

6. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента, титр раствора соли Мора по железу и содержание железа в контрольном растворе (объеме колбы).

7. Вычислите относительную ошибку анализа, узнав у преподавателя истинное содержание железа в контрольном растворе.

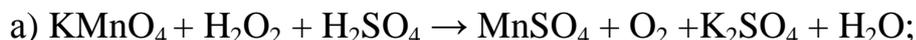
Вывод:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Окислительно-восстановительные потенциалы. Определение направления ОВР по значениям редокс-потенциалов систем.

Ответ:

2. Подобрать коэффициенты методом электронного баланса или электронно-ионным методом, рассчитать фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в реакциях:

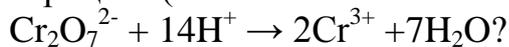


Решение:



Решение:

3. Указать, какой это процесс (окисления или восстановления):



Ответ:

4. Почему нельзя приготовить раствор перманганата калия точной нормальности путем взятия навески на аналитических весах?

Ответ:

5. Почему реакция раствора щавелевой кислоты с перманганатом калия идет вначале медленно, а к концу титрования быстрее?

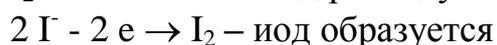
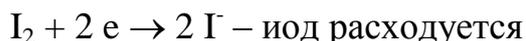
Ответ:

6. К 10 мл анализируемого раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленного серной кислотой, добавили 20 мл 0,1н раствора FeSO_4 . На титрование избытка FeSO_4 пошло 28 мл 0,05н раствора KMnO_4 . Вычислить, сколько граммов $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ содержится в 100 мл анализируемого раствора.

Решение:

ИОДОМЕТРИЯ

Иодометрия – метод объемного анализа, основанный на окислительно-восстановительных реакциях, которые связаны с восстановлением I_2 до иодид-ионов I^- или окислением иодид-ионов I^- до свободного I_2 :



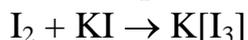
Свободный иод является относительно слабым окислителем. Его стандартный потенциал ($E^\circ (I_2/2I^-) = + 0,54 \text{ В}$) находится приблизительно в середине полной таблицы окислительно-восстановительных потенциалов.

Восстановители, имеющие стандартный электродный потенциал меньше, чем $0,54 \text{ В}$ (например, $Na_2S_2O_3$, и др.) могут быть окислены иодом;

Окислители, стандартный электродный потенциал которых больше, чем $+0,54 \text{ В}$ (например, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, Cu^{2+} и др.) будут окислять иодид-ионы.

Таким образом, метод иодометрии может применяться для определения как окислителей, так и восстановителей. При проведении титрования необходимо учитывать, что I_2 проявляет окислительные свойства только в средах, близких к *нейтральной*. В кислых растворах иодид-ионы легко окисляются до свободного иода даже кислородом воздуха (особенно под воздействием света), а в щелочной среде иод диспропорционирует с образованием I^- и IO^- – ионов.

Рабочими растворами в методе иодометрии являются не только раствор иода (окислитель), но и раствор тиосульфата натрия (восстановитель). Обычно используют $0,1$ или $0,05$ моль/л рабочий раствор I_2 . Однако, иод малорастворим в воде (насыщенный раствор содержит $\sim 0,03\%$ по массе иода), поэтому для приготовления рабочего раствора иода пользуются его хорошей растворимостью в концентрированных растворах KI (не ниже 10% по массе), сопровождающейся образованием комплексного соединения $K[I_3]$:



Комплексный ион $[I_3]^-$, имея малую константу устойчивости, легко диссоциирует на I^- -ион и I_2 и в растворах ведет себя так же, как и I_2 .

Рабочий раствор иода в лабораториях часто готовят из **фиксаналов** (**фиксанал** – стандартный раствор высокой концентрации в запаянных ампулах заводского изготовления) путем разбавления содержимого ампулы в мерных колбах соответствующего объема (объем и число молей эквивалентов вещества в данном объеме указываются на ампуле).

В связи с тем, что реакции с участием свободного иода идут медленно, для определения сильных окислителей обычно не используют метод прямого

титрования. Для количественного определения сильных окислителей методом иодометрии проводят титрование заместителя. В этом случае к раствору окислителя (определяемого вещества) добавляют избыток раствора иодида калия KI. Окислитель вытесняет из него эквивалентное количество свободного иода I₂. Выделившийся иод оттитровывают восстановителем – стандартным раствором тиосульфата натрия, и определяют содержание окислителя в анализируемом растворе.

Индикатором в иодометрии служит свежеприготовленный 1 %-ный раствор крахмала. При взаимодействии его с иодом протекают два процесса: адсорбция иода на поверхности молекул крахмала и образование комплексного соединения синего цвета – иодкрахмала. Для уменьшения адсорбции при титровании окислителя крахмал добавляют в титруемый раствор в конце титрования, когда основное количество иода уже прореагировало.

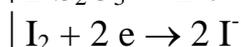
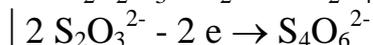
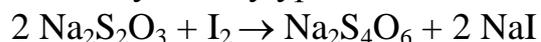
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

СТАНДАРТИЗАЦИЯ РАСТВОРА ТИОСУЛЬФАТА НАТРИЯ, Na₂S₂O₃

Кристаллическому тиосульфату натрия соответствует формула Na₂S₂O₃·5H₂O. Однако состав даже чистого препарата тиосульфата натрия этой формуле практически не соответствует, поэтому сначала готовят приблизительно 0,1 моль/л раствор, а затем проводят его стандартизацию по рабочему раствору иода или дихромата калия K₂Cr₂O₇.

Вариант 1. Стандартизация по иоду I₂

Реакция между тиосульфатом натрия и иодом протекает в нейтральной среде по следующему уравнению:



Порядок выполнения работы

1. Промойте и заполните бюретку раствором тиосульфата натрия.
2. Ополосните пипетку стандартным раствором иода. Отмерьте пипеткой раствор иода и перенесите его в колбу для титрования. Или поместите раствор иода в колбу для титрования из общей бюретки.
3. Добавьте в колбу для титрования цилиндром 20-30 мл дистиллированной воды.
4. Оттитруйте раствор иода тиосульфатом натрия до светло-желтой окраски раствора в колбе.

5. Добавьте в колбу 2-3 мл крахмала с помощью цилиндра. Раствор окрасится в синий цвет. Продолжите титрование медленно по каплям, до резкого исчезновения цвета раствора.

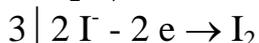
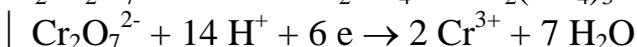
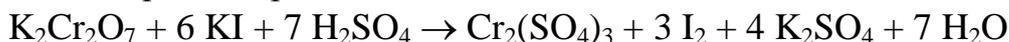
6. Запишите в таблицу объем тиосульфата натрия, который пошел на титрование. Проведите несколько определений до получения сходящихся результатов.

7. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр раствора тиосульфата натрия.

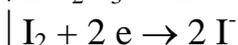
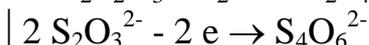
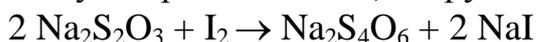
Вывод:

Вариант 2. Стандартизация по дихромату калия $K_2Cr_2O_7$

Стандартизация раствора тиосульфата натрия по раствору дихромата калия основана на восстановлении дихромат-иона избытком иодида калия в сернокислой среде по реакции:



Выделившийся свободный иод в количестве, эквивалентном количеству дихромата калия, титруют тиосульфатом натрия:



Порядок выполнения работы

1. В коническую колбу для титрования налейте цилиндром 15 мл 20 % раствора KI и 20 мл 1 M раствора серной кислоты.

2. Промойте пипетку раствором дихромата калия. Отмерьте пипеткой точный объем раствора дихромата, перенесите его в колбу для титрования и перемешайте растворы. Или поместите раствор дихромата калия в колбу для титрования из общей бюретки.

3. Закройте колбу пробкой или фильтровальной бумагой и поставьте на 5 минут в темное место для завершения реакции.

4. Ополосните и заполните бюретку раствором тиосульфата натрия.

5. Добавьте в колбу для титрования цилиндром 20-30 мл дистиллированной воды.

6. Оттитруйте выделившийся иод тиосульфатом натрия до светло-желтой окраски раствора в колбе.

7. Добавьте в колбу цилиндром 2-3 мл крахмала. Раствор окрасится в темно-синий цвет. Продолжите титрование медленно, по каплям, до исчезновения синего цвета раствора (не доливайте раствор в бюретку!).

8. Запишите в таблицу объем тиосульфата натрия, который пошел на титрование. Сделайте несколько определений до получения сходящихся результатов.

9. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр раствора тиосульфата натрия.

Вывод:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИОДА ПО ТИОСУЛЬФАТУ НАТРИЯ

Порядок выполнения работы

1. Промойте и заполните бюретку раствором тиосульфата натрия.
2. Ополосните пипетку стандартным раствором иода. Отмерьте пипеткой раствор иода и перенесите его в колбу для титрования. Или поместите раствор иода в колбу для титрования из общей бюретки.

3. Добавьте в колбу для титрования цилиндром 20-30 мл дистиллированной воды.

4. Оттитруйте раствор иода тиосульфатом натрия до светло-желтой окраски раствора в колбе.

5. Добавьте в колбу 2-3 мл крахмала с помощью цилиндра. Раствор окрасится в синий цвет. Продолжите титрование медленно по каплям, до резкого исчезновения цвета раствора.

6. Запишите в таблицу объем тиосульфата натрия, который пошел на титрование. Сделайте несколько определений до получения сходящихся результатов.

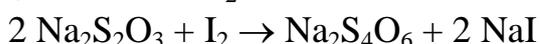
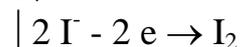
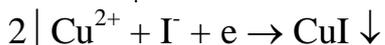
7. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр раствора иода.

Вывод:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ МЕДИ В РАСТВОРЕ СУЛЬФАТА МЕДИ (II)

Титрование ведут по методу замещения с использованием избыточного количества вспомогательного 20 % раствора KI. При взаимодействии ионов меди (II) с иодид-ионами выделяется свободный иод в количестве, эквивалентном количеству ионов меди (II) в растворе. Выделившийся иод оттитровывают рабочим раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



Первая реакция протекает количественно из-за образования малорастворимого соединения иодида меди (I). Для предотвращения гидролиза сульфата меди (II) реакцию проводят в слабокислой среде.

Порядок выполнения работы

1. Получите контрольный раствор сульфата меди (II), добавьте к нему 5 мл 1 М раствора H_2SO_4 и доведите объем в мерной колбе дистиллированной водой до метки. Перемешайте раствор.

2. Пипеткой возьмите 10,0 мл раствора сульфата меди (II) и перенесите его в коническую колбу для титрования.

3. Добавьте в колбу цилиндром 15 мл 20 % раствора иодида калия. При этом выпадает осадок CuI, а раствор окрашивается в коричневый цвет из-за выделения свободного иода.

4. Накройте колбу фильтровальной бумагой и для завершения реакции поставьте в темное место на 3-5 минут.

5. Выделившийся иод оттитруйте раствором тиосульфата натрия до светло-желтой окраски раствора в колбе. Добавьте в колбу 2-3 мл крахмала с помощью цилиндра. Раствор окрасится в синий цвет. Продолжите титрование медленно по каплям, до резкого исчезновения цвета раствора.

6. Повторите титрование 2-3 раза до получения сходящихся результатов. Результаты запишите в таблицу.

7. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора CuSO_4 , титр раствора CuSO_4 по меди и массу меди в контрольном растворе.

8. Рассчитайте относительную ошибку эксперимента (истинное значение массы меди в растворе узнайте у преподавателя).

Вывод:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Какие растворы в методе йодометрии являются основными рабочими растворами?

Ответ:

2. Почему при титровании раствора йода раствором тиосульфата натрия крахмал прибавляют в конце титрования?

Ответ:

3. Почему нельзя вести титрование йодом в щелочной среде?

Ответ:

4. Почему при йодометрическом определении $K_2Cr_2O_7$ нельзя использовать прямое титрование?

Ответ:

5. Сколько граммов дихромата калия содержится в растворе, если при взаимодействии его с избытком подкисленного раствора йодида калия на титрование выделившегося йода пошло 1,5 мл 0,01н раствора тиосульфата натрия?

Решение:

ФОТОКОЛОРИМЕТРИЯ

Фотоколориметрия – это оптический метод анализа, который рассматривает взаимодействие вещества с электромагнитным излучением в видимой области: длина волны (λ) 380-750 нм; частота (ν) $2,5 \cdot 10^4$ - $1,5 \cdot 10^4$ см⁻¹; энергия излучения (E) 1-10 эВ. В результате поглощения веществом определенного количества энергии в молекулах этого вещества имеют место электронные переходы.

Целью фотоколориметрического анализа является определение концентрации вещества в растворах окрашенных соединений. Если вещества не имеют цвета, то проводят реакцию, в результате которой образуются растворимые окрашенные соединения. Цвет раствора связан с длиной волны поглощенной части светового потока. В видимой области цвет раствора обусловлен длиной волны излучения, не поглощенного этим раствором, и является дополнительным к цвету поглощенной части света (см. табл.2).

Таблица 2

Зависимость цвета вещества от поглощаемой части спектра

Цвет раствора вещества (дополнительный)	Цвет поглощенной части светового потока	λ поглощенной части спектра, нм
желто-зеленый	фиолетовый	400-450
желтый	синий	450-480
оранжевый	зелено-синий	480-490
красный	сине-зеленый	490-500
пурпурный	зеленый	500-560
фиолетовый	желто-зеленый	560-575
синий	желтый	575-590
сине-зеленый	красный	590-625
зеленый	пурпурный	625-750

Поглощенное световое излучение количественно описывается **законом Бугера-Ламберта-Бера**:

$$A = \lg T = \lg \frac{I}{I_0} = \varepsilon \cdot b \cdot C$$

где A - поглощение вещества, или его оптическая плотность; T - пропускание образца, т.е. отношение интенсивности света прошедшего через

образец, к интенсивности падающего света, I/I_0 ; C – концентрация вещества (обычно моль/л); b – толщина кюветы (см); ε – молярная поглощательная способность вещества, или молярный коэффициент поглощения [л/(моль см)].

Расчет молярного коэффициента поглощения проводят по формулам:

$$\varepsilon = A/(C \cdot b) \text{ или } \varepsilon_{\%} = A/(C_{\%} \cdot b).$$

Область применения фотоколориметрии

Фотометрические методы очень широко используются для определения примесей в сплавах или минералах и породах, для изучения кинетики реакций, для непрерывного контроля технологического процесса, для определения малых количеств веществ.

Фотометрический метод анализа характеризуется высокой избирательностью и является одним из быстрых методов анализа. Этим методом можно определить концентрации веществ до $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Метод калибровочного графика

Для определения концентрации вещества (элемента) в исследуемом растворе используют чаще всего калибровочный (градуировочный) график в координатах $A - C$ (оптическая плотность – концентрация).

Готовят серию стандартных растворов с известной концентрацией вещества. Измеряют оптическую плотность этих растворов, сравнивая интенсивности потока излучения, проходящего через стандартный раствор, с интенсивностью потока излучения, проходящего через раствор сравнения, поглощение которого принимают равным нулю. Строят калибровочный график.

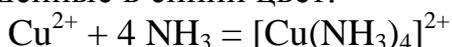
Калибровочная прямая представляет собой прямую линию, которая идет из начала координат.

Затем измеряют оптическую плотность анализируемого раствора и по графику определяют его концентрацию.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МЕДИ (II)

В аммиачных растворах ионы меди образуют комплексные ионы, окрашенные в синий цвет.



Порядок выполнения работы

1. Возьмите 7 мерных колб на 100 мл для приготовления стандартных растворов соли меди (II). Напишите на них стеклографом номера 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2. Налейте из **бюретки** в колбы, начиная с колбы № 1, точное число мл раствора соли меди (II), который содержит 1 мг меди в 1 мл раствора (см. табл. 3) или другие объемы по усмотрению преподавателя.

Таблица 3

Реагенты для фотометрического определения меди (II)

№ колбы	Объем соли меди (II), мл	Концентрация меди (II), мг/мл	Объем раствора аммиака, мл	Оптическая плотность
0	0		5	
1	1		5	
2	2		5	
3	3		5	
4	4		5	
5	5		5	
6	6		5	
x	x		5	

3. В каждую колбу добавьте **цилиндром** по 5 мл 25 % (концентрированного) раствора аммиака, добавьте дистиллированной воды до метки, закройте пробкой, хорошо перемешайте.

4. Измерьте оптическую плотность каждого стандартного раствора и запишите в таблицу 3. Измерение проводится относительно раствора в колбе № 0 (нулевой раствор) в кюветах с $b = 34$ мм с использованием желтого светофильтра.

5. По результатам постройте калибровочный график на миллиметровой бумаге в координатах А - С.

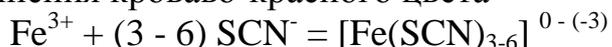
6. Получите у преподавателя контрольную задачу с неизвестной концентрацией соли меди (II) (колба № x), добавьте 5 мл 25 % раствора аммиака, доведите дистиллированной водой до метки. Закройте пробкой, хорошо перемешайте.

7. Измерьте оптическую плотность контрольного раствора A_x и по калибровочному графику определите концентрацию меди (II) C_x . Узнайте у преподавателя точной значение концентрации раствора и вычислите погрешность измерения.

Решение:

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕЛЕЗА (III)

Ионы железа (III) образуют с роданид-ионами комплексные соединения кроваво-красного цвета



Окраска растворов неустойчива, поэтому их готовят непосредственно перед измерением оптической плотности.

Порядок выполнения работы

1. Возьмите 6 мерных колб на 100 мл для приготовления стандартных растворов соли железа (III). Напишите на них стеклогграфом номера 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2. Налейте из **бюретки** в колбы, начиная с колбы № 1, точное число мл раствора соли железа (III), который содержит 0,02 мг железа в 1 мл раствора (см. табл. 4) или данные преподавателя.

3. В каждую колбу **цилиндром** добавьте по 2 мл разбавленной (1:1) азотной кислоты и по 10 мл 10%-ного раствора роданида аммония NH_4SCN . Добавьте дистиллированной воды до метки, закройте пробкой, хорошо перемешайте.

4. Измерьте оптическую плотность каждого стандартного раствора в кюветах с $b = 34$ мм с использованием синего светофильтра. За “нулевой раствор” возьмите дистиллированную воду. Результаты измерений запишите в таблицу 4.

5. По полученным значениям оптической плотности постройте калибровочный график на миллиметровой бумаге в координатах А - С.

6. Получите у преподавателя контрольную задачу с неизвестной концентрацией соли железа (III) (колба № х), добавьте 2 мл разбавленной (1:1) азотной кислоты, 10 мл раствора роданида аммония, доведите дистиллированной водой до метки. Закройте пробкой, хорошо перемешайте.

Таблица 4

Реагенты для фотометрического определения железа (III)

№ колбы	Объем соли железа (III), мл	Концентрация железа (III), мг/мл	Объем раствора HNO_3 , мл	Объем р-ра NH_4SCN , мл	Оптич. плотность
1	0,5		2	10	
2	1,0		2	10	
3	2,0		2	10	
4	3,0		2	10	
5	4,0		2	10	
6	5,0		2	10	
х	х		2	10	

7. Измерьте оптическую плотность контрольного раствора A_x и по калибровочному графику определите концентрацию железа (III) C_x . Узнайте

у преподавателя точной значение концентрации раствора и вычислите погрешность измерения.

Решение:

ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ

Метод потенциометрии основан на зависимости потенциала электрода, погруженного в раствор, от концентрации определенных ионов в данном растворе (уравнение Нернста). Потенциал применяемого в работе стеклянного электрода зависит от концентрации ионов водорода в растворе, что используется при измерении рН. Стеклянный электрод в паре с электродом сравнения, потенциал которого не зависит от рН, опускают в определяемый раствор и измеряют разность их потенциалов. Вольтметр, применяемый для измерений, имеет шкалу, градуированную как в милливольтгах, так и в единицах рН, что позволяет снимать показания рН раствора непосредственно со шкалы прибора.

При кислотно-основном титровании добавление каждой порции титранта вызывает изменение рН раствора. На этом основано потенциометрическое титрование. К точному объему определяемого раствора последовательно добавляют небольшие порции стандартного раствора и после каждого добавления измеряется рН. Точку эквивалентности определяют графически (см. рис.1 и 2).

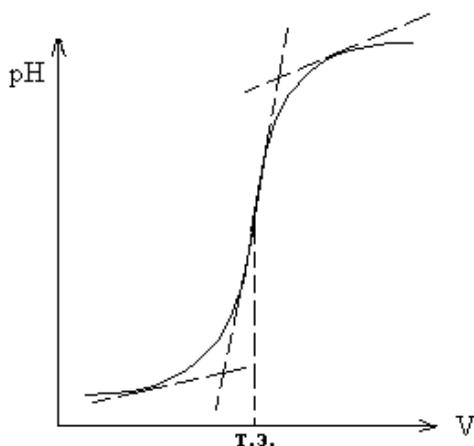


Рисунок 1– Интегральная кривая: точка эквивалентности соответствует середине отрезка касательной скачка титрования

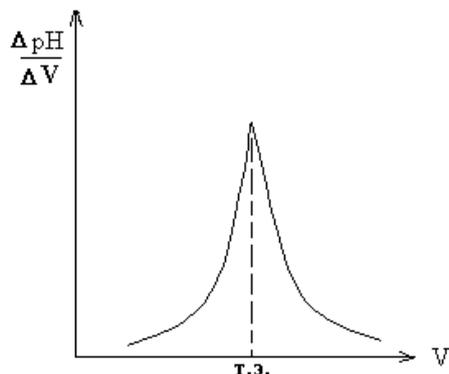


Рисунок 2– Дифференциальная кривая: точка эквивалентности соответствует максимуму кривой.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ РАСТВОРА NaOH

Ознакомьтесь с установкой для потенциометрического титрования. Электрохимическая ячейка для определений представляет собой стакан с определяемым раствором, в который погружен парный электрод, присоединенный к вольтметру (рН-метру). Раствор HCl добавляют в стакан из бюретки. Раствор в стакане перемешивают с помощью опущенного в стакан магнитного стержня, который приводится в движение магнитной мешалкой. РН-метр измеряет водородный показатель.

Порядок выполнения работы

1. Заполните бюретку раствором HCl до нулевой метки.
2. Промойте электрод: опустите его несколько раз в стакан с дистиллированной водой. Включите рН-метр в сеть.
3. В стакан на 50 мл отмерьте из общей бюретки 10,0 мл титрованного раствора NaOH, положите в него магнитный стержень и опустите электроды (электроды должны быть выше дна стакана на 1,5-2 см). Долейте в стакан дистиллированной воды так, чтобы концы электродов находились в растворе.
4. Включите магнитную мешалку и перемешайте раствор в течение 1 мин.
5. Выключите мешалку и измерьте рН раствора с точностью до 0,01.
6. Добавляйте в стакан из бюретки по 1,0 мл раствора HCl, перемешивайте раствор в течение 1 мин, выключайте мешалку и измеряйте рН с точностью до 0,01. Значения V(HCl) и рН занесите в таблицу 5.

Таблица 5

Значения рН при потенциометрическом титровании

№ измерения	V_{HCl} , мл	рН	ΔV_{HCl} , мл	ΔpH	$\Delta \text{pH}/\Delta V_{\text{HCl}}$
-------------	-----------------------	----	------------------------------	--------------------	--

7. Повторяйте операции 6 до того момента, когда значение ΔpH окажется значительно больше, чем предыдущие. После этого продолжайте измерения, уменьшив ΔV до 0,5 мл: близка точка эквивалентности!

8. После прохождения точки эквивалентности повторите операции 6 еще 5 раз.

9. По полученным данным на миллиметровой бумаге постройте графики интегральной и дифференциальной кривых (рис. 1-2) и определите $V_3(\text{HCl})$.

10. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты.

Решение:

КОМПЛЕКТ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ
Объемный анализ. Кислотно-основное титрование

Вариант 1

1. Из 0,28 г КОН приготовили 200 мл раствора. Найти молярную концентрацию эквивалентов вещества в растворе и его титр по H_2SO_4 .
2. На титрование 50,0 мл раствора NaOH идет 22,5 мл 0,1600 н раствора HCl. Найти молярную концентрацию эквивалентов NaOH в растворе.
3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 55 мл жесткой воды пошло 3,4 мл 0,1234 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Вариант 2

1. Из 0,40 г NaOH приготовили 1000 мл раствора. Найти молярную концентрацию эквивалентов вещества в растворе и его титр.
2. На титрование 10,0 мл раствора серной кислоты идет 4,9 мл 0,1120 н раствора гидроксида калия. Найти молярную концентрацию эквивалентов серной кислоты в растворе.
3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 25 мл жесткой воды пошло 2,0 мл 0,1012 н раствора соляной кислоты. Найти временную жест

Вариант 3

1. Для 0,0520 н раствора Na_2CO_3 найти титр раствора по Na_2CO_3 и титр раствора по HCl.
2. На титрование 35 мл раствора H_2SO_4 идет 10,8 мл 0,1468 н раствора KOH. Найти молярную концентрацию эквивалентов H_2SO_4 в растворе.
3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования: $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 75 мл жесткой воды пошло 5,6 мл 0,0972 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Вариант 4

1. Для раствора соляной кислоты с титром 0,005426 г/мл найти молярную концентрацию эквивалентов хлороводорода в растворе и его титр по Na_2CO_3 .
2. На титрование 25,0 мл раствора серной кислоты идет 11,2 мл 0,1240 н раствора гидроксида калия. Найти молярную концентрацию эквивалентов серной кислоты в растворе.

3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 45,0 мл жесткой воды пошло 6,1 мл 0,1212 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Вариант 5

1. Для раствора 0,0520 н раствора HNO_3 найти титр раствора по HNO_3 и титр раствора по $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
2. На титрование 15 мл раствора Na_2CO_3 идет 5,8 мл 0,0512 н раствора HCl . Найти молярную концентрацию эквивалентов Na_2CO_3 в растворе.
3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования раствора азотистой кислоты раствором гидроксида натрия? Какой индикатор можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 25,0 мл жесткой воды пошло 7,2 мл 0,1120 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Вариант 6

1. Из 0,6000 г NaOH приготовили 500 мл раствора. Найти молярную концентрацию эквивалента NaOH в растворе и его титр.
2. На титрование 20,0 мл раствора NaOH идет 12,5 мл 0,1200 н раствора H_2SO_4 . Найти молярную концентрацию эквивалентов NaOH в растворе.
3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 20 мл жесткой воды пошло 3,1 мл 0,1240 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Вариант 7

1. Для раствора гидроксида калия с титром 0,005600 г/мл найти молярную концентрацию эквивалентов KOH в растворе и его титр по H_2SO_4 .
2. На титрование 45 мл раствора Na_2CO_3 идет 16,8 мл 0,0872 н раствора H_2SO_4 . Найти молярную концентрацию эквивалентов Na_2CO_3 в растворе.
3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования $\text{HNO}_3 + \text{NaOH}$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 50 мл жесткой воды пошло 5,4 мл 0,1450 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Вариант 8

1. В 250 мл раствора содержится 0,9800 г H_2SO_4 . Найти молярную концентрацию эквивалента H_2SO_4 в растворе и его титр.
2. На титрование 40,0 мл раствора HCl идет 25,0 мл 0,1120 н раствора KOH . Найти молярную концентрацию эквивалентов HCl в растворе.

3. В каком интервале pH (>7 , <7 , $=7$) лежит точка эквивалентности в случае титрования: $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$? Какие индикаторы можно использовать для данного титрования?
4. На титрование 200 мл жесткой воды пошло 14,2 мл 0,1000 н раствора соляной кислоты. Найти временную жесткость воды.

Комплексонометрия

Вариант 1

1. Вычислите концентрацию ионов Hg^{2+} в 0,2 М растворе $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ в присутствии 0,5 М KSCN .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:

$$[\text{Fe}(\text{SCN})_3] + \text{F}^- \rightarrow$$
3. На титрование 40,0 мл жесткой воды пошло 2,9 мл 0,1234 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 5,6 ммоль/л.
4. На титрование 10,0 мл раствора MgCl_2 пошло 3,3 мл 0,1212 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Mg^{2+} в 1200 мл раствора.

Вариант 2

1. Вычислите концентрацию ионов Cu^{2+} в 0,8 М растворе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ в присутствии 0,1 М NH_3 .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:

$$\text{AgCl} + \text{NH}_3 \rightarrow$$
3. На титрование 120,0 мл жесткой воды пошло 14,4 мл 0,0728 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 3,6 ммоль/л.
4. На титрование 30,0 мл раствора SrCl_2 пошло 9,2 мл 0,1488 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Sr^{2+} в 1100 мл раствора.

Вариант 3

1. Вычислите концентрацию Ag^+ и в 0,6 М растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ в присутствии 0,4 М KCN .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:

$$\text{AgBr} + \text{NH}_3 \rightarrow$$
3. На титрование 25,0 мл жесткой воды пошло 5,6 мл 0,0824 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 6,8 ммоль/л.
4. На титрование 25,0 мл раствора FeCl_3 пошло 15,2 мл 0,0500 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Fe^{3+} в 200 мл раствора.

Вариант 4

1. Вычислите концентрацию Ag^+ в 0,2 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем избыток 0,5 М NH_3 .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:
$$[\text{HgBr}_4]^{2-} + \text{CN}^- \rightarrow$$
3. На титрование 200,0 мл жесткой воды пошло 18,6 мл 0,0972 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 4,2 ммоль/л.
4. На титрование 100 мл раствора CaCl_2 пошло 8,4 мл 0,0840 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Ca^{2+} в 1600 мл раствора.

Вариант 5

1. Вычислите концентрацию ионов Cu^+ в 0,5 М растворе $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$ в присутствии 0,2 М KCN .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции
$$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{I}^- \rightarrow$$
3. На титрование 125,0 мл жесткой воды пошло 25,6 мл 0,0794 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 6,4 ммоль/л.
4. На титрование 50,0 мл раствора AlCl_3 пошло 25,8 мл 0,0552 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Al^{3+} в 600 мл раствора.

Вариант 6

1. Вычислите концентрацию Fe^{3+} и в 0,2 М растворе $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ в присутствии 0,1 М KF .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:
$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{SCN}^- \rightarrow$$
3. На титрование 50,0 мл жесткой воды пошло 6,2 мл 0,0525 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 2,4 ммоль/л.
4. На титрование 25 мл раствора FeCl_3 пошло 14,5 мл 0,0500 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Fe^{3+} в 400 мл раствора.

Вариант 7

1. Вычислите концентрацию Fe^{2+} и в 0,6 М растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в присутствии 0,1 М KCN .
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:
$$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{CN}^- \rightarrow$$
3. На титрование 40,0 мл жесткой воды пошло 6,8 мл 0,0820 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 3,8 ммоль/л.

4. На титрование 20 мл раствора $MgSO_4$ пошло 10,8 мл 0,0500 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Mg^{2+} в 500 мл раствора.

Вариант 8

1. Вычислите концентрацию Zn^{2+} в 0,3 М растворе $K_2[Zn(OH)_4]$, содержащем 0,2 М КОН.
2. Выполните расчет константы равновесия и установите, возможно ли протекание следующей реакции:
$$CuS + NH_3 \cdot H_2O \rightarrow$$
3. На титрование 80,0 мл жесткой воды пошло 4,8 мл 0,1234 н раствора трилона Б. Найти постоянную жесткость воды, если временная жесткость воды равна 2,8 ммоль/л.
4. На титрование 30 мл раствора $NiCl_2$ пошло 12,4 мл 0,0500 н раствора трилона Б. Найти массу ионов Ni^{2+} в 600 мл раствора.

Оксидиметрия

Вариант 1

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:
$$KMnO_4 + H_2SO_4 + KI \rightarrow$$
2. Можно ли с помощью Sn^{4+} окислить Mn^{2+} до MnO_4^- в кислой среде? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 20 мл раствора $KClO_3$ прилили 25 мл 0,1246 н раствора $H_2C_2O_4$, избыток которого оттитровали 8,2 мл 0,1184 н раствора $KMnO_4$. Найти массу $KClO_3$ в исходном растворе.
4. К раствору $K_2Cr_2O_7$ добавили избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 14,8 мл 0,0840 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу $K_2Cr_2O_7$ в исходном растворе.

Вариант 2

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:
$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + NaNO_2 \rightarrow$$
2. $KMnO_4$ можно получить по реакции K_2MnO_4 с хлором в щелочной среде. Можно ли вместо хлора использовать пероксид водорода? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 15 мл раствора $KClO_3$ прилили 100 мл 0,1000 н раствора $H_2C_2O_4$, избыток которого оттитровали 50,2 мл 0,0800 н раствора $KMnO_4$. Найти массу $KClO_3$ в исходном растворе.
4. К раствору $CuSO_4$ добавили избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 4,8 мл 0,1524 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу $CuSO_4$ в исходном растворе.

Вариант 3

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:



2. Можно ли с помощью Br_2 окислить $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ до Na_2CrO_4 в щелочной среде? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 42 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилили в кислой среде 50 мл 0,1480 н раствора KI , избыток которого оттитровали в кислой среде 21,4 мл 0,0962 н раствора KMnO_4 . Найти массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в исходном растворе.
4. К раствору KMnO_4 добавили в кислой среде избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 24,8 мл 0,0972 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу KMnO_4 в исходном растворе.

Вариант 4

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:



2. Можно ли с помощью H_2O_2 окислить $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ до Na_2CrO_4 в щелочной среде? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 35 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилили в кислой среде 75 мл 0,1278 н раствора KI , избыток которого оттитровали в кислой среде 12,4 мл 0,1196 н раствора KMnO_4 . Найти массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в исходном растворе.
4. К раствору FeCl_3 добавили избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 12,8 мл 0,1108 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу FeCl_3 в исходном растворе.

Вариант 5

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:



2. KMnO_4 можно получить по реакции K_2MnO_4 с хлором в щелочной среде. Можно ли вместо хлора использовать иод? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 30 мл раствора KClO_3 прилили 25 мл 0,1424 н раствора FeCl_2 . Избыток FeCl_2 оттитровали в кислой среде 4,2 мл 0,0872 н раствора KMnO_4 . Найти массу KClO_3 в исходном растворе.
4. К раствору KMnO_4 добавили в кислой среде избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 17,2 мл 0,1234 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу KMnO_4 в исходном растворе.

Вариант 6

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:



2. KMnO_4 можно получить по реакции K_2MnO_4 с хлором в щелочной среде. Можно ли вместо хлора использовать бром? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 15 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилили 15 мл 0,1200 н раствора FeSO_4 в кислой среде. Избыток FeSO_4 оттитровали 5,2 мл 0,0642 н раствора KMnO_4 . Найти массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в исходном растворе.
4. К раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавили в кислой среде избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 14,8 мл 0,0648 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в исходном растворе.

Вариант 7

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:



2. Можно ли с помощью H_2S восстановить Fe^{3+} до Fe^{2+} в кислой среде? Ответ подтвердите расчетом ЭДС соответствующей реакции.
3. К 30 мл раствора KClO_3 прилили 15 мл 0,1369 н раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, избыток которого оттитровали 9,4 мл 0,0672 н раствора KMnO_4 . Найти массу KClO_3 в исходном растворе.
4. К раствору FeCl_3 добавили избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 4,6 мл 0,0888 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу FeCl_3 в исходном растворе.

Вариант 8

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, поставьте коэффициенты и вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:



2. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции и определите возможность ее протекания:



3. К 62 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилили в кислой среде 150 мл 0,0872 н раствора KI , избыток которого оттитровали в кислой среде 40,8 мл 0,0728 н раствора KMnO_4 . Найти массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в исходном растворе.
4. К раствору CuSO_4 добавили избыток раствора иодида калия. Выделившийся иод оттитровали 15,4 мл 0,1412 н раствора тиосульфата натрия. Найти массу CuSO_4 в исходном растворе.

КОМПЛЕКТ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

Титриметрические методы анализа

1. Титриметрия – метод количественного анализа, основанный на ...
 - 1) измерении количества титранта, израсходованного на реакцию с определяемым веществом;
 - 2) измерении объема растворителя, израсходованного на растворение определяемого вещества;
 - 3) измерении объема растворителя, необходимого для полного растворения навески определяемого вещества;
 - 4) измерении рН раствора, полученного при растворении навески определяемого вещества в растворителе.
2. Перед заполнением бюретки раствором титранта для анализа ее ополаскивают:
 - 1) дистиллированной водой;
 - 2) рабочим раствором;
 - 3) дистиллированной водой и рабочим раствором;
 - 4) разбавленной кислотой.
3. При повторении опытов бюретку перед каждым титрованием заполнять до нулевой отметки шкалы
 - 1) желательно;
 - 2) необходимо;
 - 3) не требуется.
4. При подготовке к анализу колбу для титрования ополаскивают
 - 1) анализируемым раствором;
 - 2) раствором титранта;
 - 3) дистиллированной водой;
 - 4) раствором щелочи.
5. Пипетку перед отбором аликвотной части анализируемого раствора ополаскивают
 - 1) дистиллированной водой;
 - 2) раствором титранта;
 - 3) сначала дистиллированной водой, а затем анализируемым раствором.
6. Концентрация раствора, приготовленного из фиксанала, является
 - 1) точной
 - 2) приблизительной
7. При титровании получены результаты, перечисленные ниже. Укажите, какой из них нельзя брать в расчет среднего значения объема титранта:

- 1) 9,30;
- 2) 9,10;
- 3) 9,05;
- 4) 9,00

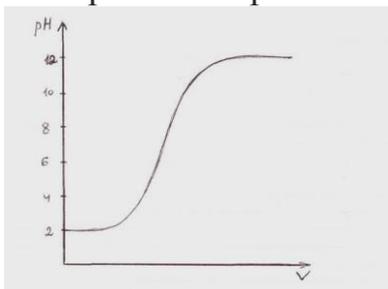
8. Для точного измерения объемов растворов предназначены

- 1) мерные стаканы;
- 2) мерные колбы;
- 3) мерные цилиндры;
- 4) пипетки;
- 5) бюретки.

9. Для приблизительного измерения объемов растворов предназначены

- 1) мерные стаканы;
- 2) мерные колбы;
- 3) мерные цилиндры;
- 4) пипетки;
- 5) бюретки.

10. Кривая титрования



- 1) сильного основания сильной кислотой;
- 2) слабого основания сильной кислотой;
- 3) сильной кислоты сильным основанием;
- 4) слабой кислоты сильным основанием.

Методы кислотно-основного титрования

1. В титриметрическом анализе используют реакции, которые протекают

- 1) медленно;
- 2) с выпадением осадка;
- 3) обратимо;
- 4) с достаточно высокой скоростью.

2. Вещества, которые используют в титриметрическом анализе для фиксирования точки эквивалентности, называются

- 1) установочными;
- 2) эталонами;
- 3) индикаторами;
- 4) рабочими.

3. В методе нейтрализации в качестве рабочих растворов используют

- 1) KMnO_4 , I_2 ;
- 2) трилон Б, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;
- 3) HCl , KOH ;
- 4) AgNO_3 , NaCl

4. Если в методе нейтрализации в качестве титранта используют NaOH или KOH , то такое определение относится к:

- 1) ацидиметрии;
- 2) алкалиметрии;
- 3) аргентометрии;
- 4) комплексонометрии.

5. Раствор NaOH готовят:

- 1) по точной навеске;
- 2) по приблизительной навеске;
- 3) фильтрованием;
- 4) разбавлением концентрированного раствора

6. Раствор HCl можно приготовить

- 1) по точной навеске;
- 2) по приблизительной навеске;
- 3) перегонкой;
- 4) разбавлением концентрированного раствора

7. Для установления точной концентрации растворов кислот в ацидиметрии используют Na_2CO_3 или $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Их раствор готовят

- 1) по точной навеске;
- 2) по приблизительной навеске; фильтрованием;
- 3) разбавлением концентрированного раствора

8. Метилоранжевый относится к индикаторам

- 1) окислительно-восстановительным;
- 2) металлохромным;
- 3) кислотнo-основным.

9. Кислотно-основные индикаторы – это

- 1) дифениламин;
- 2) эриохром черный Т;
- 3) фенолфталеин;
- 4) лакмус.

Методы окислительно-восстановительного титрования

1. К методу оксидиметрии можно отнести:
 - 1) нейтрализация;
 - 2) осаждение;
 - 3) перманганатометрия;
 - 4) йодометрия

2. Метод перманганатометрии основан:
 - 1) на реакции между ионами водорода и гидроксид ионами;
 - 2) на способности марганца принимать и отдавать ионы;
 - 3) на окислительно-восстановительных реакциях;
 - 4) на реакциях, не связанных с изменением степени окисления веществ.

3. Индикатором в перманганатометрии служит:
 - 1) перманганат калия;
 - 2) перманганат натрия;
 - 3) перманганат кальция;
 - 4) диоксид марганца

4. Приёмы титрования в перманганатометрии:
 - 1) прямое титрование;
 - 2) обратное титрование;
 - 3) замещённое титрование

5. В основе метода йодометрии лежит:
 - 1) реакция нейтрализации;
 - 2) образование или расходование свободного йода;
 - 3) реакция комплексообразования

6. Рабочими растворами йодометрии являются:
 - 1) перманганат калия и серная кислота;
 - 2) гидроксид натрия и соляная кислота;
 - 3) раствор йода и тиосульфат натрия.

7. Индикатором йодометрии является:
 - 1) крахмал;
 - 2) перманганат калия;
 - 3) фенолфталеин;
 - 4) лакмус

8. Как определяют точку эквивалентности в перманганатометрии?
 - 1) по изменению окраски реакционной смеси от лишней капли рабочего раствора;
 - 2) с помощью рН индикатора;

- 3) с помощью адсорбционных индикаторов;
- 4) с помощью дифениламина

9. Молярная масса эквивалента железа при определении методом перманганатометрии:

- 1) M/1;
- 2) M/2;
- 3) M/5;
- 4) M/3;
- 5) M/7

10. В какой среде проводится окисление методом перманганатометрии?

- 1) в кислотной, щелочной, нейтральной;
- 2) только в кислой;
- 3) только в щелочной;
- 4) только в нейтральной;
- 5) нет верного ответа;

Методы осаждения

1. Титранты метода Фольгарда:

- 1) AgNO_3 ;
- 2) NaCl ;
- 3) NaNO_2 ;
- 4) NH_4SCN ;
- 5) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

2. Методы титриметрического анализа, в основе которых лежат реакции осаждения:

- 1) нейтрализации;
- 2) Мора;
- 3) оксидиметрии;
- 4) Фольгарда;
- 5) Фаянса.

3. Методы, где применяется способ обратного титрования:

- 1) перманганатометрии;
- 2) нейтрализации;
- 3) Мора;
- 4) Фольгарда;
- 5) броматометрии.

4. Метод количественного определения NaI в присутствии индикатора эозината натрия

- 1) метод Фаянса

- 2) меркуриметрии
- 3) метод Фольгарда
- 4) метод Мора

5. Укажите, какая среда должна быть при аргентометрическом титровании галогенидов по методу Фольгарда

- 1) нейтральная или слабощелочная
- 2) азотнокислая
- 3) уксуснокислая
- 4) щелочная

6. Укажите, какая среда должна быть при аргентометрическом титровании галогенидов по методу Фаянса

- 1) нейтральная или слабощелочная
- 2) азотнокислая
- 3) уксуснокислая
- 4) щелочная

7. Укажите, какой индикатор используется в методе аргентометрии по Фаянсу:

- 1) метиловый оранжевый
- 2) метиловый красный
- 3) флюоресцеин
- 4) фенолфталеин

8. К методам осаждения относятся

- 1) трилонометрия
- 2) алкалиметрия
- 3) аргентометрия
- 4) нитритометрия

9. При приготовлении раствора ЖАК добавляют

- 1) спирт
- 2) щелочь
- 3) кислоту
- 4) хлороформ

10. Титрование по методу Мора проводят в среде

- 1) щелочной
- 2) уксуснокислой
- 3) нейтральной, слабощелочной
- 4) азотнокислой

Метод комплексонометрии

1. Комплексоны являются рабочими веществами в методах
 - 1) нейтрализации;
 - 2) окисления-восстановления;
 - 3) осаждения;
 - 4) комплексонометрии.
2. Раствор трилона Б готовят
 - 1) по точной навеске
 - 2) по приблизительной навеске
 - 3) из фиксанала
 - 4) разбавлением концентрированного раствора
3. Метод комплексонометрического титрования основан
 - 1) на реакции образования внутрикомплексных соединений ионов металлов со специальными комплексообразующими органическими реактивами-комплексонами;
 - 2) на реакции образования внутрикомплексных соединений ионов металлов с комплексообразующими соединениями;
 - 3) на реакции образования соединений ионов металлов с специальными комплексообразующими органическими реактивами-комплексонами;
4. Природа комплексонов
 - 1) производные аминополикарбоновых кислот;
 - 2) комплексные соединения;
 - 3) внутрикомплексные соединения;
 - 4) органические растворители;
 - 5) органические кислоты.
5. В каких соотношениях взаимодействуют катионы металлов и комплексон – III
 - 1) независимо от заряда катионов, в соотношении 1:1;
 - 2) зависит от заряда катиона;
 - 3) зависит от радиуса катиона;
 - 4) зависит от заряда и радиуса катиона;
 - 5) независимо от зарядов катионов, в соотношении 1:2.
6. Какие атомные группы Комплексона- III образуют связи с ионами металла
 - 1) – COON; - COONa
 - 2) –N=
 - 3) –N=; - COOH;
 - 4) –N=; - COONa

7. При определении катионов металлов с Трилоном Б добавляют для среды

- 1) аммонийный буфер;
- 2) щелочь;
- 3) кислоту;
- 4) слабую кислоту;
- 5) слабое основание.

8. Раствором какого вещества устанавливают титр рабочего раствора комплексона III

- 1) $MgSO_4$;
- 2) $NaCl$;
- 3) $AgNO_3$;
- 4) $CuSO_4$;
- 5) $CaSO_4$.

9. Комплексонометрическое титрование проводится

- 1) среде аммиачного буфера;
- 2) в кислотной среде;
- 3) в щелочной среде;
- 4) в нейтральной среде;
- 5) все ответы не верны.

10. Укажите метод количественного определения цинка сульфата

- 1) аргентометрия
- 2) ацидиметрия
- 3) комплексонометрия
- 4) алкалиметрия

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Настоящее учебно-методическое пособие охватывает основные разделы аналитической химии, предусмотренные действующими учебными программами по данной дисциплине, и представляет собой практическое руководство к выполнению лабораторных работ.

Материал систематизирован и изложен в форме, удобной для изучения и усвоения. Использование пособия в учебном процессе будет способствовать закреплению теоретических знаний студентов о качественном анализе химических веществ, их свойствах, превращениях, а также о явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие. Выполнение заданий, требует серьезной работы с учебником и стимулирует самостоятельную работу студента.

По характеру измеряемого свойства или по способу регистрации соответствующего сигнала методы определения делятся на химические, физические (физико-химические) и биологические. В данном учебно-методическом пособии были рассмотрены химические методы анализа, наибольшее значение среди которых имеют гравиметрический и титриметрический. Эти аналитические методы называют классическими.

Классические методы постепенно уступают место инструментальным. Однако они остаются непревзойденными по точности: относительная погрешность определения редко превышает 0,1–0,2%, тогда как погрешность многих инструментальных методов 2–5%. Классические методы по-прежнему являются стандартными для оценки правильности определений.

Не секрет, что аналитическая химия является междисциплинарной наукой и использует закономерности и принципы других дисциплин, она тесно связана с физикой, биологией и математикой. Изучение аналитической химии представляет собой важный этап профессиональной подготовки студентов.

Фармацевт должен обладать знаниями в области аналитической химии, быть знаком с аналитической службой, обеспечивающей анализ определенных объектов с использованием методов, рекомендуемых аналитической химией.

В процессе изучения теоретических основ аналитической химии, новых методов анализа студенты глубже могут осознать смысл этой науки, научиться правильно понимать конкретный материал и задачи, которые перед ним ставятся. В результате изучающий аналитическую химию студент, став специалистом, будет владеть не только основами производства, но отвечать за качество выпускаемой продукции и осознавать социальную значимость своей будущей профессии, обладать высокой мотивацией к выполнению профессиональной деятельности.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. А.А. Ищенко, «Аналитическая химия». М.: Академия, 2007.
2. Е.В. Барковский, Ткачев, «Аналитическая химия», Минск, «Высшэйшая школа», 2004.
3. М.Э. Полеев, И.Н. Душечкина «Аналитическая химия. М.: Медицина, 1994.
4. Государственная фармакопея Российской Федерации XV издания, 2023.
5. Аналитическая химия: учебное пособие / О. Б. Кукина, О. В. Слепцова, Е. А. Хорохордина, О. Б. Рудаков. – 2-е изд. –Воронеж: Воронежский государственный технический университет, 2022.
6. Бурмагина, Т. Ю. Аналитическая химия: основы химического анализа. Качественный анализ: учебное пособие / Т. Ю. Бурмагина, И. С. Полянская. — Москва , 2022.
7. Калюкова Е.Н. «Титриметрические методы анализа», учеб. пособие, Ульяновск: УлГТУ, 2008.
8. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: лабораторный практикум / составители Т. И. Сульдина. – Саратов, 2018.
9. Александрова, Т. П. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учебное пособие / Т. П. Александрова, А. И. Апарнев, А. А. Казакова. – Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2016.
10. "Основы аналитической химии" в 2-х книгах. Под ред. Ю.А. Золотова. М.: Высшая школа, 2000.
11. Васильев В.П. Аналитическая химия. Кн. 1. - М.: Дрофа, 2005.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Стандартные энтальпии образования (ΔH°_{298}), энтропии (ΔS°_{298}) и энергии Гиббса образования (ΔG°_{298}) некоторых веществ при 298 К (25 °С)

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/моль·К	ΔG°_{298} кДж/моль
Al (к)	-	28,32	-
Al ₂ O ₃ (к)	-1676	50,9	-1580
C(графит)	-	5,7	-
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
CH ₃ OH(ж)	-238,6	126,8	-166,23
C ₂ H ₅ OH(г)	-235,3	278	-167,4
CaCO ₃ (к)	-1207,1	92,9	-1128,7
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,4
CaC ₂ (к)	-62,7	70,3	-67,8
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	83,4	-898,5
CuO (к)	-162	42,6	-129,4
Fe (к)	-	27,2	-
FeO (к)	-264,8	58,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	89,9	-740,8
H ₂ (г)	-	130,6	-
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (ж)	-285,8	70,1	-237,3
H ₃ PO ₄ (к)	-1279,9	110,5	-1119,9
NH ₃ (г)	- 46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,7	151,1	-183,9
NO (г)	90,3	210,6	86,7
NO ₂ (г)	33,5	240,4	51,84
N ₂ O(г)	82,1	220	104,2
O ₂ (г)	-	205	-
PCl ₃ (г)	-277	311,7	-286,3
PCl ₅ (г)	-369,4	324,6	-362,9
P ₂ O ₅ (к)	-1492	114,5	-1348,8
PbO ₂ (к)	-276,6	76,4	-219

Таблица 2

Плотность раствора соляной кислоты при 15°C

Плотность ρ , г/мл	Массовая доля кислоты ω , %
1,100	20,01
1,105	20,97
1,110	21,92
1,115	22,86
1,120	23,82
1,125	24,78
1,130	25,75
1,135	26,70
1,140	27,66
1,145	28,61
1,150	29,57
1,155	30,55
1,160	31,52
1,165	32,49
1,170	33,46
1,175	34,42
1,180	35,39
1,185	36,31
1,190	37,23
1,195	38,16
1,200	39,11

Таблица 3

Значения электроотрицательностей важнейших элементов

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Таблица 4

Стандартные электродные потенциалы (E°) при 25 °С и электродные реакции для некоторых металлов

Электрод	Электродная реакция	E° , В	Электрод	Электродная реакция	E° , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045	Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,403
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	-2,925	Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,924	Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,923	Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,906	Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866	Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,036
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714	2H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0,000
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363	Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	+0,215
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,662	Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,337
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ = Ti	-1,628	Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,180	Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,854
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,763	Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	+1,190
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,744	Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ = Au	+1,498
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,440	Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e ⁻ = Au	+1,691

Таблица 5

Значения коэффициентов активности ионов в зависимости от зарядов этих ионов и ионной силы раствора

Ионная сила	Заряды ионов		
	±1	±2	±3
0,0001	0,99	0,95	0,90
0,0002	0,98	0,94	0,87
0,0005	0,97	0,90	0,80
0,001	0,96	0,86	0,73
0,002	0,95	0,81	0,64
0,005	0,92	0,72	0,51
0,01	0,89	0,63	0,39
0,02	0,87	0,57	0,28
0,05	0,84	0,50	0,21
0,1	0,81	0,44	0,16
0,2	0,80	0,41	0,14
0,3	0,81	0,42	0,14
0,5	0,84	0,50	0,21

Таблица 6

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов при 25°C

Название		Формула	K	pK
Азотистая кислота		HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Муравьиная кислота		$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Сернистая кислота	K_1	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная кислота	K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Угольная кислота	K_1	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Уксусная кислота		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Хромовая кислота	K_1	H_2CrO_4	$1,1 \cdot 10$	-1
	K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,5
Фосфорная кислота	K_1	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	K_3		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Фтороводородная к-та		HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	3,21
Циановодородная к-та		HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Щавелевая кислота	K_1	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
	K_2		$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27
Гидроксид аммония		$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Гидроксид алюминия	K_3	$Al(OH)_3$	$1,4 \cdot 10^{-9}$	8,85
Гидроксид железа (III)	K_2	$Fe(OH)_3$	$1,8 \cdot 10^{-11}$	10,74
	K_3		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Гидроксид меди (II)	K_2	$Cu(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	6,00
Гидроксид свинца (II)	K_1	$Pb(OH)_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	3,02
	K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Гидроксид хрома (III)	K_3	$Cr(OH)_3$	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80
Гидроксид цинка	K_2	$Zn(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-6}$	5,70

Таблица 7

**Константы растворимости некоторых малорастворимых электролитов
при 25°C.**

Электролит	K_s	Электролит	K_s
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	HgS (черн)	$1,6 \cdot 10^{-51}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	Ni(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-15}$
Al(OH) ₃	$1 \cdot 10^{-32}$	NiS	$1,0 \cdot 10^{-24}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	Pb(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	PbSO ₄	$2,3 \cdot 10^{-7}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	Sn(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-27}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	SrSO ₄	$2,3 \cdot 10^{-7}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	Zn(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-18}$
Fe(OH) ₂	$8,0 \cdot 10^{-16}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблица 8

**Константы нестойкости комплексных ионов
в водных растворах при 25 °С.**

Схема диссоциации комплексного иона	K _{нестойкости}
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$5,7 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-15}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$7,8 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 4\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-30}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,3 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{FeCl}_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	$7,4 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,4 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,5 \cdot 10^{-44}$
$[\text{FeF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{F}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^-$	$2,9 \cdot 10^{-5}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{SCN}^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$3,4 \cdot 10^{-8}$
$[\text{PdCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pd}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$3,2 \cdot 10^{-16}$
$[\text{PtCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{SnCl}_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 6\text{Cl}^-$	$5,1 \cdot 10^{-11}$
$[\text{Sn}(\text{OH})_3]^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 3\text{OH}^-$	$4,0 \cdot 10^{-26}$
$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 6\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-63}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$2,4 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$2,0 \cdot 10^{-18}$

Таблица 9

Качественные реакции на катионы и анионы

Катион	Характерные реакции
Ag⁺	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ <p>Выпадает осадок желтого цвета.</p>
Pb²⁺	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ <p>Выпадает осадок желтого цвета.</p>
Ba²⁺	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>Выпадает осадок белого цвета нерастворимый в уксусной кислоте.</p>
Ca²⁺	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p>
Al³⁺	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{недостаток}) = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.</p> $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{нас.р-р}) = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{NaOH}$ <p>Вновь выпадает осадок белого цвета.</p>
Zn²⁺	$\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.</p> $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{NH}_4\text{Cl}(\text{нас.р-р}) = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + 2\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>Не наблюдается выпадение осадка – этой реакцией катион Zn²⁺ отличается от катиона Al³⁺.</p>
Cr³⁺	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ <p>Выпадает осадок зеленого цвета.</p> $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ <p>Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.</p>
Fe²⁺	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок белого цвета.</p> $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p>Осадок бурет на воздухе.</p> $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ <p>Выпадает осадок синего цвета.</p>
Fe³⁺	$\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 3\text{KCl}$ <p>Выпадает осадок синего цвета.</p>

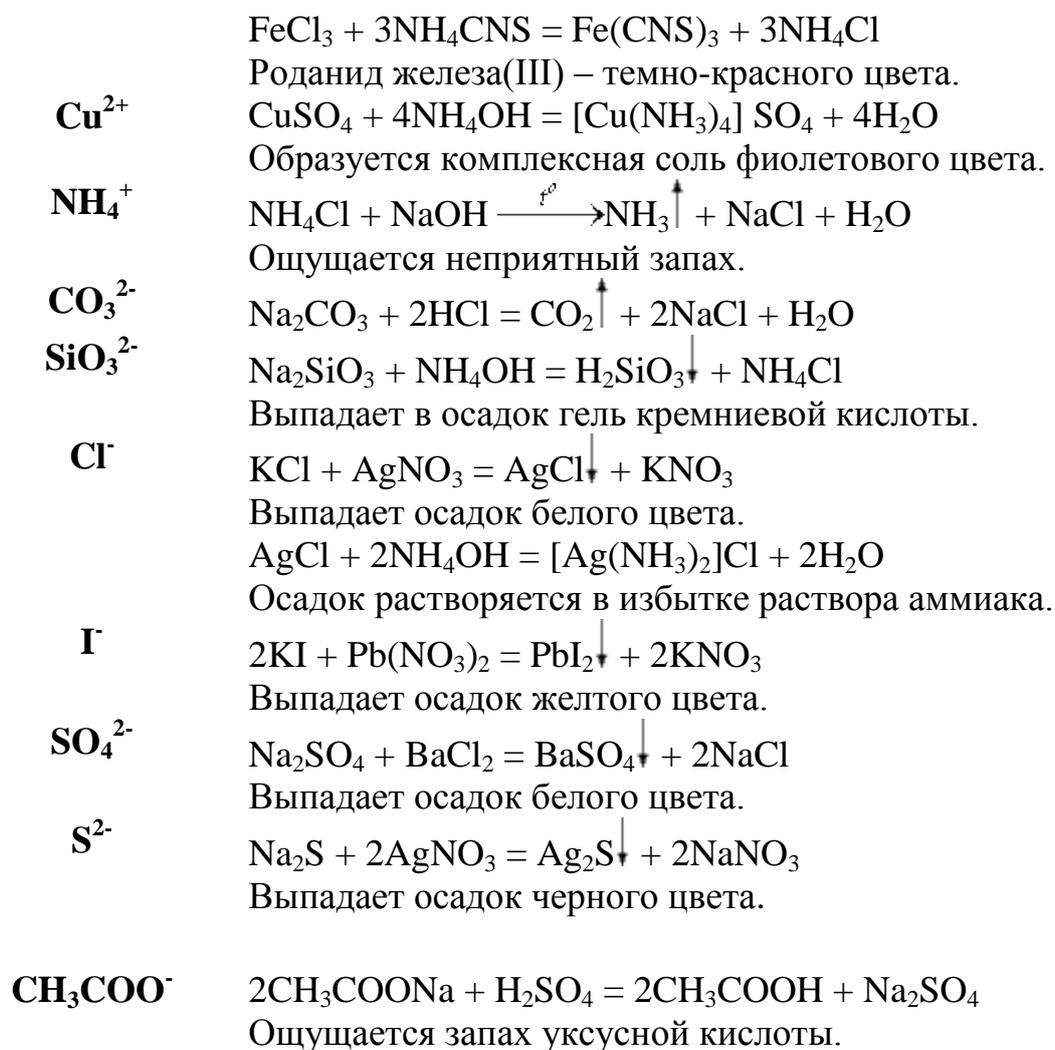


Таблица 10

Массовая доля и молярная концентрация соляной кислоты в зависимости от плотности раствора

ρ , г/мл	ω , %	C , моль/л	ρ , г/мл	ω , %	C , моль/л
1,00	0,360	0,0987	1,10	20,39	6,15
1,01	2,36	0,655	1,11	22,33	6,80
1,02	4,39	1,23	1,12	24,25	7,45
1,03	6,43	1,82	1,13	26,20	8,12
1,04	8,49	2,42	1,14	28,18	8,81
1,05	10,52	3,03	1,15	30,14	9,51
1,06	12,51	3,64	1,16	32,14	10,22
1,07	14,49	4,25	1,17	34,18	10,97
1,08	16,47	4,88	1,18	36,23	11,73
1,09	18,43	5,51	1,19	38,32	12,50

Таблица 11

Лекарственные препараты на основе неорганических веществ

Ион	Лекарственные средства и наполнители	Лекарственные препараты
Первая аналитическая группа катионов		
Li^+	LiCO_3 , крахмал, NaCl	Психотропные средства
Na^+	NaCl , NaHCO_3 , Na_3PO_4	Растворы для плазмозамещающих жидкостей, противокашлевые препараты, антацидные, слабительные средства
K^+	KCl , вода, цитраты, тартраты, карбонаты	Антиаритмические средства, противокашлевые препараты
NH_4^+	NH_4Cl , вода, цитраты, карбонаты	Противокашлевые препараты
Вторая аналитическая группа катионов		
Ag^+	AgNO_3	Антимикробные средства
Hg_2^{2+}	$\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$, HgO , стеараты Ca	Антисептические мази, противовирусные противовоспалительные средства
Pb^{2+}	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COOH})_2$, вода	Противовоспалительные средства местного применения
Третья аналитическая группа катионов		
Ca^{2+}	CaCl_2 , вода	Диуретическое, кровоостанавливающее средство
Sr^{2+}	Ранеловая кислота, SrCl_2	Радиоизотопные ($_{89}\text{Sr}$) и противоревматические препараты
Ba^{2+}	BaSO_4	Рентгеноконтрастное вещество
Четвертая аналитическая группа катионов		
Zn^{2+}	ZnO , ZnSO_4 , стеараты	Антисептик, микроэлементные добавки
Mg и Ca , вода		
Al^{3+}	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, AlPO_4 , вода, бензоаты, сахароза	Антацидные средства
As^{3+}	As_2O_3 , танин	Местное некротизирующее средство
Cr^{3+}	Пиколинат Cr	Катализатор метаболических процессов
Sn^{2+} , Sn^{4+}	-	Гомеопатическое средство
Пятая аналитическая группа катионов		
Mg^{2+}	MgO , MgSO_4 , MgCO_3 , бензоаты	Антацидные, спазмолитические средства
Sb^{3+}	Тартраты Sb и K	Гомеопатическое средство
Bi^{3+}	$\text{C}_{12}\text{H}_{10}\text{BiK}_3\text{O}_{14}$, цитрат	Гастропротектор
Mn^{2+}	Mn^{2+} , цитрат	Микроэлементные добавки
Fe^{2+} , Fe^{3+}	Аскорбиновая кислота, FeSO_4 , Fe_3O_4 , MgO , тальк	Стимуляторы гемопоэза, оболочки таблеток, витаминные препараты
Шестая аналитическая группа катионов		
Cu^{2+}	CuSO_4 , тальк, стеарат магния	Антисептик
Cd^{2+}	CdCl_2	Гомеопатическое средство
Co^{2+}	$\text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{Cl}_2\text{Co N}_4\text{O}_2$, вода	Стимуляторы гемопоэза

Ni^{2+}	NiSO_4	В составе комплексных препаратов, не более 0,1 мг
F⁻	NaF	Анионы Противокариесные препараты Основная часть солевых растворов, наполнителей
Cl⁻	HCl, Cl	
I	I_2 , NaI, KI	Антисептические, комплексные и витаминные препараты
Br⁻	NaBr, KBr	Седативные средства, комплексные препараты
CO_3^{2-} , CO_3^-	NaHCO ₃ , карбонаты	Различные препараты
NO_3^- , NO_2^-	CHONO ₂ (CH ₂ ONO ₂) ₂ , NaNO ₂	Кардиопрепараты и препараты на основе серебра
SO_4^{2-}	MgSO ₄ , ZnSO ₄ и другие	Различные препараты
SO_3^{2-}	Na ₂ SO ₃	Стабилизатор лекарственных препаратов
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Na ₂ S ₂ O ₃ , вода	Антидот при отравлениях
S^{2-}	SeS	Антисептические мази
PO_4^{3-}	AlPO ₄ , Na ₃ PO ₄	Различные препараты
$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Na ₂ B ₄ O ₇ , H ₃ BO ₃ , вода, NaCl, Na ₂ CO ₃	Антисептические средства
тарترات -OOC- CH(OH)- CH(OH)- COO⁻	Метапролола тарترات, магний, калий	Кардиопрепараты и наполнители
цитрат -OOCCH₂- C(OH)(COO -)-CH₂COO⁻	Цитраты Mg, Ca, Na	Различные препараты
бензоат C₆H₅COO⁻	C ₆ H ₅ COO Na	Различные препараты
салицилат Орто-НО- C₆H₄-COO⁻	Салицилат Mg,	Противовоспалительные препараты
ацетат CH₃COO⁻	CH ₃ COOK, вода	Диуретик

ШАМАНОВА Олеся Абакировна
БОСТАНОВА Фатима Аминовна

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

качественный и количественный анализ
лабораторный практикум для обучающихся специальности
33.05.01 «Фармация»
Часть 2

Корректор Чагова О.Х.
Редактор Чагова О.Х.

Сдано в набор 02.12.2024 г.
Формат 60x84/16
Бумага офсетная.
Печать офсетная.
Усл. печ. л. 4,65
Заказ № 5017
Тираж 100 экз.

Оригинал-макет подготовлен
в Библиотечно-издательском центре СКГА
369000, г. Черкесск, ул. Ставропольская, 36