

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО СВЯЗИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ТЕЛЕКОММУНИКАЦИЙ ИМ. ПРОФ. М.А. БОНЧ-БРУЕВИЧА» (СПбГУТ)

Кафедра экологии и безопасности жизнедеятельности

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ЭКОЛОГИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользование

Разработчик: доцент, к.х.н. Кулинкович А.В.

**Санкт-Петербург
2016**

Введение

Одна из особенностей экологической ситуации на сегодняшний день заключается в том, что изменения в окружающей среде опережают темпы развития методов контроля и прогнозирования ее состояния. Необходимы данные о том, как ведут себя, какие испытывают превращения, к каким последствиям приводят те или иные химические вещества, попадающие в атмосферу. В этой ситуации возрастает природоохранная роль химии. Связано это с необходимостью создания экологически чистых химических производств и использования достижений химии для решения проблем очистки сточных вод и газовых выбросов, утилизации и переработки отходов, с применением методов аналитической химии для оценки уровня загрязнений и допустимых нагрузок на природные объекты по химическим загрязняющим веществам. Химический аспект касается в основном качественного и количественного состава химических загрязнений и их превращений в окружающей среде. Эти вопросы находятся в компетенции экологической химии.

Термин «экологическая химия» подчеркивает взаимосвязь химии и экологии. Каждая из этих наук представляет собой систему научных дисциплин. Экология как наука о закономерностях взаимосвязей и взаимодействий организмов друг с другом и со средой обитания трансформировалась в науку о структуре природы. Химия как наука о веществах, их строении и превращениях описывает состав и свойства компонентов природы на атомно-молекулярном уровне. Обе эти дисциплины, взаимно дополняя друг друга, призваны создать научные основы природопользования и охраны природы, способствовать оп-

тимизации взаимодействия человека с природой. Поэтому экологическую химию следует рассматривать как науку о процессах, определяющих химический состав и свойства объектов окружающей среды [1].

Экологическая химия тесно связана с другими научными дисциплинами, такими как физическая химия, химическая кинетика, аналитическая химия и биохимия. Включая в себя разделы этих дисциплин в свете природоохранной тематики, экологическая химия обладает и особенностями комплексной науки о химических процессах в окружающей среде. Она призвана описывать динамику экокхимических процессов в объектах окружающей среды, прогнозировать и регулировать экологические последствия антропогенных воздействий на природную среду.

Можно выделить три главные задачи экологической химии, от решения которых зависит сохранение среды обитания [2]:

1. Изменение существующих технологических процессов, направленных на снижение энерго- и ресурсоемкости производств, сведение к минимуму выбросов в атмосферу и гидросферу.

2. Очистка выбрасываемых в атмосферу газов и сбрасываемых в водоемы сточных вод от наиболее вредных веществ.

3. Оценка воздействия на окружающую среду загрязняющих веществ. Роль экологической химии заключается в оценке скорости трансформации загрязняющих веществ в зависимости от факторов среды.

Гидросфера служит естественным аккумулятором большинства загрязняющих веществ, поступающих в атмосферу или литосферу. Это связано с большой растворяющей способностью воды, с круговоротом воды в природе. Вода, в силу своего широкого использования в промышленности, сельском хозяйстве, быту, подвержена и непосредственному антропогенному загрязнению. Присутствие в водной среде загрязняющих веществ, чуждых живой природе, оказывает влияние на процессы жизнедеятельности отдельных видов организмов и функционирование всей водной экосистемы.

В зависимости от качества воды и требуемой степени обработки для доведения ее до показателей ГОСТ Р 51232–98 «Вода питьевая. Общие требования к организации и методам контроля качества», водные объекты, пригодные в качестве источников хозяйственно-питьевого водоснабжения, делят на 3 класса [3]:

- 1-й класс – для получения воды, соответствующей ГОСТу, требуется обеззараживание, фильтрование с коагулированием или без него;
- 2-й класс – для получения воды, соответствующей ГОСТу, требуется коагулирование, отстаивание, фильтрование, обеззараживание; при наличии фитопланктона – микрофильтрование;
- 3-й класс – для доведения качества воды до требований ГОСТа необходимы методы обработки, предусмотренные во 2-м классе, с применением дополнительных – дополнительной степени осветления, окислительных и сорбционных методов, а также более эффективных методов обеззараживания и т.д.

Для каждого конкретного водоемисточника схема очистки воды и требуемые реагенты устанавливаются на основе технологических исследований.

Выделяют 3 группы показателей, определяющих качество воды:

- А – показатели, характеризующие органолептические свойства (температура, запах, привкус, цветность, мутность);
- Б – показатели, характеризующие химический состав воды (рН, содержание железа, меди, хлоридов, общая жесткость, перманганатная окисляемость);
- В – показатели, характеризующие эпидемиологическую безопасность воды (БПК_{5,20}, число бактерий группы кишечных палочек в 1 л, наличие фитопланктона).

Лабораторная работа № 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОКАЗАТЕЛЕЙ, ХАРАКТЕРИЗУЮЩИХ СВОЙСТВА ВОДЫ

К нормируемым показателям качества воды относятся органолептические свойства и концентрация ионов водорода – рН [3]. Органолептические свойства нормируются по интенсивности восприятия их человеком. Это запах, привкус, цветность, прозрачность, мутность, температура, примеси (пленка, водные организмы).

Перед началом всех измерений в коническую колбу вместимостью 250 мл отмерьте мерным цилиндром 200 мл исследуемой воды.

1. Запах.

Интенсивность запаха определяют по следующей системе:

- нет запаха – 0 баллов;
- очень слабый – 1 балл;
- слабый – 2 балла;
- заметный – 3 балла;
- отчетливый – 4 балла;
- очень сильный – 5 баллов.

Характер запаха обозначают символами: А – ароматный; Б – болотный; Г – гнилостный; Д – древесный; З – землистый; П – плесневый; Р – рыбный; С – сероводородный; Т – травянистый; Н – неопределенный.

Чистые природные воды запаха не имеют. По ГОСТу интенсивность запаха питьевой воды при 20 °С не должна превышать 2 баллов.

Для определения интенсивности запаха при 20 °С коническую колбу с водой закройте пробкой, содержимое перемешайте круговыми движениями, колбу откройте и определите интенсивность запаха в баллах, результат занесите в итоговую табл. 1, сделайте вывод о возможности использования исследуемой воды в качестве питьевой.

2. Температура.

В коническую колбу с водой опустите термометр с ценой деления 1 °С, выдержите 2 мин, значение температуры запишите в табл. 1.

3. Прозрачность.

Степень прозрачности выражают высотой столба жидкости в сантиметрах, через который отчетливо виден специальный шрифт (высота букв шрифта составляет 2 мм, толщина линий букв – 0,5 мм).

Речные воды могут иметь прозрачность 25 см. Уменьшение прозрачности природных вод свидетельствует об их загрязнении. Воды с прозрачностью не менее 25–30 см можно подавать для питьевого водоснабжения без осветления.

Для определения прозрачности воды стеклянный цилиндр высотой 25–30 см с плоским дном укрепите в штативе на расстоянии 4 см от дна цилиндра до поверхности стола. Под дно цилиндра положите шрифт так, чтобы он был виден через цилиндр сверху. Затем небольшими порциями (20–25 мл) добавляйте из колбы исследуемую воду в цилиндр до тех пор, пока сверху через слой воды невозможно будет отчетливо прочесть этот шрифт.

Высоту столба воды измерьте линейкой. Результат – прозрачность воды в сантиметрах – запишите в табл. 1 и сделайте вывод о необходимости осветления воды при использовании ее в качестве питьевой.

4. Цветность.

Цветность – это природное свойство воды, обусловленное наличием гуминовых веществ, которые придают ей окраску от желтоватого до коричневого цвета. Гуминовые вещества – это органические вещества почвы, которые вымываются из нее водой и поступают в открытые водоемы.

Цветность воды оценивают в градусах. По ГОСТу вода, имеющая цветность не более 20 градусов, считается бесцветной. Вода, не подвергающаяся перед подачей потребителю обесцвечиванию, должна иметь цветность не выше 20 градусов.

Цветность определяют фотометрически – путем сравнения проб испытуемой воды с растворами, имитирующими цвет природной воды.

Цветность воды оценивают по хромово-кобальтовой шкале. Для этого измеряют оптическую плотность исследуемой воды в синей части спектра (длина волны $\lambda = 400$ нм) и на калибровочном графике находят соответствующее значение цветности.

Калибровочный график строят по растворам, имитирующим цветность природной воды. Для этого готовят два раствора:

- раствор № 1: 0,0875 г $K_2Cr_2O_7$, 2 г $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, 1 мл концентрированной H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) в 1 л дистиллированной воды;

- раствор № 2: 1 мл концентрированной H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) в 1 л дистиллированной воды.

Используя растворы № 1 и № 2 в различных соотношениях, получают 10 стандартных растворов с концентрацией $Co(II)$, $Cr(VI)$ 1; 2; 3; 4; 5; 6; 8; 10; 12; 14 % и, соответственно, различными значениями цветности. В качестве раствора сравнения используют дистиллированную воду.

В данной работе используется однолучевой спектрофотометр «ЮНИКО 1201». Спектрофотометр состоит из пяти частей (рис. 1):

1. Галогенная лампа как источник света.
2. Монохроматор для выделения спектрального диапазона требуемых длин волн.
3. Кюветное отделение, служащее для размещения проб и калибровочных растворов.
4. Детектор для регистрации света и преобразования его в электрический сигнал.
5. Цифровой дисплей для индикации показаний оптической плотности и пропускания.

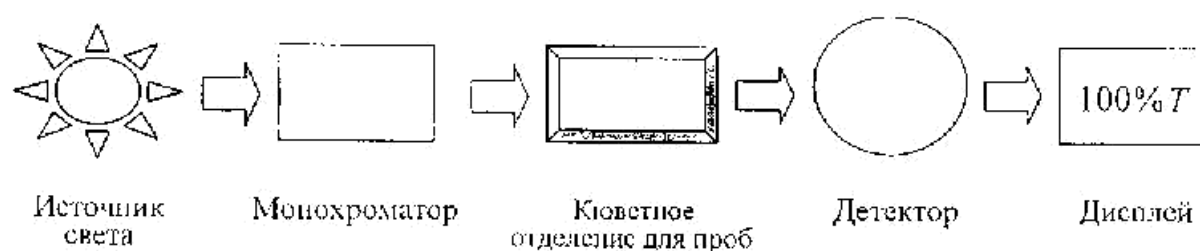


Рис. 1. Блок-схема спектрофотометра

В спектрофотометре свет от лампы фокусируется на входной щели монохроматора, где зеркало направляет пучок света на решетку. Решетка создаст в плоскости выходной щели монохроматора изображение входной щели, растянутое в спектр. Выходная щель из спектра выделяет монохроматический пучок света, который через один из фильтров, устраняющих рассеянный свет после дифракционной решетки, направляется в отделение для проб. На выходе из отделения для проб пучок попадает на кремниевый фотодиод и преобразуется в электрический сигнал.

Определение оптической плотности стандартных растворов проводят при длине волны 400 нм. Получают следующие значения оптических плотностей и соответствующие им значения цветности:

Цветность, градусы	5	10	15	20	25	30	40	50	60	70
Оптическая плотность	0,012	0,026	0,037	0,048	0,058	0,07	0,09	0,112	0,132	0,156

По полученным данным постройте калибровочный график зависимости оптической плотности от цветности.

Воду объемом 100 мл отфильтруйте через стеклянную воронку с бумажным фильтром в коническую колбочку. Проведите определение оптической плотности исследуемой воды на спектрофотометре «ЮНИКО 1201» при длине волны 400 нм.

По полученному значению оптической плотности определите на калибровочном графике соответствующее значение цветности в градусах для исследуемого образца. Результат запишите в табл. 1, после чего сделайте вывод о соответствии исследуемой воды нормативу ГОСТ.

5. Мутность.

Мутность воды определяют фотометрически – путем сравнения пробы воды со стандартными суспензиями. Мутность (в мг/л) определяют по калибровочному графику.

Согласно требованиям ГОСТа мутность питьевой воды не должна превышать 1,5 мг/л.

Калибровочный график строят по стандартным рабочим суспензиям. Для этого готовят рабочие суспензии с концентрацией каолина 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 3,0; 4,0; 5,0 мг/л. На спектрофотометре «ЮНИКО 1201» измеряют оптические плотности этих суспензий при длине волны 530 нм. Получают следующие значения оптических плотностей и соответствующие им значения мутности:

Мутность, мг/л	5	10	15	20	30	40	50
Оптическая плотность	0,1	0,2	0,3	0,4	0,6	0,8	1,0

По полученным данным постройте калибровочный график зависимости оптической плотности от мутности.

Измерение мутности проводится в *неотфильтрованной* пробе воды. В качестве раствора сравнения используется отфильтрованная вода исследуемой пробы.

Проведите определение оптической плотности исследуемой воды на спектрофотометре «ЮНИКО 1201» при длине волны 530 нм.

По полученному значению оптической плотности определите на калибровочном графике соответствующее значение мутности для исследуемого образца. Результат запишите в табл. 1, после чего сделайте вывод о соответствии исследуемой воды нормативу ГОСТ.

6. Водородный показатель (рН).

На величину рН влияет содержание в воде карбонат-ионов (CO_3^{2-}), гидрокарбонат-ионов (HCO_3^-), гидроксид-ионов (OH^-), свободного CO_2 , солей, подверженных гидролизу, гуминовых веществ и т.д.

В большинстве природных вод рН находится в пределах 6,5–8,5; более низкие значения рН могут быть в кислых болотных почвах.

В исследуемой пробе рН определяют двумя способами:

1) *Индикаторный метод* – позволяет определить целочисленное значение рН; не подходит для измерения рН цветных растворов и суспензий.

На полоску универсальной индикаторной бумаги стеклянной палочкой нанесите каплю воды и определите значение рН по цветной шкале.

2) *Потенциометрический метод* – позволяет определять рН любой воды независимо от окраски, мутности, солевого состава с точностью до 0,02 единиц. Измерение рН растворов потенциометрическим методом проводят на рН-метре.

Выполните измерение рН в следующей последовательности:

- промойте электрод дистиллированной водой из промывалки, остатки воды уберите фильтровальной бумагой;
- внесите в химический стакан вместимостью 100 мл 50 мл исследуемой воды и опустите электрод в раствор;
- через 3 мин запишите показания прибора в табл. 1.

Таблица 1

Показатель	Норматив по ГОСТ Р 51232–98	Результат измерения	Вывод
Температура	–		
Прозрачность	$\geq 25-30$ см		
Запах	≤ 2 баллов		
Цветность	≤ 20 градусов		
Мутность	$\leq 1,5$ мг/л		
рН	6,5–8,5		

После заполнения таблицы сделайте вывод о возможности использования данной воды в качестве питьевой.

Лабораторная работа № 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ЖЕЛЕЗА (II, III) ФОТОМЕТРИЧЕСКИМ МЕТОДОМ

Железо входит в группу переходных металлов. Его непосредственными соседями в периодической системе Д.И. Менделеева являются такие тяжелые металлы, как медь, марганец, кобальт, цинк, каж-

дый из которых вносит определенный вклад в реакции, связанные с метаболизмом растений. Одна из характерных особенностей этой группы металлов – сильная координационная способность и образование за счет координационных связей внутрикомплексных (хелатных) соединений практически со всеми органическими веществами в живых организмах.

В поверхностных водах железо содержится в виде достаточно прочного, устойчивого гуминового комплекса железа (II, III), в подземных водах встречается, главным образом, в виде гидрокарбоната $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$.

При контакте подземной воды с воздухом гидрокарбонат железа окисляется с образованием бурых хлопьев $\text{Fe}(\text{OH})_3$, придающих воде мутность и желтую окраску (если содержание железа превышает 0,3 мг/л). При концентрации железа выше 1 мг/л вода приобретает вязкий привкус. В питьевой воде по ГОСТу содержание железа не должно превышать 0,3 мг/л.

Фотометрический метод определения содержания железа основан на том, что сульфосалициловая кислота в щелочной среде (рН = 8,0–11,5) образует с ионами железа окрашенные в желтый цвет комплексные соединения, поэтому не требуется ни предварительного окисления, ни предварительного восстановления. Интенсивность окраски образующихся комплексов пропорциональна концентрации железа в растворе. Fe измеряют на спектрофотометре «ЮНИКО 1201» и по величине оптической плотности определяют концентрацию железа.

Для определения концентрации железа (II, III) в исследуемом растворе необходимо предварительно построить калибровочный график зависимости оптической плотности от концентрации железа (II, III). Для построения калибровочного графика готовят серию водных растворов железосамонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ с заданной концентрацией железа 0; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 2,5; 3,0 мг/л. Оптическую плотность измеряют в кювете с толщиной оптического слоя 2 см при $\lambda = 400\text{--}430$ нм.

Для измерения оптической плотности раствор готовят следующим образом: в коническую колбу вместимостью 50 мл вносят мерной пипеткой 1–20 мл рабочего стандартного раствора железоммонийных квасцов, 1 мл которого содержит 0,005 мг железа. Далее добавляют 1 мл 2М раствора NH_4Cl , 1 мл 20 %-го раствора сульфосалициловой кислоты, 1 мл 10 %-го раствора аммиака. Объем раствора в мерной колбе доводят до метки дистиллированной водой. Через 5 мин после смешивания реагентов проводят измерения оптической плотности окрашенных комплексов в сравнении с 50 мл дистиллированной воды, в которую добавлены те же реактивы.

Получают следующие значения оптических плотностей и соответствующие им значения концентрации железа:

Концентрация железа, мг/л	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0
Оптическая плотность	0	0,017	0,026	0,047	0,086	0,137	0,175

По полученным данным постройте калибровочный график зависимости оптической плотности от концентрации железа, откладывая на оси абсцисс значения концентрации железа, мг/л, а на оси ординат – соответствующие значения оптической плотности.

Для определения концентрации железа (II, III) получите у преподавателя раствор для анализа в мерной колбе. Доведите раствор в колбе до метки дистиллированной водой и тщательно перемешайте содержимое. В коническую колбу вместимостью 50 мл мерной пипеткой внесите 10 мл исследуемого раствора, добавьте мерными пипетками 1 мл 2М раствора NH_4Cl , 1 мл 20 %-го раствора сульфосалициловой кислоты, 1 мл 10 %-го раствора аммиака. Объем раствора в колбе доведите до метки дистиллированной водой, тщательно перемешайте и через 5 мин измерьте оптическую плотность, как было описано выше. По калибровочному графику определите концентрацию железа в исследуемом растворе.

Лабораторная работа № 3.
ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ЖЕЛЕЗА (II) МЕТОДОМ
ПЕРМАНГАТОМЕТРИЧЕСКОГО ТИТРОВАНИЯ

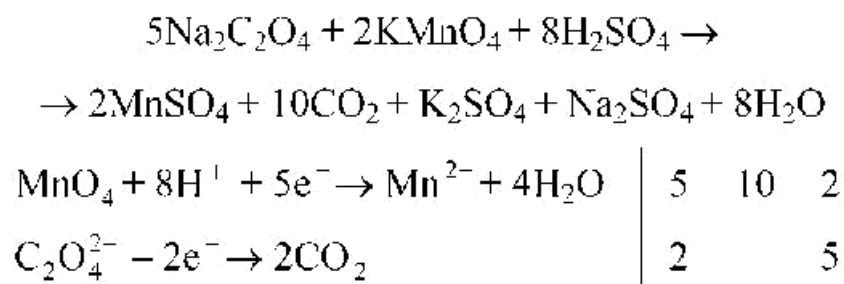
Перманганатометрическое титрование – это метод анализа, в котором титрантом служит раствор перманганата калия. В процессе титрования анализируемого раствора малиново-фиолетовая окраска перманганата обесцвечивается. Однако после достижения точки эквивалентности первая же избыточная капля окрашивает титруемый раствор в бледно-розовый цвет. Данный метод анализа относится к безындикаторным.

Перманганатометрия – один из лучших способов определения содержания железа в различных объектах. С предварительным восстановлением можно определять содержание V, Mo, Cr, Sn, Sb, U, Ti. Кроме этого, перманганатометрия часто используется для определения общей окисляемости воды или почвы. При этом с ионом MnO_4^- реагируют все органические компоненты (в том числе гуминовые кислоты почв и природных вод).

Перманганат калия не соответствует требованиям, предъявляемым к стандартным веществам, так как содержит ряд примесей, поэтому точную концентрацию раствора перманганата калия устанавливают через 7–10 дней после его приготовления, когда полностью завершились все окислительно-восстановительные процессы в данном растворе. Исходным веществом для стандартизации раствора $KMnO_4$ служит оксалат натрия – $Na_2C_2O_4$ (соль щавелевой кислоты).

1. Приготовление стандартного раствора оксалата натрия.

Реакция между оксалатом натрия и перманганатом калия в кислой среде протекает по уравнению



В окислительно-восстановительной реакции фактор эквивалентности окислителя или восстановителя (f_3) рассчитывают как отношение единицы к числу электронов, участвующих в данном превращении. Следовательно, для KMnO_4 $f_3 = 1/5$, а для $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $f_3 = 1/2$.

Таким образом, молярные массы эквивалентов перманганата калия и оксалата натрия:

$$M_3(\text{KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) \cdot f_3 = 155 \cdot 1/5 = 31,6 \text{ г/моль};$$

$$M_3(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot f_3 = 134 \cdot 1/2 = 67,0 \text{ г/моль}.$$

Масса оксалата натрия, необходимая для приготовления 250 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л, рассчитывается по формуле

$$m^T(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = c(1/2 \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot M_3(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V,$$

где $c(1/2 \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ – молярная концентрация эквивалента раствора оксалата натрия;

V – объем раствора, л;

$$m^T(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \cdot 67 \cdot 0,25 = 0,8375 \text{ г}.$$

Исходя из расчетов, на технических весах взвесьте около 0,84 г оксалата натрия в бюксе, предварительно взвешенном на аналитических весах. Взвесьте бюкс с оксалатом натрия на аналитических весах. Результаты взвешивания запишите в табл. 2.

Таблица 2

Взвешиваемый предмет	Масса, г	
	на технических весах	на аналитических весах
Пустой бюкс	1	2
Бюкс с оксалатом натрия	3	4
Навеска оксалата натрия	–	4 – 2

Примечание. Цифры в таблице указывают на порядок взвешивания.

Навеску $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ перепесите через воронку в мерную колбу вместимостью 250 мл. Небольшим количеством дистиллированной воды

из промывалки ополосните бюкс и вылейте содержимое в колбу. Ополосните воронку из промывалки.

Налейте в колбу приблизительно на 1/3 ее объема дистиллированной воды, снимите воронку и перемешайте раствор круговыми движениями колбы до полного растворения оксалата натрия. Добавьте в колбу дистиллированной воды примерно на 0,5 см ниже метки, а затем доведите уровень до метки, прибавляя воду по каплям пипеткой, при этом нижний край мениска раствора должен совмещаться с меткой на горлышке колбы.

Закройте колбу пробкой и перемешайте раствор, несколько раз перевернув колбу.

Рассчитайте титр, г/мл, и молярную концентрацию эквивалента, моль/л, раствора оксалата натрия с точностью до четырех значащих цифр:

$$T(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{250};$$

$$c(1/2 \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{T(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot 1000}{M_3(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)} = \frac{T(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot 1000}{67}.$$

2. Определение точной концентрации раствора перманганата калия.

Получите у лаборанта рабочий раствор перманганата калия. Этим раствором промойте бюретку.

Заполните бюретку через воронку раствором перманганата калия так, чтобы мениск был выше нулевого деления. Заполните носик бюретки раствором, удалив из него пузырьки воздуха.

Уберите воронку и установите уровень раствора в бюретке на нулевое деление по нижнему краю мениска. Если нижний край мениска плохо виден, установите по верхнему краю.

Мерную пипетку вместимостью 10 мл промойте раствором оксалата натрия и отмерьте 10 мл этого раствора в коническую колбу.

Отмерьте цилиндром 6 мл 2н. раствора H_2SO_4 ($f_3 = 1/2$) и добавьте к раствору оксалата натрия. Нагрейте колбу до появления конденсата на ее стенках и титруйте горячий раствор перманганатом калия. После добавления каждой капли KMnO_4 раствор перемешивайте до обесцвечивания. Титрование закончите при появлении слабо-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 с. Запишите в лабораторный журнал объем раствора KMnO_4 , израсходованный на титрование.

Титрование необходимо повторить не менее 3 раз, при этом расхождение между результатами не должно превышать 0,2 мл.

На титрование 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ было израсходовано KMnO_4 , мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$\overline{V_{\text{cp}}(\text{KMnO}_4) =}$$

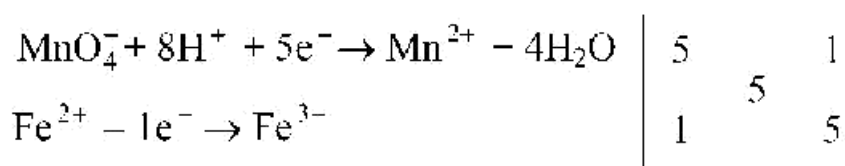
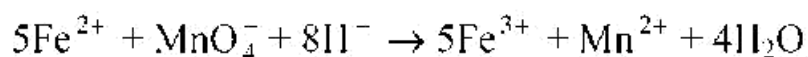
Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора KMnO_4 по формуле, моль/л,

$$c(1/5 \text{ KMnO}_4) = \frac{c(1/2 \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V_{\text{cp}}(\text{KMnO}_4)},$$

где $V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ – объем раствора оксалата натрия, $V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 10$ мл.

3. Определение содержания железа (II) в растворе.

При титровании перманганатом калия раствора соли железа (II) в кислой среде протекает следующая реакция:



В данном случае для железа $f, = 1$, поэтому $M, (Fe^{2-}) = M(Fe) = 55,85$ г/моль.

Исследуемый раствор получите у преподавателя в мерной колбе вместимостью 50 мл. Содержимое колбы доведите дистиллированной водой до метки и тщательно перемешайте, переворачивая колбу несколько раз.

В коническую колбу вместимостью 100 мл мерной пипеткой внесите 10 мл исследуемого раствора, добавьте с помощью мерного цилиндра 8 мл 2н. раствора H_2SO_4 ($f, = 1/2$) и на холоде (при нагревании Fe^{3+} активно окисляется кислородом воздуха в Fe^{3-}) оттитруйте содержимое колбы из бюретки раствором перманганата калия до появления бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 с. Титрование повторите 3–4 раза.

На титрование 10 мл исследуемого раствора соли железа (II) было израсходовано $KMnO_4$, мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V'_{cp}(KMnO_4) =$$

Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента (нормальность) исследуемого раствора соли железа (II), моль/л:

$$c(Fe^{2+}) = \frac{c(1/5 KMnO_4) \cdot V'_{cp}(KMnO_4)}{V(Fe^{2+})},$$

где $V(Fe^{2-})$ – объем раствора соли железа (II), $V(Fe^{2+})$ – 10 мл.

Массу железа (II) в исследуемом растворе определите по следующей формуле, г:

$$m(Fe^{2+}) = c(Fe^{2-}) \cdot M, (Fe^{2-}) \cdot V = c(Fe^{2-}) \cdot 55,85 \cdot 0,05,$$

где V – объем исследуемого раствора.

Лабораторная работа № 4.

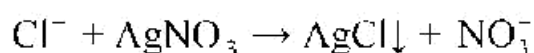
ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ХЛОРИДОВ МЕТОДОМ ОСАДИТЕЛЬНОГО ТИТРОВАНИЯ

Высокая растворимость хлоридов объясняет широкое распространение их во всех природных водах. В проточных водоемах содержание хлоридов обычно невелико (20–30 мг/л). Незагрязненные грунтовые воды в местах с несолончаковой почвой обычно содержат до 30–50 мг/л хлорид-ионов. В водах, фильтрующихся через солончаковую почву, в 1 л могут содержаться сотни и даже тысячи миллиграммов хлоридов. Вода, содержащая хлориды в концентрации более 350 мг/л, имеет солоноватый привкус, а при концентрации хлоридов 500–1000 мг/л – неблагоприятна для человека.

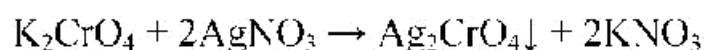
По ГОСТу содержание хлоридов в водопроводной воде не должно превышать 350 мг/л.

Определение хлорид-ионов в данной работе проводится методом аргентометрии с фиксированием точки эквивалентности по методу Мора. Метод Мора основан на прямом титровании хлорид-ионов раствором нитрата серебра в присутствии индикатора – хромата калия (K_2CrO_4). Определение проводят в нейтральных или слабощелочных средах ($pH = 7–10$), так как в кислых средах растворяется осадок хромата серебра, а в сильнощелочных средах разлагается нитрат серебра с выделением осадка Ag_2O .

При наличии в исследуемом растворе хлорид-ионов нитрат серебра взаимодействует с ними согласно следующему уравнению:



После полного осаждения хлорид-ионов нитрат серебра реагирует с индикатором K_2CrO_4 с образованием оранжево-красного осадка:



Рабочим раствором при определении хлорид-ионов служит 0,01М раствор нитрата серебра, точную концентрацию которого устанавливают по стандартному раствору хлорида натрия.

1. Приготовление стандартного раствора хлорида натрия.

Масса хлорида натрия, необходимая для приготовления 1 л 0,01М раствора NaCl,

$$m^T(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) \cdot V,$$

где $c(\text{NaCl})$ – молярная концентрация раствора, моль/л;

V – объем раствора, л;

$$m^T(\text{NaCl}) = 0,01 \cdot 58,45 \cdot 1 = 0,5845 \text{ г.}$$

Согласно расчетам, в предварительно взвешенном бюксе взвесьте сначала на технических, а затем на аналитических весах около 0,6 г хлорида натрия. Результаты взвешивания запишите в табл. 3.

Таблица 3

Взвешиваемый предмет	Масса, г	
	на технических весах	на аналитических весах
Пустой бюкс	1	2
Бюкс с NaCl	3	4
Навеска NaCl		4 – 2

Примечание. Цифры в таблице указывают на порядок взвешивания.

Навеску NaCl перенесите через воронку с коротким концом в мерную колбу вместимостью 1 л. Затем небольшим количеством дистиллированной воды из промывалки сполосните бюкс, его крышечку и воронку так, чтобы вся соль была смыта в колбу. Налейте в мерную колбу на 1/3 ее объема дистиллированной воды, снимите воронку и перемешайте раствор до полного растворения соли. Затем доведите уровень раствора в колбе до метки.

Рассчитайте титр, г/мл, и молярную концентрацию, моль/л, приготовленного раствора с точностью до четырех значащих цифр:

$$T(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{1000};$$

$$c(\text{NaCl}) = \frac{T(\text{NaCl}) \cdot 1000}{M(\text{NaCl})} = \frac{T(\text{NaCl}) \cdot 1000}{58,45}.$$

2. Приготовление стандартизированного раствора нитрата серебра.

Масса нитрата серебра, необходимая для приготовления 250 мл 0,01М раствора AgNO_3 ,

$$m^r(\text{AgNO}_3) = c(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3) \cdot V,$$

где $c(\text{AgNO}_3)$ – молярная концентрация раствора, моль/л;

V – объем раствора, л;

$$m^r(\text{AgNO}_3) = 0,01 \cdot 169,9 \cdot 0,25 = 0,42 \text{ г.}$$

Исходя из расчетов, на технических весах взвесьте около 0,42 г AgNO_3 . Навеску нитрата серебра растворите в 250 мл дистиллированной воды. Приготовленный раствор перелейте в склянку из темного стекла, так как на свету нитрат серебра разлагается с выделением свободного серебра.

3. Определение точной концентрации раствора нитрата серебра.

Бюретку подготовьте к титрованию и заполните раствором нитрата серебра.

В две конические колбы вместимостью 250 мл с помощью мерной пипетки внесите по 10 мл стандартного раствора NaCl , с помощью мерного цилиндра – по 90 мл дистиллированной воды и в каждую колбу добавьте по 5–7 капель индикатора – 5 %-ного раствора K_2CrO_4 .

Содержимое одной из колб оттитруйте раствором нитрата серебра до перехода лимонно-желтой окраски в оранжево-красную, а вторую колбу используйте как образец для сравнения. Титрование повторите 3–4 раза.

На титрование 10 мл стандартного раствора NaCl израсходовано раствора AgNO_3 , мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_{\text{ср}}(\text{AgNO}_3) =$$

По закону эквивалентов вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах. Для AgNO_3 и NaCl $f_s = 1$, поэтому для этих веществ вместо молярных концентраций эквивалентов можно использовать молярные концентрации, моль/л:

$$c(\text{AgNO}_3) = \frac{c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{NaCl})}{V_{\text{сп}}(\text{AgNO}_3)},$$

где $V(\text{NaCl})$ – объем раствора хлорида натрия, $V(\text{NaCl}) = 10$ мл.

4. Определение содержания хлорид-ионов в растворе.

Получите у преподавателя исследуемый раствор в мерной колбе вместимостью 100 мл и доведите уровень раствора до метки дистиллированной водой.

В коническую колбу вместимостью 250 мл внесите мерной пипеткой 10 мл исследуемого раствора, мерным цилиндром – 90 мл дистиллированной воды и добавьте 5–7 капель индикатора – 5 %-ного раствора K_2CrO_4 . Оттитруйте содержимое колбы раствором нитрата серебра до перехода лимонно-желтой окраски в оранжево-красную. Титрование повторите 3–4 раза.

На титрование 10 мл исследуемого раствора израсходовано раствора AgNO_3 , мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V'_{\text{сп}}(\text{AgNO}_3) =$$

Рассчитайте молярную концентрацию, моль/л, и массу, г, хлорид-ионов в исследуемом растворе по следующим формулам:

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{c(\text{AgNO}_3) \cdot V'_{\text{сп}}(\text{AgNO}_3)}{V(\text{Cl}^-)};$$

$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{Cl}^-) \cdot M(\text{Cl}^-) \cdot V,$$

где $V(\text{Cl}^-)$ – объем раствора, взятого на титрование, $V(\text{Cl}^-) = 10$ мл;

$M(\text{Cl}^-)$ – молярная масса хлорид-иона, г/моль;

V – объем исследуемого раствора, $V = 0,1$ л.

Лабораторная работа № 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ МЕДИ МЕТОДОМ ЙОДОМЕТРИЧЕСКОГО ТИТРОВАНИЯ

Медь и ее соединения являются очень токсичными для почвенной микрофлоры, а также для всех представителей водной флоры и фауны и человека. Основными антропогенными источниками поступления меди в окружающую среду являются предприятия цветной металлургии, транспорт, пестициды, продукты сжигания углеродного топлива.

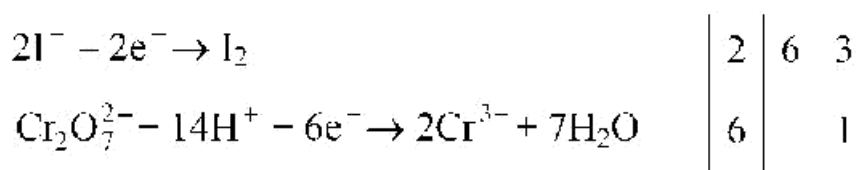
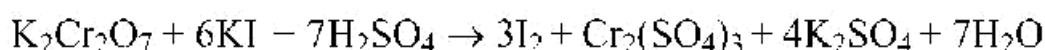
По ГОСТу содержание меди (суммарное) в водопроводной воде не должно превышать 1 мг/л.

Метод йодометрического титрования при определении меди основан на окислительно-восстановительной реакции между ионами меди (II) и йодидом калия.

При восстановлении Cu^{2+} йодидом калия образуется малорастворимая соль CuI . Прямое титрование в данном случае неприменимо, т.к. трудно зафиксировать точку эквивалентности. Поэтому применяется *косвенное титрование*: к исследуемому раствору соли меди (II) добавляют избыток раствора KI , дают раствору постоять для завершения реакции, а затем титруют выделившийся йод раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала. Поскольку тиосульфат натрия не отвечает требованиям, предъявляемым к стандартным веществам, готовят раствор примерной концентрации, а потом устанавливают точную концентрацию по стандартному раствору дихромата калия. К смеси йодида калия и серной кислоты добавляют определенный объем раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при этом выделяется эквивалентное количество йода. Выделившийся йод титруют раствором тиосульфата натрия.

1. Приготовление стандартного раствора дихромата калия.

Реакция между йодидом калия и дихроматом калия в кислой среде протекает по уравнению



Для $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $f_3 = 1/6$, поэтому молярная масса эквивалента дихромата калия

$$M_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot f_3 = 294,18 \cdot 1/6 = 49,03 \text{ г/моль.}$$

Масса дихромата калия, необходимая для приготовления 250 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,02 моль/л, рассчитывается по формуле

$$m^r(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = c(1/6 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V,$$

где $c(1/6 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$ – молярная концентрация эквивалента раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, моль/л;

V – объем раствора, л;

$$m^r(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,02 \cdot 49,03 \cdot 0,25 = 0,2450 \text{ г.}$$

На технических весах взвесьте около 0,25 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в бюксе, предварительно взвешенном на аналитических весах. Взвесьте бюкс с дихроматом калия на аналитических весах. Результаты взвешивания запишите в табл. 4.

Таблица 4

Взвешиваемый предмет	Масса, г	
	на технических весах	на аналитических весах
Пустой бюкс	1	2
Бюкс с дихроматом калия	3	4
Навеска дихромата калия	—	4–2

Примечание. Цифры в таблице указывают на порядок взвешивания.

Навеску $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ перенесите через воронку в мерную колбу вместимостью 250 мл. Небольшим количеством дистиллированной воды из промывалки ополосните бюкс и вылейте содержимое в колбу. Ополосните воронку из промывалки.

Налейте в колбу приблизительно на 1/3 ее объема дистиллированной воды, снимите воронку и перемешайте раствор круговыми движениями колбы до полного растворения дихромата калия. Добавьте в колбу дистиллированной воды примерно на 0,5 см ниже метки, а затем доведите уровень до метки, прибавляя воду по каплям пипеткой, при этом нижний край мениска раствора должен совмещаться с меткой на горлышке колбы.

Закройте колбу пробкой и перемешайте раствор, несколько раз перевернув колбу.

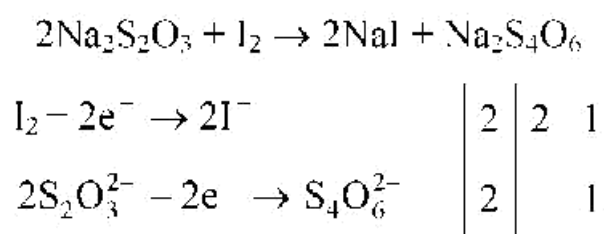
Рассчитайте титр, г/мл, и молярную концентрацию эквивалента, моль/л, раствора с точностью до четырех значащих цифр:

$$T(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{250};$$

$$c(1/6 \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{T(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot 1000}{M_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{T(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot 1000}{49,03}.$$

2. Приготовление рабочего раствора тиосульфата натрия.

Реакция между йодом и тиосульфатом натрия протекает по уравнению



Для тиосульфата натрия $f_3 = 1$. Молярная масса эквивалента тиосульфата натрия

$$\begin{aligned} M_3(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) &= M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot f_3 = \\ &= 248,2 \cdot 1 = 248,2 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Масса $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления 500 мл 0,02 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($f_3 = 1$) рассчитывается по формуле

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M_3(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot V,$$

где $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – молярная концентрация раствора тиосульфата натрия, моль/л;

V – объем раствора, л;

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,02 \cdot 248,2 \cdot 0,5 = 2,48 \text{ г.}$$

В колбу вместимостью 1 л налейте 500 мл дистиллированной воды, нагрейте до кипения и кипятите в течение 3–5 мин для предотвращения разложения тиосульфата натрия под действием кислорода воздуха и углекислого газа. Закройте колбу пробкой с хлоркальциевой трубкой и охладите.

Добавьте в колбу Na_2CO_3 (на кончике шпателя) для устойчивости титра и 2,48 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, взвешенного на технических весах. Закройте колбу пробкой и перемешайте раствор круговыми движениями колбы до полного растворения солей.

3. Определение точной концентрации раствора тиосульфата натрия.

Заполните бюретку через воронку раствором тиосульфата натрия так, чтобы мениск был выше нулевого деления. Заполните носик бюретки раствором, удалив из него пузырьки воздуха.

Уберите воронку и установите уровень раствора в бюретке на нулевое деление по нижнему краю мениска.

Мерную пипетку вместимостью 10 мл промойте раствором дихромата калия и отмерьте 10 мл этого раствора в коническую колбу. Отмерьте цилиндром 2–2,5 мл раствора KI и 5–6 мл 2 н. раствора серной кислоты и добавьте к раствору дихромата калия. Накройте колбу часовым стеклом, чтобы предупредить потери от улетучивания йода, и выдержите в темноте 5 мин для завершения реакции. Затем снимите часовое стекло, ополосните его над колбой дистиллированной водой из промывалки и добавьте в колбу около 80 мл дистиллированной воды. Полученный раствор титруйте раствором тиосульфата натрия до соломенно-желтого цвета, после чего добавьте в колбу 2–2,5 мл раствора крахмала и продолжайте титровать до исчезновения синей окраски раствора. Запишите в лабораторный журнал объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, израсходованный на титрование.

Титрование необходимо повторить не менее 3 раз, при этом расхождение между результатами не должно превышать 0,2 мл.

На титрование 10 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ было израсходовано $Na_2S_2O_3$, мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$\overline{V_{cp}(Na_2S_2O_3)} =$$

Концентрацию раствора тиосульфата натрия рассчитайте по формуле

$$c(Na_2S_2O_3) = \frac{c(1/6 K_2Cr_2O_7) \cdot V(K_2Cr_2O_7)}{V_{cp}(Na_2S_2O_3)},$$

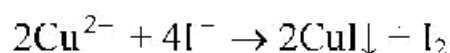
где $V(K_2Cr_2O_7)$ – объем раствора дихромата калия, $V(K_2Cr_2O_7) = 10$ мл.

4. Определение содержания меди в растворе.

Получите у лаборанта исследуемый раствор в мерной колбе вместимостью 50 мл, добавьте в него 3 мл 2 н. раствора CH_3COOH . Долейте в колбу дистиллированной воды до метки, закройте колбу пробкой и перемешайте ее содержимое, переворачивая колбу несколько раз.

В коническую колбу отберите 10 мл исследуемого раствора с помощью мерной пипетки, добавьте 5 мл 20 %-ного раствора KI . Закройте часовым стеклом и выдержите в темноте 5 мин, затем титруйте раствором тиосульфата натрия до бледно-желтого цвета. Добавьте 2–3 мл раствора крахмала и продолжайте титровать до исчезновения синей окраски раствора. Осадок CuI должен иметь цвет слоновой кости.

Уравнение протекающей реакции имеет вид



На титрование 10 мл исследуемого раствора соли меди (II) было израсходовано $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$\overline{V'_{\text{cp}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) =}$$

Рассчитайте концентрацию раствора соли меди (II)

$$c(\text{Cu}^{2+}) = \frac{c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V'_{\text{cp}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{V(\text{Cu}^{2+})},$$

где $V(\text{Cu}^{2+})$ – объем раствора, взятого на титрование, $V(\text{Cu}^{2+}) = 10$ мл.

Рассчитайте массу меди в 50 мл исследуемого раствора, г:

$$m(\text{Cu}) = c(\text{Cu}^{2+}) \cdot M_3(\text{Cu}) \cdot V,$$

где $M_3(\text{Cu})$ – молярная масса эквивалента меди,

$$M_3(\text{Cu}) = M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ г/моль};$$

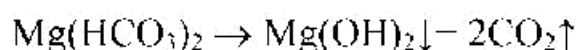
V – объем исследуемого раствора, $V = 0,05$ л.

Лабораторная работа № 6.
КОМПЛЕКСОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ
ОБЩЕЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ.
РЕАГЕНТНОЕ УСТРАНЕНИЕ СОЛЕЙ ЖЕСТКОСТИ

Жесткость – это природное свойство воды, обусловленное наличием в ней растворимых солей кальция и магния. Жесткость воды характеризуют молярной концентрацией эквивалентов ионов кальция и магния ($f = 1/2$) и выражают в ммоль/л.

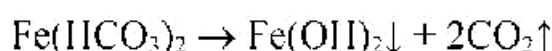
Различают временную (карбонатную, устранимую) и постоянную (некарбонатную) жесткость воды.

Временная жесткость определяется содержанием в воде гидрокарбонатов, при кипячении они разлагаются:



Жесткость воды при этом устраняется или уменьшается. Поэтому временную жесткость называют устранимой.

При кипячении вместе с карбонатом кальция и гидроксидом магния происходит осаждение и некоторых других соединений. Например,



Постоянная жесткость определяется наличием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния и при кипячении не уменьшается.

Сумма временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды. По величине общей жесткости воду условно подразделяют на 5 групп:

- очень мягкая вода – $J_{\text{общ}}$ менее 1 ммоль/л;
- мягкая вода – $J_{\text{общ}}$ от 1 до 3,5 ммоль/л;
- вода средней жесткости – $J_{\text{общ}}$ от 3,5 до 7 ммоль/л;
- жесткая вода – $J_{\text{общ}}$ от 7 до 10 ммоль/л;
- очень жесткая вода – $J_{\text{общ}}$ более 10 ммоль/л.

Жесткая вода непригодна для многих технологических процессов, так как соли жесткости осаждаются на стенках котлов и других аппаратов, снижая эффективность этих устройств. Вода с общей жесткостью свыше 10 ммоль/л имеет неприятный привкус.

Для питьевого водоснабжения используют воду с общей жесткостью не более 7 ммоль/л, а для хозяйственных и промышленных целей – с общей жесткостью не более 3,5 ммоль/л.

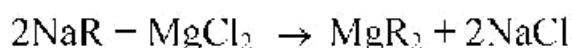
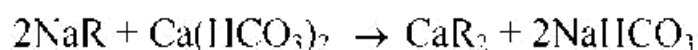
Для умягчения воды, т.е. устранения жесткости, применяют термический способ (кипячение), химические и ионообменные методы.

Химические методы устраняют и временную, и постоянную жесткость воды. Они основаны на переводе гидрокарбонатов, хлоридов,

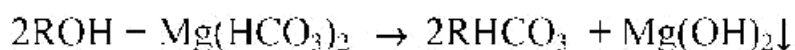
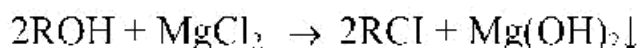
сульфатов магния и кальция в практически нерастворимые соединения. В качестве реагентов для умягчения воды чаще всего используют известь – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковый метод), соду – Na_2CO_3 (содовый метод), ортофосфат натрия – Na_3PO_4 (фосфатный метод).

Ионообменный метод умягчения воды является самым эффективным. Он основан на способности природных и искусственных высокомолекулярных соединений – ионитов – обменивать входящие в их состав подвижные ионы на ионы, находящиеся в растворе. По знаку заряда обменивающихся ионов иониты делятся на катиониты и аниониты.

Катиониты имеют подвижные катионы: H^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+ . Вода, пропущенная через слой катионита, освобождается от ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Например:



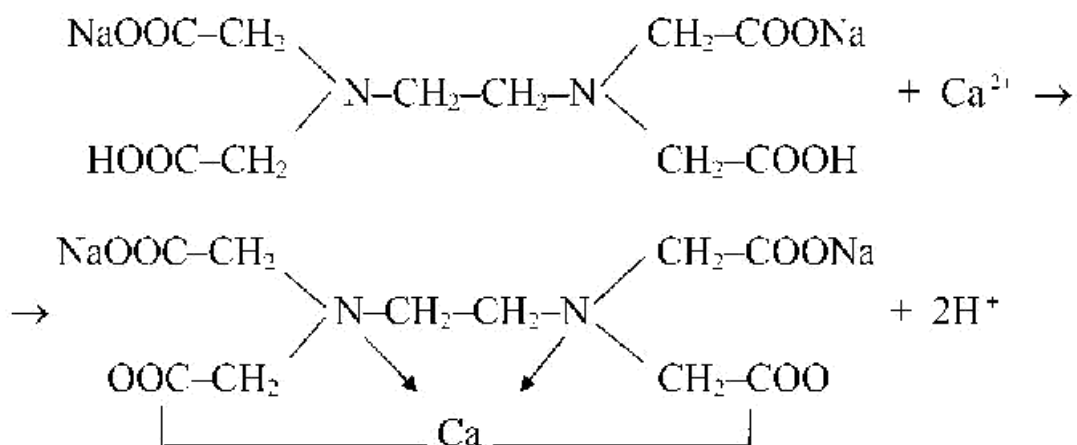
С помощью анионитов, имеющих подвижные OH^- -ионы, вода освобождается от кислотных анионов. Например:



Пропуская воду последовательно через H^+ -катионит и OH^- -анионит, можно полностью удалить все ионы, т.е. провести химическое обессоливание воды.

1. Определение общей жесткости воды.

Общую жесткость воды определяют методом комплексонометрического титрования. Метод основан на точном измерении объема комплексона III (трилона Б) известной концентрации, израсходованного на титрование исследуемой пробы воды. Трилон Б (двунариевая соль этилендиаминатетрауксусной кислоты) связывает катионы кальция и магния, находящиеся в воде, в прочные комплексы:



Протеканию реакции способствует слабощелочная среда (рН = 8–10). Для создания такой среды добавляют аммонийный буферный раствор (смесь NH_4OH и NH_4Cl), который способен поддерживать рН раствора практически постоянным.

Титрование заключается в постепенном приливании к пробе воды раствора трилона Б из бюретки до достижения точки эквивалентности. Момент окончания реакции (точку эквивалентности) устанавливают по изменению окраски индикатора – эриохрома черного. Эриохром черный в присутствии катионов кальция и магния окрашивает раствор в вишнево-красный цвет, а при отсутствии этих катионов – в синий цвет.

Для проведения анализа полученную пробу воды (1 л) разделите на две равные части. Одну часть используйте для определения общей жесткости воды в исходной пробе, а вторую – для последующего устранения жесткости.

Для определения общей жесткости в исходной пробе воды в коническую колбу вместимостью 250 мл внесите мерной пипеткой 100 мл анализируемой воды, добавьте 5 мл аммонийного буферного раствора, отмеренного с помощью цилиндра, и 0,2–0,3 г сухого индикатора эриохрома черного, в результате раствор должен приобрести насыщенную вишнево-красную окраску. Полученный раствор оттитруйте из бюретки раствором трилона Б до перехода окраски в синюю. Определите по бюретке объем трилона Б, израсходованный на титрова-

ние. Проведите титрование 4 раза. Результаты параллельных определений не должны отличаться более чем на 0,2 мл.

На титрование 100 мл воды расходуется следующий объем раствора трилона Б, мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_4 =$$

$$V_{\text{ср}}(\text{тр.Б}) =$$

Вычислите общую жесткость воды по формуле, ммоль/л,

$$J_{\text{общ}} = \frac{c(\text{тр.Б}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{тр.Б})}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000,$$

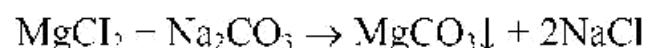
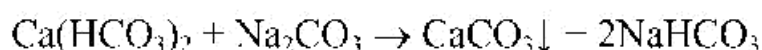
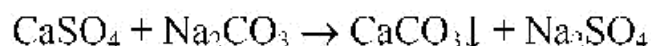
где $c(\text{тр.Б})$ – молярная концентрация эквивалента (нормальность) раствора трилона Б, моль/л;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – объем исследуемой воды; $V(\text{H}_2\text{O}) = 100$ мл;

1000 – коэффициент пересчета в ммоль.

2. Устранение общей жесткости воды.

Для устранения общей жесткости воды воспользуемся содовым методом, химизм которого можно представить следующими реакциями:



После введения реагента (Na_2CO_3) в исследуемую воду происходит образование малорастворимых соединений, но процесс созревания осадка длительный и сложный. При этом скорость осаждения может быть увеличена за счет повышения температуры до 80–90 °С, постоянного перемешивания воды, применения коагулянтов – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Для наиболее полного умягчения воды рекомендуется использовать 50 % избыток реагента; на созревание крупнокристаллического

осадка, который легко отфильтровывается, благоприятно влияет на выдерживание реагента в растворе в течение некоторого времени.

Во многих технологических процессах общая жесткость воды не должна превышать 3–3,5 ммоль/л. Поэтому навеску кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), необходимую для умягчения исследуемой воды до общей жесткости 3 ммоль/л, рассчитайте по формуле, мг,

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1,5(\text{Ж}_{\text{общ}} - 3) \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot V,$$

где 1,5 – коэффициент, учитывающий введение 50 %-го избытка реагента;

$M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$ – молярная масса эквивалента кристаллической соды, $M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot f_3 = 286 \cdot 1/2 = 143$ г/моль;

V – объем умягчаемой воды, л.

Рассчитанную навеску $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ взвесьте на технических весах и растворите в 0,5 л анализируемой воды. Перемешайте круговыми движениями содержимое колбы до полного растворения соли и оставьте раствор до следующего занятия для созревания осадка.

Отстоявшийся раствор, не перемешивая, аккуратно отфильтруйте через стеклянную воронку с бумажным фильтром в коническую колбу вместимостью 500 мл. Затем определите остаточную жесткость анализируемой пробы воды по методике, приведенной выше. Проведите титрование 4 раза. Результаты параллельных определений не должны отличаться более чем на 0,2 мл.

На титрование 100 мл умягченной воды расходуется следующий объем раствора трилона Б, мл:

$$V_1 =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_4 =$$

$$V'_{\text{ср}}(\text{тр.Б}) =$$

Вычислите остаточную жесткость воды по формуле, ммоль/л,

$$Ж_{ост} = \frac{c(\text{тр.Б}) \cdot V_{ср}^t(\text{тр.Б})}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000.$$

По полученным результатам сделайте вывод об эффективности использования содового метода для устранения жесткости воды.

Задания для самостоятельной работы

Жесткость воды и методы ее устранения

1. Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

2. Какая масса CaSO_4 содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 ммоль/л?

3. В 1 л воды содержится 36,47 мг ионов магния и 50,1 мг ионов кальция. Чему равна жесткость этой воды?

4. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 ммоль/л. Какая масса сульфата магния содержится в 300 л этой воды?

5. Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния и 61,2 г сульфата кальция.

6. В 200 л воды содержится 50 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

7. В 1 м³ воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

8. Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 9 ммоль/л. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

9. Какая масса CaSO_4 содержится в 200 л воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 8 ммоль/л?

10. Вода, содержащая только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 7 ммоль/л. Какая масса гидрокарбоната кальция содержится в 500 л этой воды?

11. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

12. Вода, содержащая только хлорид магния, имеет жесткость 5 ммоль/л. Какая масса хлорида магния содержится в 1 м³ этой воды?

13. Вычислите жесткость воды, зная, что в 300 л ее содержится 180 г гидрокарбоната магния.

14. В 10 л воды содержится 0,516 г ионов магния. Чему равна жесткость этой воды?

15. В 200 л воды содержится 8,06 г ионов кальция. Чему равна жесткость этой воды?

16. Какую массу соды надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 5 ммоль/л?

17. Какую массу ортофосфата натрия надо прибавить к 300 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 7 ммоль/л?

18. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 6 ммоль/л?

19. К 1 м³ жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. Насколько понизилась жесткость?

20. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?

21. Какую массу Ca(OH)₂ надо прибавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4 ммоль/л?

22. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 4,8 ммоль/л?

23. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. Насколько понизилась карбонатная жесткость?

24. Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 ммоль/л?

25. Какую массу Na₃PO₄ надо прибавить к 250 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 6,5 ммоль/л?

26. К 800 л жесткой воды прибавили 100 г ортофосфата натрия. Насколько понизилась жесткость?

27. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 700 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 8 ммоль/л?

28. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 200 л воды потребовалось прибавить 80 г карбоната натрия?

29. К 500 л жесткой воды прибавили 60,8 г карбоната натрия. Насколько попизилась жесткость?

30. Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к 600 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 7 ммоль/л?

31. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 мл этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 6,2 мл 0,08 н. раствора HCl.

32. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 8 ммоль/л. Какой объем 0,1 н. раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 мл этой воды?

33. Вычислите карбонатную жесткость воды, если на титрование 0,1 л воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано 7,2 мл 0,12 н. раствора HCl.

34. На титрование 50 мл воды израсходовано 4,8 мл 0,1 н. раствора HCl. Чему равна карбонатная жесткость воды.

35. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 мл этой воды, содержащей гидрокарбонат магния, потребовалось 8,1 мл 0,05 н. раствора HCl.

36. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат магния, равна 6 ммоль/л. Какой объем 0,1 н. раствора HCl потребуются для реакции с гидрокарбонатом магния, содержащимся в 100 мл этой воды?

37. На титрование 50 мл воды израсходовано 5,8 мл 0,08 н. раствора HCl. Чему равна карбонатная жесткость воды?

38. На титрование 50 мл воды израсходовано 5 мл 0,1 н. раствора HCl. Чему равна карбонатная жесткость воды?

39. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 50 мл этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 5,6 мл 0,05 н. раствора HCl.

40. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 5 ммоль/л. Какой объем 0,1 н. раствора HCl потребуются для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 100 мл этой воды?

41. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 0,1 л этой воды, содержащей гидрокарбонат магния, потребовалось 6 мл 0,01 н. раствора HCl.

42. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 50 мл этой воды, содержащей гидрокарбонат магния, потребовалось 5 мл 0,1 н. раствора HCl.

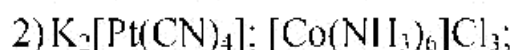
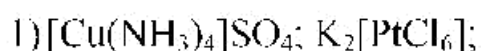
43. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 7 ммоль/л. Какой объем 0,05 н. раствора HCl потребуются для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 50 мл этой воды?

44. На титрование 100 мл воды израсходовано 8 мл 0,1 н. раствора HCl. Чему равна карбонатная жесткость воды?

45. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 мл этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 4,5 мл 0,12 н. раствора HCl.

Комплексные соединения

1. Дайте названия следующим комплексным соединениям, определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексобразователя. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражения для константы диссоциации и константы нестойкости комплексных ионов соединений:



- 3) $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$;
- 4) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$;
- 5) $\text{K}_3[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- 6) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$; $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$;
- 7) $\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{CNS})_4]$; $[\text{CrF}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$;
- 8) $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;
- 9) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$; $\text{K}_2[\text{PtCl}(\text{OH})_5]$;
- 10) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\cdot\text{NO}_3$; $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$;
- 11) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;
- 12) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
- 13) $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$;
- 14) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_2$; $\text{K}_3[\text{IrBr}_6]$;
- 15) $\text{K}_2[\text{PdCl}_4]$; $[\text{Ir}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$;
- 16) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{ClO}_4)_3$; $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
- 17) $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2(\text{OH})_2]$; $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$;
- 18) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;
- 19) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$; $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]$;
- 20) $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_4]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$;
- 21) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2](\text{NO}_3)_2$; $\text{Cs}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$;
- 22) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)](\text{NO}_3)_2$;
- 23) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$;
- 24) $\text{Cs}[\text{AuCl}_2\text{Br}_2]$; $\text{K}[\text{SbCl}_6]$;
- 25) $\text{K}[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{CO}_3)]\text{Cl}$;
- 26) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]\text{NO}_3$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$;
- 27) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{HSO}_4$;
- 28) $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2]\text{Cl}$;
- 29) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$; $\text{K}[\text{AgI}_2]$;
- 30) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}$; $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$;
- 31) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$;
- 32) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
- 33) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$; $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO}_2)]$;
- 34) $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{Cl}_2$;
- 35) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $\text{Cs}[\text{AuCl}_4]$;

- 36) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$; $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$;
 37) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Br}$;
 38) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$;
 39) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2](\text{NO}_3)_2$; $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4]$;
 40) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)\text{BrCl}_2]$; $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$;
 41) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$;
 42) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$;
 43) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$; $\text{K}[\text{Rh}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$;
 44) $[\text{Au}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$; $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]$;
 45) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CNS})_2(\text{NO}_2)_2]$; $[\text{Au}(\text{H}_2\text{O})_2]\text{ClO}_4$;
 46) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$;
 47) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $[\text{Ir}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$;
 48) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$; $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$;
 49) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2]\text{Cl}$; $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$;
 50) $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$; $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.

2. Составьте координационные формулы комплексных соединений по данным таблицы, дайте названия соединениям:

№ п/п	Комплексообразователь	Координационное число	Исходные соединения
1	Платина	6	$\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
2	»	6	$\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
3	»	4	$\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$
4	»	4	$\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$
5	»	4	$\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$
6	»	4	$\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$
7	»	6	$\text{PtCl}_4 \cdot \text{KCl} \cdot \text{NH}_3$
8	»	6	$\text{KOH} \cdot \text{Pt}(\text{OH})_4 \cdot \text{KCl}$
9	»	4	$2\text{NaOH} \cdot \text{Pt}(\text{NO}_2)_2$
10	»	6	$\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
11	»	4	$2\text{KCNS} \cdot \text{Pt}(\text{NO}_2)_2$
12	»	6	$\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$
13	Кобальт	6	$\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$
14	»	6	$\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$

Продолжение таблицы

№ п/п	Комплексообразователь	Координационное число	Исходные соединения
15	Кобальт	6	$3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$
16	»	6	$\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
17	»	6	$\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$
18	»	6	$\text{CoBr}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
19	»	6	$\text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$
20	»	6	$\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$
21	»	6	$\text{Co}(\text{CN})_3 \cdot \text{KCN} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
22	»	6	$\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 2\text{KCl} \cdot \text{NH}_3$
23	»	6	$\text{CoCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot 4\text{NH}_3$
24	»	6	$\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{NaNO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
25	»	6	$3\text{KNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$
26	»	6	$2\text{NaCl} \cdot \text{NaCN} \cdot \text{Co}(\text{CN})_3$
27	Серебро	2	$\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$
28	»	2	$\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$
29	»	2	$\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$
30	Хром	6	$\text{Cr}(\text{NO}_2)_3 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
31	»	6	$\text{CrCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
32	»	6	$\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
33	»	6	$\text{KCl} \cdot \text{CrCl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
34	»	6	$\text{CrCl}_3 \cdot 2\text{KCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$
35	»	6	$\text{CrCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
36	»	6	$\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \cdot 3\text{NH}_3$
37	»	6	$\text{Cr}(\text{NO}_2)_3 \cdot 5\text{NH}_3$
38	»	6	$\text{CrCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot 3\text{NH}_3$
39	»	6	$\text{Cr}(\text{CNS})_3 \cdot \text{NH}_4\text{CNS} \cdot 2\text{NH}_3$
40	Железо	6	$2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$
41	»	6	$3\text{NaCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot \text{NH}_3$
42	»	6	$3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$
43	»	6	$3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
44	»	6	$\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot \text{NaNO}_2 \cdot 2\text{NaCN}$
45	Никель	4	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{NH}_3$
46	»	6	$\text{NiCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
47	Кадмий	4	$2\text{KCN} \cdot \text{Cd}(\text{CN})_2$
48	Палладий	4	$\text{KCl} \cdot \text{PdCl}_2 \cdot \text{NH}_3$
49	»	4	$2\text{KCN} \cdot \text{Pd}(\text{CN})_2$
50	Медь	4	$\text{CuCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$

Библиографический список

1. Голдовская Л.Ф. Химия окружающей среды. – 3-е изд. – М.: Мир: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008. – 295 с.
2. Егоров В.В. Экологическая химия: учеб. пособие. – СПб.: Лань, 2009. – 192 с.
3. Государственный контроль качества воды. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: ИПК Издательство стандартов, 2003. – 776 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Лабораторная работа № 1. Определенис показателей, характеризующих свойства воды.....	6
Лабораторная работа № 2. Определение содержания железа (II, III) фотометрическим методом.....	11
Лабораторная работа № 3. Определеие содержания железа (II) методом перманганатометрического титрования.....	14
Лабораторная работа № 4. Определение содержания хлоридов методом осадительного титрования	19
Лабораторная работа № 5. Определеие содержания меди методом йодометрического титрования	23
Лабораторная работа № 6. Комплексонометрическоес определение общей жесткости воды. Реагентное устранение солей жесткости.....	28
Задания для самостоятельной работы	34
Библиографический список.....	41