

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ПРИРОДООБУСТРОЙСТВА»**

Кафедра «Сельскохозяйственного водоснабжения и водоотведе-
дения»

**ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ ВОДЫ
Часть 1. Анализ природных вод**

Москва 2012

**МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ПРИРОДООБУСТРОЙСТВА»**

Кафедра «Сельскохозяйственного водоснабжения и
водоотведения»

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ ВОДЫ

Часть 1

Анализ природных вод

Москва 2012

УДК

Рецензент:

Кандидат химических наук, профессор кафедры инженерных химии ФГБОУ ВПО «Московский государственный университет природообустройства»

Г.Н. Сычева

Составители: Гандурина Л.В. Квитка Л.А.

Практикум по химии воды. Часть 1.

Учебно-методическое пособие по химии воды для студентов МГУП.-М.: ФГБОУ ВПО МГУП, 2012- 79 с.

Практикум по химии воды (часть 1) содержит лабораторные работы, предусмотрены учебной программой и учебным планом по курсу «Химия воды», которые позволяют получить практические навыки и освоить методики определения основных фазово-дисперсных и физико-химических показателей качества природной воды.

Гандурина Л.В. Квитка Л.А., 2012
ФГБОУ ВПО «Московский государственный университет природообустройства»

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее издание задумано с целью более полного и глубокого освоения учебного материала по курсу «Химия воды» студентами МГУП по специальностям 28300, 28301, 28302 и 080700.

Практикум состоит из двух частей. Первая часть содержит лабораторные работы, позволяющие получить практические навыки и освоить методики определения основных фазово-дисперсных и физико-химических показателей качества природной воды, вторая часть - наиболее распространенные методы их улучшения.

Лабораторные работы, включенные в практикум, предусмотрены учебной программой и учебным планом и выбраны с учетом технического оснащения химической лаборатории кафедры сельскохозяйственного водоснабжения и водоотведения.

В каждой работе дается небольшое теоретическое введение, которое способствует осмысленному прохождению практикума. Для закрепления полученных знаний каждая работа заканчивается контрольными вопросами и задачами.

Во вступлении приведена краткая характеристика примесей природных вод, наиболее распространенные способы их классификации, методики количественного определения и способы удаления из воды. В приложении даны некоторые термины и определения, а также справочные данные, необходимые для выполнения работ и анализа полученных результатов.

Любые замечания будут приняты составителями практикума с благодарностью.

ВСТУПЛЕНИЕ

1. Вещества, загрязняющие воду: причины их попадания, классификация и способы их удаления

Природные подземные и поверхностные воды представляют собой сложные системы, содержащие минеральные, органические и газообразные вещества. Попадание загрязняющих веществ в водные источники происходит в результате взаимодействия воды с окружающей средой - горными породами, почвой, атмосферой, а также вследствие практической деятельности человека.

Разнообразие химического состава природных вод определяет необходимость их систематизации. В зависимости от поставленной цели **существует несколько классификаций** природных вод: по отдельным частным характеристикам (содержанию и соотношению ионов, по величине минерализации, цветности, мутности), или общим характеристикам (видам и концентрациям примесей, их фазово-дисперсным и санитарно-гигиеническим характеристикам).

Классификация по показателю цветности, которая зависит от содержания окрашенных органических загрязнений (гумусовых кислот). Природные воды делятся на малоцветные (менее 35 град), средней цветности (от 35 до 120 град), высокой цветности (более 120 град).

Классификация по показателю мутности, которая определяет содержание взвешенных веществ в природной воде. Воды поверхностных источников подразделяются на маломутные (до 50 мг/дм^3), средней мутности ($50\text{-}250 \text{ мг/дм}^3$), мутные ($250\text{-}1500 \text{ мг/дм}^3$) и высокомутные (более 1500 мг/дм^3). Содержание взвешенных веществ в природных водах колеблется по сезонам года и достигает максимальных значений в период паводков и сильных дождей.

Классификация по содержанию солей. Поверхностные воды делятся на пресные с содержанием солей до 1 г/дм^3 и минерализованные с содержанием солей от 1 до 25 г/дм^3 . Маломинерализованные речные воды содержат преимущественно ионы Ca^{2+} и HCO_3^- в количестве до 500 мг/дм^3 . Содержание гидрокарбонат ионов HCO_3^- редко превышает 250 мг/дм^3 и в среднем составляет $50\text{-}70 \text{ мг/дм}^3$.

Классификация О.А. Алекина по содержанию основных ионов (таблица 1), широко используемая гидрохимиками, основана на выделении из ионных примесей воды преобладающих ионов: $(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$, Ca^{2+} , Mg^{2+} , $(\text{HCO}_3^- + \text{CO}_3^{2-})$, SO_4^{2-} , Cl^- , и установления соотношения между ними. Согласно этой классификации природные воды по преобладающему аниону делят на три класса: карбонатно-гидрокарбонатный (С), сульфатный (S) и хлоридный (Cl). По преобладающему катиону классы делят на группы: кальциевую (Ca), магниевую (Mg) и натриевую (Na). Группы в свою очередь делятся на типы, указывающие на соотношение между ионами (ммоль-экв).

Первый тип характеризуется соотношением $(\text{HCO}_3^-) > (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})$. К ним относятся мягкие воды с небольшим солесодержанием и преобладанием ионов Na^+ и K^+ .

Второй тип характеризуется соотношением $(\text{HCO}_3^-) < (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) < (\text{HCO}_3^- + \text{SO}_4^{2-})$. Это воды большинства рек и озер и подземные воды с малым и средним солесодержанием.

В водах третьего типа наблюдается соотношение между ионами: $(\text{HCO}_3^- + \text{SO}_4^{2-}) < (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})$ или $\text{Cl}^- > \text{Na}^+$. Это сильноминерализованные воды морей и океанов.

К четвертому типу относятся кислые воды ($\text{HCO}_3^- = 0$). Они могут быть только в сульфатных и хлоридных классах, в группах Ca и Mg.

Использование такой классификации позволяет выяснить происхождение природных вод и охарактеризовать их свойства.

Таблица 1 – Классификация химического состава природных вод О.А.Алекина

Классы	Группы	Типы
Гидрокарбонатный (С)	Кальциевая (Ca),	I, II, III
	Магниева (Mg)	I, II, III
	Натриевая (Na).	I, II, III
Сульфатный (S)	Кальциевая (Ca),	II, III, IV
	Магниева (Mg)	II, II, IV
	Натриевая (Na).	I, II, III
Хлоридный (Cl)	Кальциевая (Ca),	II, III, IV
	Магниева (Mg)	II, III, IV
	Натриевая (Na).	I, II, III

Классификация по видам загрязнений и концентрациям растворенных загрязнений представлена в таблицах 2 и 3. В соответствии с данной классификацией все загрязнения природных вод делятся на нерастворимые вещества (таблица 2) и растворимые вещества (таблица 3). К нерастворимым веществам относятся твердые вещества разной степени дисперсности и микроорга-

низмы. Растворимые вещества разделены на 5 классов. Первые четыре класса выделены по уровню концентрации, а к пятому классу относят, как правило, трансформируемые вещества, которые изменяются в результате протекающих в водной среде химических и биохимических реакций: окисления, восстановления, гидролиза, ионного обмена, выщелачивания, карбонизации и др.

Таблица 2 – Классы нерастворимых веществ в водных источниках

Класс нерастворимых веществ	Название	Характер примесей
Класс 1	Твердые вещества	Плавающие, осаждающиеся, взвешенные
Класс 2	Микроорганизмы	Водоросли, бактерии, грибковые организмы, вирусы

Таблица 3 – Классы растворимых веществ в водных источниках

Класс	Концентрация, мг/дм ³	Компоненты (содержание, мг/ дм ³)
1	2	3
1 класс (первичные компоненты)	Обычно >5	Кальций (2-200), магний (10-50), натрий (10-100), бикарбонат (5-500), сульфат (5-200), хлорид (10-100), диоксид кремния (1-100), органическое вещество (цветность, окисляемость). Общее содержание (25-5000)
2 класс (вторичные компоненты)	Обычно более 0,1 (0,1-5)	Аммиак, железо, калий, стронций, борат, фторид, нитрат.

Продолжение табл. 3

1	2	3
3 класс (третичные компоненты)	Обычно более 0,01 (0,01-0,1)	Алюминий, марганец, цинк, медь, свинец, литий, барий, мышьяк, бромид, фосфат.
Класс 4 (следовые концентрации)	Обычно менее 0,01	Сурьма, кадмий, хром, кобальт, ртуть, никель, олово, титан
Класс 5 (трансформируемые компоненты)	Переменная концентрация	Кислотно-щелочные компоненты. Компоненты, участвующие в природном круговороте: углерод, кислород, азот, сера. Компоненты, участвующие в окислительно-восстановительных реакциях: кислород, сера, хлор, железо (2+), марганец(2+), сульфит-ион, сернистый газ (SO ₂). Радионуклиды

Классификация по типу растворенных примесей, предложенная Алекиным О.А., охватывает все химические растворенные компоненты природных вод, которые разделены по виду примесей на следующие 5 групп: главные ионы, растворенные газы, биогенные вещества, микроэлементы и органические вещества. Главные анионы (HCO₃⁻, SO₄²⁻, Cl⁻, CO₃²⁻, HSiO₃⁻) и катионы (Na⁺, Ca²⁺, Mg²⁺, K⁺, Fe²⁺) составляют 90-95% от общего солевого содержания воды. К наиболее распространенным газам, присутствующим в поверхностных водах, относятся O₂ и CO₂, в подземных водах при дефиците растворенного кислорода содержится в основном углекислый газ, сероводород H₂S и метан. К биогенным элементам, необходимым для жизнедеятельности водных

организмов и образующимся в процессе биохимических процессов, относятся соединения азота (аммонийный азот, нитриты и нитраты) и фосфора (H_2PO_4^- и HPO_4^{2-}). Основную часть органического вещества природных вод составляют гумусовые соединения (гуминовые и фульвокислоты), которые определяют цветность воды. Микроэлементы, содержание которых в воде менее 1 мг/л, разделены на 5 групп: типичные катионы (Li^+ , Cs^+ , Ba^{2+} , Sr^{2+}), ионы тяжелых металлов (Cu^{2+} , Ag^+ , Ni^{2+} , Cd^{2+}), амфотерные комплексообразователи (Cr, Mo, V), типичные анионы (I^- , F^- , Br^-) и радиоактивные элементы.

Классификация по фазово-дисперсным характеристикам загрязнений Кульского Л.А. позволяет с единых позиций оценить свойства загрязнений и технологические процессы их извлечения из воды (таблица 4). Согласно этой классификации все загрязнения разделены на 4 группы: нерастворимые грубодисперсные, нерастворимые коллоидные загрязнения, растворимые молекулярные, растворимые ионные загрязнения. Для очистки воды от грубодисперсных примесей первой группы наиболее эффективны механические методы осветления воды: отстаивание, фильтрование, флотация. Коллоидные загрязнения второй группы могут быть удалены коагуляцией и флокуляцией. Третья группа растворимых загрязнений молекулярной степени дисперсности включает газы и молекулярные или слабо диссоциированные органические соединения, для удаления которых применяют методы окисления, коагуляции, адсорбции, биохимического окисления. Ионные примеси четвертой группы могут удаляться осаждением, ионным обменом, мембранными методами. Краткая характеристика каждого метода очистки представлена в приложении 1.

Классификация загрязнений по нормируемым показателям, которые в соответствие с Санитарными правилами и нормами СанПиН 2.1.4.1074-01, используется для оценки качества воды, применяемой в хозяйственно-питьевом водоснабжении. К таким показателям относятся органолептические, химические, радиационные и эпидемические характеристики воды.

Таблица 4- Фазово-дисперсные характеристики примесей воды и методы их удаления по классификации Кульского Л.А.

Группа	Наименование загрязнений	Размер частиц, мкм	Гидравлическая крупность и вид удаляемых примесей	Метод очистки	Реагенты
1	Грубодисперсные примеси (ГДП)	>0,1	$I_0 > 0,3$ мм/с	Отстаивание Флотация Электрофлотация Фильтрование	
2	Коллоидные неорганические	0,1-0,01	$I_0 < 0,3$ мм/с	Коагуляция Флокуляция Электрокоагуляция	Коагулянты, флокулянты
	Коллоидные органические		Микроорганизмы. Гумусовые кислоты. $I_0 < 0,3$ мм/с	Обеззараживание. Коагуляция,	Бактерициды, Cl_2 и др Коагулянты.
3.	Растворенные органические, биологически трудно окисляемые	0,01-0,001	Природные (гумусовые кислоты и их соли)	Коагуляция, окисление, сорбция, вымораживание, выпаривание	Коагулянты, окислители, сорбенты

Продолжение табл. 4

3	Растворенные органические, биологически трудно окисляемые	0,01-0,001	Техногенные (нефтепродукты, фенолы, ПАВ)	Сорбция, окисление	Сорбенты (активный уголь), окислители (O ₂ , O ₃ , Cl ₂ и др.)
	Растворенные органические, биологически окисляемые		Спирты, альдегиды, белки, жиры, мочевины	Биохимическая очистка	Активный ил (микроорганизмы)
	Газы			Дегазация, окисление	
	Растворенные ионные	<0,001	Ca ²⁺ , Mg ²⁺ , ионы меди, свинца никеля, цинка	Осаждение	Известь, известь + сода
				Ионный обмен	Катионит
			Соли (катионы и анионы)	Ионный обмен	Катионит + анионит
				Обратный осмос, выпарка (дистилляция), электродиализ, вымораживание	

Органолептическими показателями воды являются запах, привкус, цветность и мутность. Благоприятные органолептические свойства воды характеризуются нормативами, представленными в таблице 5.

Таблица 5 – Нормативы качества питьевой воды по органолептическим показателям

Показатели	Единица измерения	Нормативы, не более
Запах	Баллы	2
Привкус	Баллы	2
Цветность	Градусы	20
Мутность	ЕМФ (единицы мутности по формазину)	2,6
	или мг/дм ³ (по каолину)	1,5

Химическими показателями качества воды являются загрязнение природного и антропогенного происхождения (солесодержание или сухой остаток, общая жесткость, активная реакция среды, наличие катионов и анионов), а также примеси, поступающие или образующиеся в воде в процессе водоподготовки. В таблице 6 представлены нормативы химического состава питьевой воды по обобщенным показателям, в таблице 7 показаны нормативы отдельных химических веществ, наиболее часто встречающихся в природных водах.

Таблица 6 – Нормативы химического состава питьевой воды по обобщенным показателям

Показатели	Единица измерения	Нормативы (предельно допустимые концентрации (ПДК), не более
Водородный показатель	pH	в пределах 6-9
Общая минерализация (сухой остаток)	мг/дм ³	1000
Жесткость общая	ммоль-экв/дм ³	7,0
Окисляемость перманганатная	мг/дм ³	5,0

Таблица 7 – Нормативы содержания некоторых химических веществ в питьевой воде

Показатели	Нормативы (предельно допустимые концентрации (ПДК), не более, мг/дм ³)	Показатель вредности	Класс опасности*
Алюминий (Al ³⁺)	0,5	с.-т.	2
Железо (Fe, суммарно)	0,3	-«-	3
Марганец (Mn, суммарно)	0,1	орг.	3
Сульфаты (SO ₄ ²⁻)	500	орг.	4
Хлориды (Cl ⁻)	350	орг.	4

1 класс – чрезвычайно опасные вещества, второй класс – высоко опасные, 3 класс – опасные, 4 класс – умеренно опасные.

Основные нормируемые вредные вещества, которые поступают в питьевую воду в процессе ее водоподготовки при очистке воды коагулянтами, флокулянтами, ионным обменом, сорбцией, при обеззараживании воды хлором, озонировании т.д. представлены в таблице 8. При использовании новых видов реагентов, обеззараживающих веществ и других материалов они должны иметь гигиенические сертификаты, с указанием веществ, которые могут поступать в воду при их применении. Так при использовании флокулянтов в воду могут поступать исходные мономеры. Например, при применении полиакриламида вода загрязняется акриламидом, ПДК на который в 200 раз ниже, чем на полиакриламид.

Таблица 8 – Нормативы на содержание химических веществ, поступающих в питьевую воду в процессе водоподготовки

Показатели	Нормативы (предельно допустимые концентрации (ПДК), не более, мг/дм ³)	Показатель вредности	Класс опасности
Хлор			
-остаточный свободный	в пределах 0,3-0,5	орг.	3
-остаточный связанный	в пределах 0,8-1,2	орг.	3
Хлороформ (при хлорировании воды)	0,2	с-т.	2
Озон остаточный	0,3	орг.	
Формальдегид (при озонировании воды)	0,05	с-т.	2
Полиакриламид	2,0	с-т.	2
Активированная кремнекислота (по Si)	10	с-т.	2
Полифосфаты (по PO ₄ ³⁻)	3,5	орг.	3
Остаточные количества алюминий- и железосодержащих коагулянтов	см. показатели «Алюминий», «Железо») таблицы 7		

Санитарные правила нормируют также содержание индивидуальных химических соединений, которые могут присутствовать в питьевой воде и могут быть идентифицированы современными аналитическими методами. Для каждого вещества указан норматив по величине предельно-допустимой концентрации (ПДК), которая не оказывает влияние на состояние здоровья человека. Также указывается лимитирующий признак вредности, по которому устанавливается ПДК: санитарно-токсикологический (с-т.) или органолептический (орг.) и класс опасности вещества, кото-

рый учитывается при выборе соединений, подлежащих первоочередному контролю.

При обнаружении в воде химических веществ, относящихся к 1 и 2 классам и нормируемых по санитарно-токсикологическому признаку вредности, сумма отношений обнаруженных концентраций каждого из них к величине его ПДК не должна быть больше 1. Введение суммарного показателя дает более объективную картину загрязненности питьевой воды. Например, по отдельным веществам 2 класса опасности уровень ПДК может быть не превышен, а по сумме относительных концентраций не соответствовать санитарным нормам.

2. МЕТОДЫ АНАЛИЗА ВОДЫ

Различают **химические и физические методы** количественного анализа. Главное отличие химических методов заключается в том, что они основаны на химических реакциях. В физических методах анализа (ионометрии, потенциометрии, кондуктометрии, фотометрии, турбидиметрии и др.) химические реакции или вовсе не используются или имеют второстепенное значение

Для определения вкуса и запаха применяют **органолептические** методы (осязание, обоняние).

Объемный метод анализа является химическим методом, основанным на измерении объема раствора известной концентрации, затраченного на реакцию с определяемым компонентом исследуемой воды, поскольку все вещества реагируют между собой в весовых отношениях, соответствующим их эквивалентам. Если растворы реагирующих веществ содержат одинаковое количество эквивалентов, то они реагируют в равных объемах.

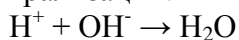
Раствор реактива, имеющий точно известную концентрацию называется **титрованным** или **стандартным** раствором. Для измерения объема израсходованного раствора применяют бюретки. Титрованный раствор добавляют к анализируемой воде до тех пор, пока количество прибавленного реактива не станет соответствующим количеству реагирующего с ним определяемого компонента. Этот процесс называется **титрованием**.

Момент титрования, когда достигнуто эквивалентное соотношение реагирующих между собою веществ, называется **точкой эквивалентности**. Эквивалентную точку чаще всего устанавливают с помощью индикаторов, или специальных приборов. **Индикаторы** – вещества, обладающие способностью вблизи точки эквивалентности резко изменять окраску титруемого раствора. Момент, при котором происходит изменение окраски раствора, называется **точкой конца титрования**.

В практике объемного анализа концентрацию титрованных растворов выражают числом моль-эквивалентов (грамм-эквивалентов) в 1 дм³ (литре) раствора. Число моль-эквивалентов обозначает нормальность (N) раствора, и раствор называют нормальным. Число граммов вещества, содержащего в 1 мл раствора, называется титром (T).

Все методы объемного анализа разделяют на 4 группы: методы **нейтрализации, окисления-восстановления, осаждения и комплексообразования**.

Метод нейтрализации основан на применении реакции нейтрализации:



Методы нейтрализации или кислотно-основного титрования позволяют с помощью титрованных растворов кислот или щелочей определять количественно основания, кислоты, соли и другие вещества, реагирующие в стехиометрическом отношении. Момент эквивалентности характеризуется определенной величиной рН раствора и обычно устанавливается с помощью кислотно-основных индикаторов. Окраска индикатора наиболее резко изменяется при определенном значении рН, которое зависит только от свойств данного индикатора и совершенно не зависит от природы реагирующих между собой кислот и оснований.

Метод нейтрализации в данном практикуме применяется для определения кислотности и щелочности природной воды.

Методы осаждения основаны на осаждении определяемого вещества, которое, вступая во взаимодействие с титрованным раствором осадителя, выпадает в осадок. Конец реакции большей

частью фиксируется индикатором или определяется спектрофотометрически по мутности раствора. Использование метода осаждения для количественного определения анализируемого вещества возможно только в следующих случаях: если выделяющиеся осадки практически нерастворимы, если реакция образования осадка протекает быстро и если результаты титрования не искажаются побочными явлениями соосаждения.

В основу образования осадков лежит закон действующих масс. Согласно этому закону произведение концентрации ионов или произведение растворимости, ПР, в насыщенном растворе труднорастворимых электролитов при данной температуре и атмосферном давлении в условиях установившегося равновесия есть величина постоянная:

$$\text{ПР}_{\text{A}_x\text{B}_y} = [\text{A}^{y+}]^x [\text{B}^{x-}]^y = \text{const}, \text{ где}$$

$\text{ПР}_{\text{A}_x\text{B}_y}$ – произведение растворимости электролита A_xB_y ;

$[\text{A}^{y+}]$ и $[\text{B}^{x-}]$ – концентрация катионов и анионов, образующихся при электролитической диссоциации электролита A_xB_y .

Если величина произведения $[\text{A}^{y+}]^x [\text{B}^{x-}]^y$ в растворе становится больше значения $\text{ПР}_{\text{A}_x\text{B}_y}$, то труднорастворимое соединение выпадает в осадок. Если $[\text{A}^{y+}]^x [\text{B}^{x-}]^y$ меньше $\text{ПР}_{\text{A}_x\text{B}_y}$, осадок не выпадает или растворяется. Добавление в раствор любого из ионов, образующих соединение A_xB_y , уменьшает растворимость и, наоборот, добавление других электролитов, не имеющих с соединением общих ионов, повышает растворимость. Увеличение температуры повышает растворимость веществ (исключение составляют CaCO_3 , CaSO_4 , MgCO_3 , Mg(OH)_2). Вещество можно высадить полностью (количественно), если остаточная концентрация ионов в растворе не превышает 10^{-6} моль/дм³ (правило Тананаева).

Зная произведение растворимости и растворимость труднорастворимых электролитов (обычно их находят по таблицам), можно создать условия для протекания реакции осаждения в нужном направлении.

Метод осаждения применяется для определения в природной воде хлоридов и сульфатов.

Метод комплексообразования основан на реакциях, в результате которых между различными катионами и анионами образуются комплексные ионы. Этот метод применяется для определения жесткости воды, т.е. суммарного содержания ионов кальция и магния. В качестве титрованного раствора применяют раствор Трилона Б, который с ионами металлов образует растворимое комплексное соединение. Для определения эквивалентной точки применяют специальные комплексометрические индикаторы или металло-индикаторы, которые представляют собой органические красители, образующие с катионами окрашенные комплексные соединения. При определении жесткости применяют эриохром черный Т, который с ионами магния и кальция в слабощелочном растворе образует окрашенные винно-красные комплексы. При титровании пробы воды раствором Трилона Б, ионы кальция и магния образуют с ним более прочные комплексы, чем с индикатором. Поэтому в точке эквивалентности происходит переход окраски индикатора в синий цвет, который является наиболее отчетливым при $pH=8-10$. Чтобы величина pH при комплексометрическом титровании оставалась постоянной, добавляют буферный раствор.

Методы окисления-восстановления. В основу методов лежат окислительно-восстановительные реакции, связанные с изменением валентности реагирующих между собою веществ. При окислении валентность элементов повышается, при восстановлении – понижается. Изменение валентности обусловлено переходом электронов: окислители присоединяют электроны, восстановители отдают.

Титрованные растворы, применяемые в этих методах, являются или растворами окислителей или восстановителей. Конец титрования или момент эквивалентности большей частью определяют с помощью индикаторов, изменяющих свою окраску от избытка окислителя или восстановителя.

Окислительный метод применяют для определения таких показателей загрязненности воды органическими веществами, как ХПК и перманганатная окисляемость.

Физические методы анализа

К методам данной группы относятся **ионометрия (потенциометрия)** – метод определения концентрации ионов в растворе. В данном практикуме рассматривается метод определения величины рН (концентрации ионов водорода). Значение рН можно определить, измеряя электродвижущую силу (ЭДС) гальванической ячейки, заполненной исследуемым раствором, и состоящей из измерительного стеклянного электрода и хлорсеребряного электрода сравнения.

Стеклянный шарик измерительного электрода заполнен раствором соляной кислоты фиксированной концентрации-0,1моль/дм³. Измерение рН основано на сравнении концентрации водородных ионов внутри и снаружи стеклянного шарика. За счет разницы концентраций возникает электрический потенциал, который фиксируется вольтметром с высоким входным сопротивлением – потенциометром. Потенциометры, используемые для рН-метрии получили название рН-метры или ионометры. Градуировку прибора проводят по буферным растворам с известными значениями рН.

Кондуктометрия – это электрохимический метод, который предназначен для определения удельной электропроводности водных растворов, содержащих катионы и анионы. Метод основан на измерении удельного сопротивления анализируемой воды в ячейке с двумя электродами, площадь поверхности и расстояние между которыми известны.

Оптические методы количественного анализа. Количественный метод, основанный на измерении поглощения монохроматического видимого света с длиной волн 400-760нм, называют фотоколориметрическим. В спектрофотометрическом анализе (в отличие от фотоколориметрического) используется монохроматический свет не только видимого, но и ультрафиолетового и инфракрасного участков спектра. Интенсивность светового потока, J_0 , проходящего через раствор уменьшается в зависимости от

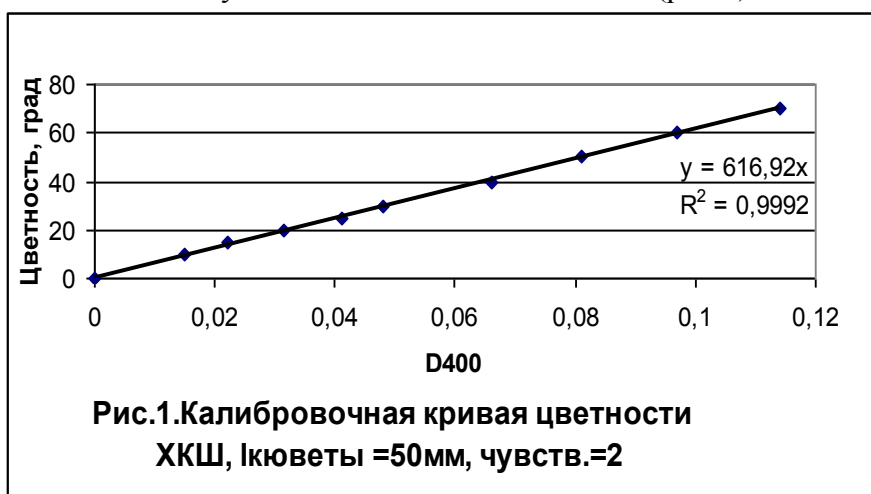
толщины слоя раствора, l , и концентрации окрашенного раствора C .

Это условие выражается уравнением Бугера-Ламберта-Бера:
 $\lg J_0 / J = \varepsilon C l$, где J_0 и J – интенсивность светового потока до и после прохождения через раствор; ε – коэффициент молярного поглощения.

Величину $\lg J_0 / J$ называют оптической плотностью D .

Отношение интенсивности светового потока, прошедшего через раствор J к интенсивности падающего светового потока J_0 называют пропусканием и обозначают буквой T . Величину пропускания, отнесенную к толщине слоя l см, называют коэффициентом пропускания.

Метод количественного фотометрического анализа основан на измерении оптической плотности анализируемой пробы и определении концентрации анализируемого компонента в воде по предварительно найденной зависимости концентрации C от оптической плотности D_λ стандартных растворов с известными концентрациями определяемого компонента, которая представляет собой линейную зависимость вида: $C = K \cdot D_\lambda$ (рис.1).



Измерения проводят с помощью прибора – фотоэлектроколориметра, в котором измеряют интенсивность двух световых потоков, одновременно прошедших через раствор и растворитель.

Световые потоки разной интенсивности принимаются фотоэлементами, в результате чего возникают фототоки, различной силы. По разнице токов, регистрируемых гальванометром, определяют величину D или T. В некоторых приборах ток одного фотоэлемента может уравниваться током другого при помощи специальных приспособлений, например, переменной щелевой диафрагмы.

По общим условиям работы к фотокolorиметрическому методу примыкают методы нефелометрического и турбидиметрического анализа. Оба эти метода основаны на том, что определяемый компонент переводят в нерастворимое соединение, взвешенное в водной фазе, затем определяют интенсивность помутнения. Для этого можно измерять интенсивность рассеянного света (нефелометрия) или измерять ослабление света, прошедшего через раствор (турбидиметрия). При нефелометрии обычно измеряют интенсивность рассеяния света в направлении перпендикулярном к световому потоку.

Турбидиметрический метод применяют для определения показателя мутности природной воды, которую сравнивают с мутностью стандартных растворов каолина или формазина. Интенсивность помутнения оценивают также с помощью фотоэлектрocolориметров.

Методы дисперсионного анализа.

Методы дисперсионного анализа предназначены для определения дисперсности (D) взвешенных примесей, которая обратно пропорциональна диаметру частиц (d): $D=1/d$.

Существует множество методов дисперсионного анализа, основанных на различных свойствах дисперсных систем: молекулярно-кинетических, оптических, осмотических, седиментационных, адсорбционных и др.

Наибольшее практическое значение для анализа высокодисперсных систем имеют оптические методы: нефелометрия, турбидиметрия, ультрамикроскопия и др.

Для анализа дисперсного состава грубодисперсных загрязнений применяют **седиментационный** метод, который основан на законе Стокса:

$I_0 = g(\rho_r - \rho_v)d^2/18\eta$, где I_0 – скорость оседания взвешенных веществ, g -ускорение силы тяжести, ρ_r и ρ_v – плотность вещества дисперсной фазы и воды, d – диаметр частиц, η – вязкость воды.

В соответствии с законом Стокса скорость оседания частиц увеличивается с увеличением плотности ρ_r и диаметра d частиц. Поэтому, измеряя скорость оседания грубодисперсных взвешенных веществ, можно определить степень дисперсности фракций, из которых состоят грубодисперсные примеси.

Седиментационный метод дисперсионного анализа

Седиментационный метод дисперсионного анализа основан на разной скорости оседания частиц неодинакового размера в гравитационном поле или в поле центробежных сил. Скорость оседания взвешенных веществ, представленных в природной воде частицами разного химического состава и плотности, определяют по скорости осветления слоя воды высотой H за время отстаивания T , которая называется гидравлической крупностью взвешенных веществ и вычисляется по формуле:

$$U_0 = H/T, \text{ мм/с,}$$

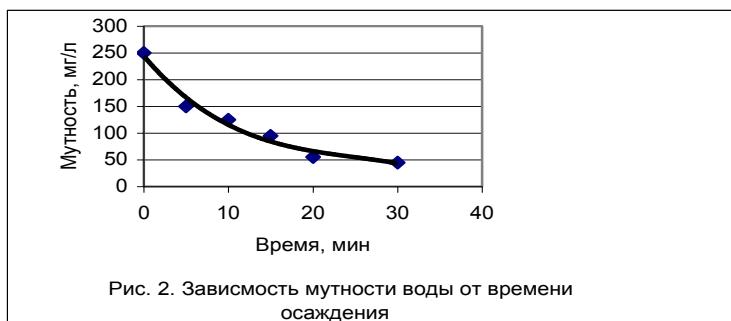
где H – высота зоны осаждения, мм; T – время отстаивания, с.

Количество взвешенных веществ, имеющих данную гидравлическую крупность, определяют по эффективности осветления (\mathcal{E}) слоя воды высотой H за время осаждения T :

$$\mathcal{E} = 100(M_{исх} - M_{отс})/M_{исх}, \%, \text{ где}$$

$M_{исх}$ - мутность исходной воды, $M_{отс}$ - мутность отстоянной воды в течение времени T .

Кривая седиментации представлена на рис.2.



Размер частиц взвешенных веществ также можно определить путем фильтрования воды через фильтры с разным диаметром пор. Метод основан на том, что фильтры будут задерживать частицы, размер которых превышает размер пор данного фильтра. Применяя фильтры с разной пористостью можно определить процентное содержание в природной воде фракций взвеси определенного размера.

ЧАСТЬ 1. АНАЛИЗ ПРИРОДНЫХ ВОД

Лабораторная работа № 1. Определение органолептических показателей воды: вкуса, запаха, мутности и цветности

Цель работы:

1. В лабораторных условиях освоить методы определения запаха, вкуса, мутности и цветности исходной и фильтрованной воды.
2. Определить эффективность очистки воды фильтрованием.
3. Дать оценку органолептических свойств анализируемой воды

Содержание

Настоящая работа предусматривает определения запаха и вкуса анализируемой воды органолептическим методом и определение цветности и мутности исследуемой и фильтрованной воды фотометрическим методом с помощью фотоэлектроколориметра (ФЭК).

1. Определение запаха органолептическим методом

Характер запаха воды определяют ощущением воспринимаемого запаха (Таблица 1.1). Интенсивность запаха оценивают по пятибальной шкале (см. таблица 1.2). Для питьевой воды запах по нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода» не должен превышать 2 баллов.

Таблица 1.1 – Классификация запахов

№	Вид запаха	Название запаха
1.	Природные	Ароматический
		Болотный
		Гнилостный
		Землистый
		Плесневелый
		Рыбий
		Сероводородный
		Травянистый
2.	Антропогенные (химические)	Фенольный
		Хлорный
		Камфорный
		Бензиновый
		Лакокрасочный

Ход определения

В колбу с притертой пробкой вместимостью 250 см³ отмеривают 100 см³ воды. Содержимое колбы несколько раз перемешивают вращательными движениями, после чего колбу открывают и определяют характер и интенсивность запаха. Результаты заносят в таблицу 1.4.

Таблица 1.2 – Характер и интенсивность запаха

Интенсивность запаха	Характер проявления запаха	Оценка интенсивности запаха, балл
Нет	Запах не ощущается	0
Очень слабая	Запах не ощущается потребителем, но обнаруживается при лабораторном исследовании	1
Слабая	Запах замечается потребителем, если обратить на это его внимание	2
Заметная	Запах легко замечается и вызывает неодобрительный отзыв о воде	3
Отчетливая	Запах обращает на себя внимание и заставляет воздержаться от питья	4
Очень сильная	Запах настолько сильный, что делает воду непригодной к употреблению	5

2. Определение вкуса органолептическим методом

Характер вкуса воды определяют ощущением воспринимаемого вкуса или привкуса. Различают четыре основных вида вкуса: соленый, кислый, сладкий, горький. Все другие виды вкусовых ощущений называются привкусами.

Интенсивность вкуса оценивают по пятибалльной шкале (см. таблица 1.3).

Для питьевой воды вкус (привкус) по нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода» не должен превышать 2 баллов.

Таблица 1.3 – Характер и интенсивность вкуса и привкуса

Интенсивность вкуса и привкуса	Характер проявления вкуса и привкуса	Оценка интенсивности вкуса и привкуса, балл
Нет	Вкус и привкус не ощущаются	0
Очень слабая	Вкус и привкус не ощущаются потребителем, но обнаруживаются при лабораторном исследовании	1
Слабая	Вкус и привкус замечаются потребителем, если обратить на это его внимание	2
Заметная	Вкус и привкус легко замечаются и вызывают неодобрительный отзыв о воде	3
Отчетливая	Вкус и привкус обращают на себя внимание и заставляют воздержаться от питья	4
Очень сильная	Вкус и привкус настолько сильный, что делают воду непригодной к употреблению	5

Ход определения

Испытываемую воду набирают в рот малыми порциями, не проглатывая, задерживают 3-5 секунд.

Интенсивность вкуса и привкуса оценивают по пятибалльной системе согласно требованиям таблицы 1.3. Результаты заносят в таблицу 1.4.

3. Фотометрический метод определения мутности исходной и фильтрованной воды

Мутность (M) анализируемой воды в мг/л определяют по величине ее оптической плотности (D), которую сравнивают с оптической плотностью стандартных растворов суспензии каолина или формазина (суспензии, полученной при смешении водных растворов сульфата гидразина и гексаметилентетрамина). Для этого предварительно устанавливают зависимость мутности стандартных растворов каолина или формазина от их оптической плотности.

Линейная зависимость мутности от величины оптической плотности стандартной суспензии каолина выражается уравнением:

$$M=133,6 D_m, \text{ мг/дм}^3 \text{ (1.1)}$$

Данное уравнение используется для расчета мутности анализируемой воды.

Оптическую плотность анализируемой воды определяют фотометрически с помощью фотоэлектроколориметра (ФЭК) типа КФК-2 (рис.1.1) или ФЭК 56М при $\lambda = 540$ нм в кювете толщиной 5 см. В одной кювете находился фоновый раствор – дистиллированная вода, а во второй – анализируемая проба (рис.1.2).

Мутность выражают в мг/дм³ при использовании основной стандартной суспензии каолина или в ЕМ/дм³ (единицы мутности на дм³ при использовании основной стандартной суспензии формазина. Переход от мг/дм³ к ЕМ/дм³ осуществляется, исходя из соотношения: 1,5 мг/дм³ каолина соответствуют 2,6 ЕМ/дм³ формазина или 1 ЕМ/дм³ соответствует 0,58 мг/дм³ каолина.

Для питьевой воды по нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода» мутность не должна превышать 1,5 мг/дм³ по каолину.

Ход определения мутности на фотоэлектроколориметре КФК 2

Кювету заполняют исходной водой и помещают ее в держатель кювет фотоэлектроколориметра перед кюветой с дистиллированной водой. С помощью рукоятки 1 на передней панели прибора в пучок света помещают кювету с дистиллированной водой

и правыми тумблерами 2 и 3 устанавливают стрелку прибора на 0 по нижней шкале D. Затем рукояткой 1 в пучок света перемещают кювету с анализируемой водой и по нижней шкале прибора определяют оптическую плотность D исследуемого раствора. Повторяют измерение три раза и находят среднее значение оптической плотности D, по которой рассчитывают мутность исходной воды ($M_{исх}$) по формуле (1.1).



Рис. 1.1. Фотоколориметр КФК-2

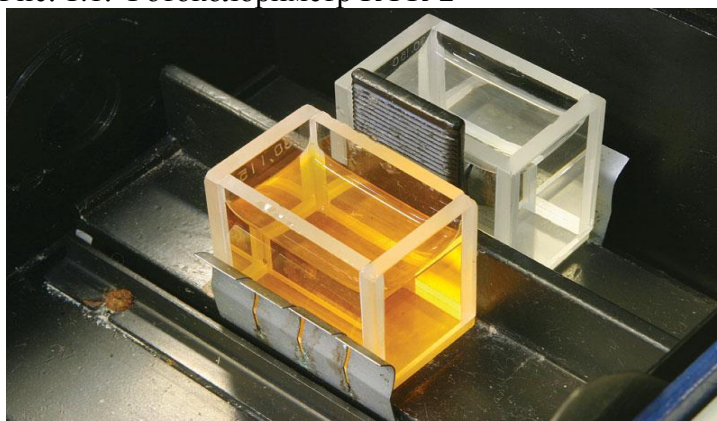


Рис. 1.2. Кюветы с дистиллированной водой и анализируемой пробой

Затем таким же образом определяют мутность анализируемой воды после ее фильтрования через бумажный фильтр белая лента (M_{ϕ}).

Вычисляем эффективность (\mathcal{E}_m) снижения мутности воды фильтрованием по формуле:

$$\mathcal{E}_m = 100(M_{\text{исх}} - M_{\phi}) / M_{\text{исх}}, \%$$

Результаты заносим в таблицу 1.4.

4. Фотометрический метод определения цветности исходной и фильтрованной воды Цветность (\mathcal{C}) анализируемой воды выражают в градусах хромово-кобальтовой шкалы (ХКШ) и определяют по величине ее оптической плотности (D), которую сравнивают с оптической плотностью (D) стандартных хромово-кобальтовых растворов разной цветности. Для этого предварительно устанавливается зависимость оптической плотности стандартных хромово-кобальтовых растворов от их цветности. Стандартные растворы получают разбавлением исходного смешанного раствора двуххромовокислого калия ($K_2Cr_2O_7$) и сернокислого кобальта ($CoSO_4 \cdot 7H_2O$) с цветностью 500° в 5-20 раз.

Найденная линейная зависимость цветности от величины оптической плотности стандартных хромово-кобальтовых растворов выражается уравнением:

$$\mathcal{C} = 616,9 D_{\mathcal{C}}, \text{ град (1.2)}$$

Данное уравнение используется для расчета цветности анализируемой воды.

Оптическую плотность анализируемой воды определяют фотометрически с помощью фотоэлектроколориметра (ФЭК) типа КФК-2 (рис.1.1) или ФЭК 56М при $\lambda = 413$ нм в кювете толщиной поглощающего свет слоя 5 см. В одной кювете находился фоновый раствор – дистиллированная вода, а во второй – анализируемая проба (рис.1.2).

Для питьевой воды цветность по нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода» не должен превышать 20° БКШ.

Ход определения цветности на фотоколориметре ФЭК 56М

Кювету заполняют анализируемой водой и устанавливают в правый пучок света фотоэлектроколориметра. Стрелка миллиамперметра отклоняется.

Вращением левого барабана устанавливаем стрелку на ноль.

В правый пучок света устанавливают кювету с дистиллированной водой и правым барабаном устанавливают стрелку миллиамперметра на ноль. Определяем оптическую плотность по шкале правого барабана. Повторяют измерение три раза и находят среднее значение оптической плотности D , по которой рассчитывают цветность исходной воды ($\Pi_{исх}$) по формуле (1.2).

Затем таким же образом определяют цветность фильтрованной воды ($\Pi_{ф}$) после ее фильтрования через бумажный фильтр белая лента.

Вычисляют эффективность снижения цветности воды фильтрованием ($\mathcal{E}_ц$) по формуле:

$$\mathcal{E}_ц = 100(\Pi_{исх} - \Pi_{ф}) / \Pi_{исх}, \%$$

Результаты заносят в таблицу 1.4.

После заполнения таблицы 1.4 делают заключение о пригодности воды для питьевого водоснабжения по запаху, привкусу, мутности, цветности и эффективности снижения мутности и цветности в процессе фильтрования воды.

Таблица 1.4 – Результаты анализа

Показатель	Исходная вода №	Фильтрованная вода	Норма СанПиН
Характер проявления запаха			
Запах, баллы			2
Характер проявления вкуса			
Вкус, баллы			2
Оптическая плотность, D_m			

Продолжение табл. 1.4.

Мутность (М), мг/л			1,5
Оптическая плотность, D _ц			
Цветность (Ц), град			20 град
Эффект снижения мутности воды при ее фильтровании, Э _м , %			
Эффект снижения цветности воды при ее фильтровании, Э _ц , %			

Контрольные вопросы

1. К каким группам загрязнений по классификации Кульского относятся цветность и мутность воды?
2. Назовите вещества природного происхождения, которые определяют цветность воды.
3. Какие загрязнения определяют мутность воды?
4. Как называется прибор для определения оптической плотности проб воды?

Лабораторная работа № 2. Определение щелочности воды

Цель работы:

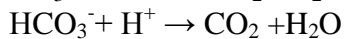
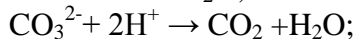
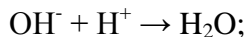
В лабораторных условиях освоить методы определения различных видов щелочности воды.

Содержание

Определение щелочности воды методом титрования в присутствии различных индикаторов

Теоретическая часть

Общая щелочность воды определяется совместным присутствием в воде гидроксид-ионов (ОН⁻), и анионов слабых кислот (НСО₃⁻, НSO₃⁻, HS⁻, СО₃²⁻, SO₃²⁻, S²⁻ и др.), реагирующих с сильными кислотами по реакциям:



Щелочность, обусловленная присутствием гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации сильных и слабых оснований, называется гидратной. Щелочность, зависящая от присутствия в воде ионов HCO_3^- , называется гидрокарбонатной, ионов CO_3^{2-} – карбонатной. Карбонат-ион и гидрокарбонат-ион составляют естественную щелочность воды. Для природных вод особенно характерна гидрокарбонатная щелочность, определяемая наличием гидрокарбонатов кальция и магния: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Свободная щелочность обусловлена растворенными в воде карбонатами и свободными основаниями и является суммой гидратной и карбонатной щелочности.

Общую щелочность определяют титрованием пробы воды раствором соляной кислоты до перехода окраски индикатора метилового оранжевого, поэтому ее называют еще щелочностью по метилоранжу.

Гидратную, карбонатную и гидрокарбонатную щелочность рассчитывают по общей щелочности, определяемой с индикатором метилоранжем (Щ_o) и свободной щелочности, определяемой с индикатором фенолфталеином ($\text{Щ}_ф$). Данный способ определения этих видов щелочности основан на том, что для вод с рН более 8,3 при титровании пробы воды в присутствии индикатора фенолфталеина, дающего переход окраски от красного к бесцветному, протекают реакции между сильной кислотой и гидроксидными и карбонатными ионами, а в интервале рН от 8,3 до 4,5 (от перехода окраски фенолфталеина до перехода окраски метилового оранжевого) – с гидрокарбонатными ионами.

Щелочность принято выражать в ммоль-экв/дм³ воды. Щелочность природной воды зависит главным образом от присутствия в воде гидрокарбонатов, карбонатов и гуматов.

Порядок выполнения работы

1. Определение общей щелочности

1.1. Для анализа в три конические колбы для титрования цилиндром отмеряют по 100 мл исследуемой воды, добавляют 2-3 капли индикатора метилоранжа, раствор перемешивают, при этом он приобретает соломенно-желтую окраску. Бюретку заполняют 0,1Н раствором соляной кислоты до нулевого деления и

приступают к титрованию анализируемой воды в первой колбе. Титрование производят на белом фоне до перехода окраски воды из соломенно-желтой в оранжевую и фиксируют объем раствора соляной кислоты (V_1), пошедшей на титрование. Затем таким же образом титруют две оставшиеся пробы воды. Для расчета берут средний результат.

$$V_1 = , V_2 = , V_3 = , V_{\text{ср.}} =$$

Общую щелочность определяют по формуле:

$$\text{Щ}_0 = \frac{N V_{\text{ср}}}{V} 1000 , \text{ ммоль-экв./дм}^3, (2.1)$$

где $V_{\text{ср}}$ – средний объем раствора соляной кислоты, пошедший на титрование исследуемой воды, мл

N – нормальность раствора соляной кислоты, моль-экв/дм³

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл

2.Определение щелочности по фенолфталеину (свободной щелочности)

Ход определения

В коническую колбу вместимостью 250 мл цилиндром отмеряют 100мл анализируемой воды, добавляют 2-3 капли фенолфталеина. Если вода окрашивается в розовый цвет, это значит, что в воде присутствует карбонатная и гидратная щелочность. В этом случае воду титруют 0,1Н раствором соляной кислоты до обесцвечивания и устанавливают количество кислоты, пошедшей на титрование: V_1 . Для получения точного результата титрование повторяют еще 1-2 раза. Для этого в другую коническую колбу объемом 250мл отбирают 100мл анализируемой воды, добавляют 2-3 капли фенолфталеина и титруют 0,1Н раствором соляной кислоты до обесцвечивания содержимого колбы. Для расчета берут средний результат.

$$V_1 = , V_2 = , V_{\text{ср.}} =$$

Щелочность по фенолфталеину определяют по формуле:

$$\text{Щ}_\phi = \frac{N V_{\text{ср}}}{V} 1000 , \text{ ммоль-экв./дм}^3, (2.2)$$

где V_1 – объем раствора соляной кислоты, пошедший на титрование исследуемой воды в присутствии фенолфталеина, мл

N – нормальность раствора соляной кислоты, моль-экв/дм³

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл

3. Определение гидратной, карбонатной и гидрокарбонатной щелочности

Эти виды щелочности рассчитывают по общей щелочности, определенной с индикатором метилоранжем (Щ_0) и свободной щелочности, определенной с индикатором фенолфталеином (Щ_ϕ) по формулам, представленным в таблице 2.1.

Таблица 2.1 – Формулы для расчета гидратной, карбонатной и гидрокарбонатной щелочности воды

Соотношение между Щ_0 и Щ_ϕ	Вода содержит	Формулы для расчета компонентов общей щелочности		
		Гидрокарбонатная	Карбонатная	Гидратная
$\text{Щ}_\phi = 0$	Гидрокарбонаты	Щ_0	0	0
$2\text{Щ}_\phi < \text{Щ}_0$	Гидрокарбонаты и карбонаты	$\text{Щ}_0 - 2\text{Щ}_\phi$	2Щ_ϕ	0
$2\text{Щ}_\phi = \text{Щ}_0$	Карбонаты	0	2Щ_ϕ	0
$2\text{Щ}_\phi > \text{Щ}_0$	Карбонаты и гидраты	0	$2(\text{Щ}_0 - \text{Щ}_\phi)$	$2\text{Щ}_\phi - \text{Щ}_0$
$\text{Щ}_\phi = \text{Щ}_0$	Гидраты	0	0	Щ_0

Результаты определения всех видов щелочности заносят в таблицу 2.2 и делают заключение о компонентах общей щелочности исследуемой воды и пригодности ее для питьевого водоснабжения.

Таблица 2.2 – Результаты анализа

Показатель	Единица измерения	Вода №
Общая щелочность	ммоль-экв./дм ³	
Щелочность по фенолфталеину	ммоль-экв./дм ³	
Гидрокарбонатная щелочность	ммоль-экв./дм ³	
Карбонатная щелочность	ммоль-экв./дм ³	
Гидратная щелочность	ммоль-экв./дм ³	

Контрольные вопросы.

1. Гидрокарбонатная щелочность равна 5 ммоль-экв/дм³. Рассчитать концентрацию гидрокарбонат-ионов в воде, мг/дм³;
2. Карбонатная щелочность равна 1 ммоль-экв/дм³. Рассчитать концентрацию карбонат-ионов в воде, мг/дм³;
3. Содержание гидрокарбонат-ионов равно 61 мг/ дм³, карбонат ионов – 30 мг/ дм³. Чему равна общая щелочность воды?
4. Содержание гидрокарбонат ионов равно 183 мг/ дм³, карбонат ионов – 60 мг/ дм³. Чему равна гидрокарбонатная и карбонатная щелочность воды?
5. Напишите уравнение реакции, которая происходит при определении гидрокарбонатной щелочности воды

Лабораторная работа №3. Определение жесткости воды

Цель работы:

В лабораторных условиях освоить методы определения различных видов жесткости природных вод.

Содержание

1. Ознакомление с двумя методами количественного химического анализа: кислотно-основного и комплексометрического титрования.
2. Экспериментальное определение общей и карбонатной жесткости воды
3. Расчет некарбонатной жесткости воды
4. Заключение о классе жесткости исследуемой воды и пригодности ее для питьевого водоснабжения.

Теоретическая часть

Жесткость воде придают ионы кальция и магния, которые присутствуют в воде в виде растворимых солей: гидрокарбонатов, сульфатов, хлоридов, гидросиликатов, нитратов и др. Жесткость природных поверхностных вод подвержена сезонным колебаниям. Жесткость повышается в конце зимы и понижается в период паводков. Жесткость подземных вод постоянна.

Различают карбонатную, некарбонатную, кальциевую, магниевую и общую жесткость.

Карбонатная жесткость обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Ее называют временной жесткостью, поскольку она может быть устранена кипячением воды вследствие термической неустойчивости гидрокарбонатов, которые при кипячении переходят в малорастворимые карбонат кальция CaCO_3 и гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Некарбонатная жесткость обусловлена присутствием в воде солей кальция и магния с сильными кислотами: CaCl_2 , MgSO_4 и др. Ее еще называют постоянной жесткостью, поскольку она не удаляется кипячением.

Кальциевая жесткость определяется содержанием ионов кальция, магниевая жесткость обусловлена содержанием ионов магния.

Общая жесткость равна сумме карбонатной и некарбонатной жесткости или сумме кальциевой и магниевой жесткости:

$$J_0 = J_k + J_{нк} \text{ или } J_0 = J_{ca} + J_{mg};$$

Принято жесткость выражать числом ммоль-эквивалентов ионов кальция и магния в 1дм^3 воды, или в градусах жесткости, величина которого в разных странах рассчитывается по-разному (Таблица 3.1). В России в соответствии с действующим стандартом принято, что 1°Ж равен 1 ммоль-экв/дм^3 .

По жесткости различают воду очень мягкую ($1-1,5^\circ\text{Ж}$), мягкую ($1,5-3^\circ\text{Ж}$), средней жесткости ($3-4,5^\circ\text{Ж}$), жесткую ($4,5-6,5^\circ\text{Ж}$), повышенной жесткости ($6,5-11^\circ\text{Ж}$) и очень высокой жесткости (более 11°Ж).

Допустимая жесткость для воды хозяйственно-питьевого назначения согласно требованиям СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода» равна 7 ммоль-экв/дм^3 или 7°Ж .

Таблица 3.1 – Соотношения национальных единиц жесткости воды, принятых в других странах

Страна	Обозначение единицы жесткости	Россия	Германия	Велико-британия	Франция	США
Россия	⁰ Ж	1	2,80	3,51	5,00	50,04
Германия	⁰ ДН	0,357	1	1,25	1,78	17,84
Велико-британия	⁰ Clark	0,285	0,80	1	1,43	14,3
Франция	⁰ F	0,20	0,56	0,70	1	10
США	⁰ ppm	0,02	0,056	0,07	0,10	1
<p>Примечание ⁰Ж = 20,04 мг Ca²⁺ или 12,15 Mg²⁺ в 1 дм³ воды; ⁰ДН = 10 мг СаО в 1 дм³ воды; ⁰F = 10 мг СаСО₃ в 1 дм³ воды; ⁰ppm = 1 мг СаСО₃ в 1 дм³ воды; ⁰Clark = 10 мг СаСО₃ в 0,7 дм³ воды.</p>						

Соли жесткости для организма человека не вредны, но присутствие их в воде затрудняет ее использование в хозяйственной деятельности и быту. При повышенной жесткости происходит отложение осадка в водопроводных трубах. Наличие этих солей приводит к дополнительному расходу мыла при стирке. Жесткая вода из-за образования накипи не пригодна для питания котлов, паросиловых установок тепловых электростанций. Поэтому природную воду повышенной жесткости умягчают одним или несколькими методами: реагентным, термическим, катионитовым.

Порядок выполнения работы

1. Определение общей жесткости комплексометрическим методом.

В основу метода положено титрование анализируемой воды в присутствии аммиачного буфера (рН=10) и индикатора эриохрома черного Т раствором динатриевой соли этилендиаминотетрауксусной кислоты (трилоном Б) до перехода винно-красной окраски в голубую. Индикатор, эриохром черный Т, с ионами кальция и магния образует непрочные соединения винно-красного цвета, которые в процессе титрования при рН=10 вытесняются трилоном Б с образованием бесцветных комплексных соединений с теми же ионами кальция и магния, а свободный индикатор придает раствору голубую окраску.

Ход определения

Для анализа в три конические колбы для титрования отбирают по 100мл исследуемой воды, добавляют в каждую колбу по 5мл аммиачного буферного раствора (хлорид аммония +гидроксид аммония) и несколько кристалликов индикатора.

Содержимое каждой колбы тщательно перемешивают, при этом вода приобретает винно-красную окраску. Бюретку заполняют 0,05Н раствором трилона Б до нулевого деления и приступают к титрованию содержимого в первой колбе. Титрование воды раствором трилона Б производят на белом фоне до перехода окраски воды из винно-красной в голубую и фиксируют объем раствора трилона Б (V_1), пошедшей на титрование. Затем также титруют содержимое второй и третьей колбы. Для расчета берут средний результат.

$V_1 =$, $V_2 =$, $V_3 =$, $V_{\text{ср}} =$

Общую жесткость определяют по формуле:

$$J_0 = \frac{N V_{\text{ср}}}{V} 1000, \text{ ммоль-экв/дм}^3 (\text{°Ж}), (3.1)$$

где $V_{\text{ср}}$ – средний объем раствора трилона Б, пошедший на титрование исследуемой воды, мл

N – нормальность раствора трилона Б, моль-экв/дм³

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл

2. Определение карбонатной жесткости

Карбонатная жесткость определяется концентрацией гидрокарбонат-ионов, присутствующих в воде в виде гидрокарбоната кальция или магния. При наличии карбонатной жесткости вода имеет щелочную реакцию, так как гидрокарбонат-ион HCO_3^- гидролизует в воде. Поэтому карбонатную жесткость определяют методом нейтрализации путем титрования анализируемой воды 0,1N раствором соляной кислоты в присутствии индикатора – метилоранжа, который до $\text{pH}=3,1$ имеет розовую окраску, а после $\text{pH}=4,4$ – желтую. В точке эквивалентности метилоранж приобретает оранжевую окраску.

Ход определения

Для анализа в три конические колбы для титрования отбирают по 100мл исследуемой воды, добавляют в каждую колбу по 3-4 капли индикатора метилоранжа. Содержимое колб перемешивают, при этом вода приобретает желтую окраску. Бюретку заполняют 0,1N раствором соляной кислоты до нулевого деления и приступают к титрованию воды в первой колбе. Титрование воды производят на белом фоне до перехода окраски воды из желтой в оранжевую и фиксируют объем раствора соляной кислоты V_1 , пошедшей на титрование. Затем также титруют содержимое второй и третьей колбы. Для расчета берут средний результат.

$V_1 =$, $V_2 =$, $V_3 =$, $V_{\text{ср.}} =$

Карбонатную жесткость определяют по формуле:

$$J_{\text{к}} = \frac{N V_{\text{ср}}}{V} 1000 \text{ , ммоль-экв/дм}^3 \text{ (}^{\circ}\text{Ж)}, \quad (3.2)$$

где $V_{\text{ср}}$ – средний объем раствора соляной кислоты, пошедший на титрование исследуемой воды, мл

N – нормальность раствора соляной кислоты, моль-экв/дм³

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл

3. Определение некарбонатной жесткости

Некарбонатную жесткость рассчитывают по разности общей и карбонатной жесткости по формуле:

$$J_{\text{нк}} = J_{\text{о}} - J_{\text{к}}$$

Результаты определения всех видов жесткости заносят в таблицу 3.2 и делают заключение о классе жесткости исследуемой воды и пригодности ее для питьевого водоснабжения.

Таблица 3.2 – Результаты анализа

Показатель	Единица измерения	Вода №
Общая жесткость	градус	
Карбонатная жесткость	градус	
Некарбонатная жесткость	градус	

Контрольные задачи

1. Кальциевая жесткость воды равна 6^0 Ж.. Рассчитать концентрацию ионов кальция в воде, мг/дм^3 .
2. Кальциевая жесткость воды равна 4^0 Ж. Рассчитать содержание ионов кальция в 10л этой воды в граммах.
3. Содержание ионов кальция в воде составляет 60 мг/дм^3 , магния- 36 мг/дм^3 . Чему равна общая жесткость воды?

Лабораторная работа №4

Определение кислотности и pH воды

Цель работы:

В лабораторных условиях освоить методы определения различных видов кислотности и величины pH воды.

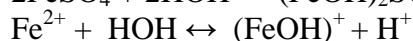
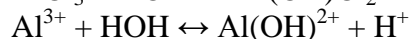
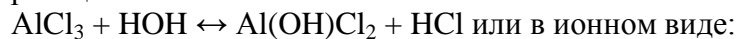
Содержание

1. Определение кислотности воды методом щелочного титрования в присутствии различных индикаторов
2. Определение величины pH (концентрации ионов водорода) ионометрическим методом с помощью pH-метра pH-150M.

Теоретическая часть

Различают общую (титруемую), свободную и активную кислотность. Общая кислотность характеризуется суммарным содержанием свободных кислот (угольной, кремниевой, соляной и др.) и солей сильных кислот и слабых оснований, таких как сульфаты и хлориды алюминия, железа и аммония, имеющих кислую

реакцию среды вследствие протекающего процесса гидролиза по реакциям:



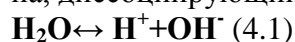
Гумусовые и другие органические кислоты, будучи слабыми электролитами, также вносят свой вклад в общую кислотность воды.

Свободной кислотностью называют ту часть общей кислотности, при которой величина рН воды < 4,5. Поэтому свободная кислотность определяется титрованием пробы воды раствором сильного основания до рН=4,5 в присутствии индикатора метилоранжа.

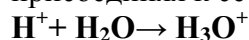
Общую кислотность определяют титрованием пробы воды раствором сильного основания до рН=8,3 в присутствии индикатора фенолфталеина. Если рН исходной воды больше 8,3, то ее кислотность равна 0.

Истинная (активная) кислотность воды – это не концентрация молекул кислот, а концентрация ионов водорода, характеризующаяся величиной рН, и определяется она не титрованием, а специальными методами. Если рН больше 7, вода имеет щелочную реакцию; при рН меньше 7 реакция воды кислая. В соответствии с требованиями СанПиН 2.1.4. 1074-01 «Питьевая вода» значение рН для питьевой воды лежит в интервале $6 < \text{pH} < 9$.

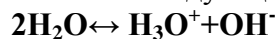
Вода представляет собой слабый электролит амфотерного типа, диссоциирующий на ионы:



Ионы водорода в воде существуют в виде ионов гидроксония, присоединяя к себе молекулу воды:



Поэтому уравнение диссоциации молекул воды должно записываться следующим образом:



Ионное произведение воды $K_{\text{воды}}$ равно произведению концентраций ионов водорода и гидроксида и является величиной постоянной при данной температуре:

$$K_{\text{воды}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] \quad (4.2)$$

При температуре 22°C ионное произведение воды

$$K_{\text{воды}} = 10^{-14} \text{ моль / дм}^3$$

Поскольку в соответствии с уравнением (4.1) в чистой воде концентрация ионов водорода и гидроксида равны: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, то

$$[\text{H}^+] = (K_{\text{воды}})^{0.5} = 10^{-7} \text{ моль / дм}^3, \text{ а}$$

$$[\text{OH}^-] = K_{\text{воды}} / [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ моль / дм}^3$$

Для удобства концентрацию ионов водорода в воде характеризуют величиной рН:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+], \quad (4.3)$$

а концентрацию ионов гидроксида величиной рОН:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] \quad (4.4)$$

На основании уравнения (4.2) величина рОН равна:

$$\text{pOH} = \text{p}K_{\text{воды}} - \text{pH} = 14 - \text{pH}$$

Поэтому, зная или измерив величину рН, легко вычислить концентрацию ионов водорода (гидроксония) и гидроксида по формулам:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad (4.5)$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-(14 - \text{pH})} \quad (4.6)$$

Порядок выполнения работы

1. Определение свободной кислотности

Для анализа в коническую колбу для титрования цилиндром отмеряют 100 мл исследуемой воды, добавляют 2-3 капли индикатора метилоранжа, раствор перемешивают, при этом он приобретает розовую или желтую окраску. Если анализируемая проба воды после добавления индикатора приобрела желтый цвет, то свободная кислотность воды равна 0 и титрование не проводят. Если вода после добавления индикатора приобрела розовый цвет, то проводят титрование. Для этого бюретку заполняют 0,1N раствором гидроксида натрия NaOH до нулевого деления и приступают к титрованию анализируемой воды. Титрование производят на белом фоне до перехода окраски воды из розовой в оранжевую

и фиксируют объем раствора NaOH (V_1), пошедший на титрование. Затем таким же образом титруют еще две пробы воды. Для расчета берут средний результат.

$$V_1 = , V_2 = , V_3 = , V_{\text{ср.}} =$$

Свободную кислотность определяют по формуле:

$$K_c = \frac{N V_{\text{ср}}}{V} 1000 , \text{ ммоль-экв/дм}^3, (4.7)$$

где $V_{\text{ср}}$ – средний объем раствора гидроксида натрия, пошедший на титрование исследуемой воды, мл

N – нормальность раствора гидроксида натрия, моль-экв/дм³

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл

2.Определение общей кислотности

Определение общей кислотности проводится точно таким же способом, как в предыдущем опыте по определению свободной кислотности, только в качестве индикатора применяют фенолфталеин.

Ход определения

Для анализа в три конические колбы для титрования пипеткой или цилиндром отмеряют по 100 мл исследуемой воды, добавляют 2-3 капли индикатора фенолфталеина, раствор перемешивают, при этом раствор остается бесцветным. Бюретку заполняют 0,1N раствором гидроксида натрия NaOH до нулевого деления и приступают к титрованию анализируемой воды в первой колбе. Титрование производят на белом фоне до перехода окраски воды из бесцветной в розовую и фиксируют объем раствора NaOH (V_1), пошедшей на титрование. Затем таким же образом титруют две оставшиеся пробы воды. Для расчета берут средний результат.

$$V_1 = , V_2 = , V_3 = , V_{\text{ср.}} =$$

Общую кислотность определяют по формуле:

$$K_o = \frac{N V_{\text{ср}}}{V} 1000 , \text{ ммоль-экв./дм}^3, (4.8)$$

где $V_{\text{ср}}$ – средний объем раствора гидроксида натрия, пошедший на титрование исследуемой воды, мл

N – нормальность раствора гидроксида натрия, моль-экв/дм³

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл

Найденные величины свободной и общей кислотности заносят в таблицу 4.1.

3. Определение активной реакции воды (величины рН)

Измерение величины рН проводят потенциометрическим методом, который основан на сравнении концентрации ионов водорода внутри стеклянного электрода, где находится 0,1N раствор соляной кислоты, и снаружи, где находится анализируемая вода. За счет разности концентраций ионов водорода возникает потенциал:

$$\Delta\phi = (RT/nF) \lg C_1/C_2,$$

который фиксируется в электрохимической системе (гальванической ячейке), где один электрод стеклянный, а другой – хлорсеребряный электрод сравнения. Фиксация $\Delta\phi$ осуществляется с помощью потенциометра - вольтметра с высоким входным сопротивлением. Потенциометры, используемые для рН-метрии, получили название «рН-метры» или «иономеры». Градуировку прибора проводят по буферным растворам с известными значениями рН.

Ход определения

Анализируемую пробу воды наливают в стакан. Электроды, которые перед измерениями должны находиться в дистиллированной воде, промокают фильтровальной бумагой и опускают в стакан с анализируемой водой. Через 0,5-1 мин, когда показания прибора перестают меняться, фиксируют значение рН анализируемой воды. Затем электроды промывают дистиллированной водой три раза и опускают в стакан с дистиллированной водой.

По величине рН рассчитывают концентрацию ионов водорода и гидроксида по формулам 4.5 и 4.6.

Результаты заносят в таблицу 4.1.

На основании полученных результатов делают заключение о компонентах общей кислотности исследуемой воды, активной реакции воды и пригодности ее для питьевого водоснабжения.

Таблица 4-1. Результаты анализа

Показатель	Единица измерения	Вода №
Свободная кислотность, K_c	ммоль-экв/дм ³	
Общая кислотность, K_o	ммоль-экв/дм ³	
pH		
$[H^+]$	моль./дм ³	
$[OH^-]$	моль./дм ³	

Контрольные вопросы

1. При какой величине pH меняется окраска индикатора метилоранжа? Какую окраску имеет индикатор до и после этой величины pH?
2. Напишите уравнение реакции, которое происходит при определении кислотности воды, если в воде присутствует угольная кислота.
3. Какой индикатор применяется при определении общей кислотности воды?
4. Что такое ионное произведение воды. Как оно зависит от концентрации ионов водорода и температуры?
5. Величина pH раствора соляной кислоты равно 1. Чему равна концентрация ионов водорода в воде?
6. Определите pH 0,01N раствора NaOH.
7. Во сколько раз надо увеличить или уменьшить концентрацию водородных ионов в растворе, чтобы pH его увеличилось на единицу?

Лабораторная работа № 5. Определение содержания ионов железа с роданидом аммония

Цель работы:

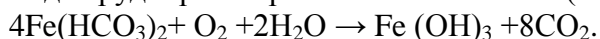
В лабораторных условиях освоить фотометрический метод определения ионов двухвалентного и трехвалентного железа в воде.

Содержание

Определение содержания ионов железа с роданидом аммония

Теоретическая часть

Железо в природных водах при сравнительно небольших концентрациях может находиться в истинно-растворенном, в коллоидном и взвешенном виде. Железо в этих формах может находиться в двухвалентном и трехвалентном состоянии. В подземных водах преобладают соединения двухвалентного железа (FeSO_4 , $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$), образующиеся при растворении железосодержащихся пород. Эта форма содержания железа устойчива в присутствии растворенной CO_2 и в отсутствие кислорода. При выходе подземных вод на поверхность наблюдается окисление Fe^{2+} в Fe^{3+} , сопровождающееся гидролизом солей трехвалентного железа до труднорастворимого основания $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

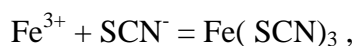


Гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$, который может содержаться в поверхностных водах в виде коллоидного раствора, коагулирует и осаждается под влиянием электролитов. Поэтому содержание железа в поверхностных водах незначительно, если в воде не присутствуют органические вещества, образующие растворимые комплексы с ионами железа. Причем железо (Fe^{3+}) может быть в воде только в виде комплекса при $\text{pH} > 3,5$, а железо двухвалентное (Fe^{2+}) – при $\text{pH} > 8$. Воды северных регионов (болотистые) содержат органическую форму железа – гуматы, обуславливающие их цветность.

Методами объемного анализа обычно определяют общее содержание железа во всех формах. Раздельное определение растворенного и нерастворенного железа, а также железа двухвалентного и железа трехвалентного дает менее достоверные результаты.

Содержание железа в питьевой воде не должно превышать $0,3 \text{ мг/дм}^3$, т. к. при больших концентрациях появляется неприятный железистый вкус.

Содержание железа определяют колориметрически на основании реакции ионов железа с роданидом аммония или калия. При этом протекает реакция:



в результате которой образуется ярко-красный роданид железа, интенсивность окраски которого пропорциональна концентрации железа. Для определения железа (II) его предварительно окисляют до железа (III). Интенсивность окраски измеряют на фотоэлектроколориметре (ФЭК). Концентрацию железа находят по калибровочной кривой.

Ход определения

Определение железа общего. В одну мерную колбу объемом 50 мл наливают 25-30 мл дистиллированной воды, во вторую – 25-30 мл исследуемой воды, добавляют в каждую колбу по 2 мл HCl с плотностью 1,12 г/см³ для создания кислой реакции среды, добавляют по 2-3 кристаллика персульфата аммония для окисления железа (II) в трехвалентное. Затем добавляют в каждую колбу по 1 мл насыщенного или 50% роданида аммония, доводят объем в каждой колбе до 50 мл: в первой колбе – дистиллированной водой, во второй колбе – исследуемой водой, перемешивают и через 10 мин измеряют оптическую плотность D дистиллированной воды в первой колбе (D_{дист}) и оптическую плотность исследуемой воды во второй колбе (D_{общ}). Измерение оптической плотности проводят с синим светофильтром в кювете 10 мм при длине волны, равной 490 нм, и чувствительности, равной 1. Содержание железа находят по уравнению:

$$C_{\text{общ}} = 6,6312 (D_{\text{общ}} - D_{\text{дист}})$$

Определение железа трехвалентного. Содержание железа трехвалентного находят также, но без добавки персульфата аммония. Для этого в мерную колбу наливают 25-30 мл исследуемой воды, добавляют 2 мл HCl с плотностью 1,12 г/см³ для создания кислой реакции среды, затем добавляют 1 мл насыщенного или 50% роданида аммония, доводят объем раствора до 50 мл исследуемой водой, перемешивают и через 3 мин измеряют оптическую плотность (D_{Fe3+}) с синим светофильтром в кювете 10 мм при длине волны, равной 490 нм, и чувствительности, равной 1. Содержание железа находят по уравнению:

$$C_{\text{Fe}^{3+}} = 6,6312 (D_{\text{Fe}^{3+}} - D_{\text{дист}})$$

Количество двух валентного железа находят по разнице количества общего железа и железа трехвалентного:

$$C_{\text{Fe}^{2+}} = C_{\text{общ}} - C_{\text{Fe}^{3+}}$$

Результаты заносят в таблицу 5.1.

Таблица 5.1 – Результаты анализа

Показатель	Единица измерения	Вода №
$D_{\text{дист}}$	-	
$D_{\text{общ}}$	-	
$D_{\text{общ}} - D_{\text{дист}}$	-	
Железо общее, $C_{\text{общ}} = 6,6312 (D_{\text{общ}} - D_{\text{дист}})$	мг/дм ³	
$D_{\text{Fe}^{3+}}$	-	
$D_{\text{Fe}^{3+}} - D_{\text{дист}}$	-	
Железо(III), $C_{\text{Fe}^{3+}} = 6,6312 (D_{\text{Fe}^{3+}} - D_{\text{дист}})$	мг/дм ³	
Железо (II), $C_{\text{Fe}^{2+}} = C_{\text{общ}} - C_{\text{Fe}^{3+}}$	мг/дм ³	

На основании полученных результатов делают заключение о формах железа в воде, его концентрации и пригодности воды для питьевого водоснабжения.

Контрольные вопросы

1. Как и почему изменится кислотность воды при увеличении в ней содержания ионов железа?
2. Вычислить концентрацию ионов железа (в мг/дм³) в 0,1 Н растворе сульфате трехвалентного железа, хлориде двухвалентного железа.

Лабораторная работа № 6. Определение содержания хлоридов в воде

Цель работы:

1. В лабораторных условиях освоить методику определения хлоридов в воде.
2. Определить эффективность удаления хлоридов дистилляцией

Содержание

Определение хлоридов в исходной и дистиллированной воде методом осаждения в присутствии хромата калия

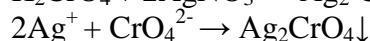
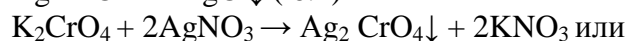
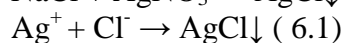
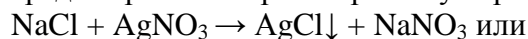
Теоретическая часть

Вследствие большой растворимости хлоридов в воде ионы хлора присутствуют почти во всех водах. В пресной воде содержание хлоридов обычно составляет 10-100 мг/л. Морская вода содержит более 30000 мг/л хлорида натрия, а рассол, добываемый из некоторых скважин, может содержать 25% NaCl. Многие геологические формации когда-то представляли собой морские осадочные горные породы. Поэтому неудивительно, что природные воды содержат остатки хлоридов, которые постоянно выносятся в источники пресной воды. Содержание хлоридов в коммунально-бытовых сточных водах превышает их содержание в источниках воды для городского водоснабжения на 25-50 мг/л. Этим можно частично объяснить постепенное увеличение концентрации минеральных солей в реках.

Содержание хлор-ионов в питьевой воде не должно превышать 350 мг/л. Этот показатель был установлен на основе вкусовых качеств воды, а не исходя из каких-либо известных негативных воздействий на здоровье человека. При большем содержании хлорид-ионов вода приобретает солоноватый вкус. Кроме того, хлориды усиливают коррозию железа в воде вследствие образования хорошо растворимого хлорида железа

Определение содержания хлоридов в питьевой воде основано на реакции образования труднорастворимого хлорида серебра при титровании исследуемой пробы воды раствором нитрата серебра в присутствии индикатора- хромата калия. Для удобства раствор нитрата серебра берут с концентрацией, равной 4,8 г/л, 1

мл которого содержит 3,05 мг Ag^+ и взаимодействует с 1 мг хлорид-ионов по реакции 6.1. Определение проводят в нейтральной среде. При этом в растворе могут протекать две реакции:



Если одновременно возможно протекание двух реакций с образованием осадков, то вначале происходит выпадение менее растворимого белого осадка AgCl и только после того, как заканчивается его выпадение, начинает образовываться более растворимый кирпично-красный осадок Ag_2CrO_4 .

Поэтому конец реакции связывания хлор-иона в малорастворимый хлорид серебра определяется по появлению кирпично-красной окраски раствора вследствие выпадения осадка хромата серебра.

Определению мешают ионы свинца и бария, которые образуют осадки PbCrO_4 и BaCrO_4

Ход определения

1. Для анализа в три конические колбы для титрования отбирают по 100 мл исследуемой воды, приливают по 1 мл 5% раствора хромата калия и перемешивают. Бюретку заполняют раствором нитрата серебра с концентрацией 4,8 г/л до нулевого деления и приступают к титрованию анализируемой воды в первой колбе. Титрование производят на белом фоне до перехода окраски от зеленовато-желтой до слабооранжевой. Отмечают объем раствора нитрата серебра (V_1), израсходованный на титрование. Затем таким же образом титруют две оставшиеся пробы воды. Для расчета берут средний результат.

$$V_1 = , V_2 = , V_3 = , V_{\text{ср.}} =$$

Количество хлорид-ионов вычисляют по формуле:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{K \cdot V_{\text{ср}} \cdot 1000}{V}, \text{ мг/дм}^3, \text{ (7.1)}$$

где $V_{\text{ср}}$ – средний объем раствора нитрата серебра, пошедший на титрование исследуемой воды, мл;

K – поправочный коэффициент к титру азотнокислого серебра;

V – объем исследуемой воды, взятой для анализа, мл.

Поправочный коэффициент к титру азотнокислого серебра K (дается преподавателем) определяется по результатам трех титрований 10мл раствора хлористого натрия с концентрацией 1,649 г/л, разбавленного в 10 раз до объема 100мл раствором AgNO₃ в присутствие хромата калия. Расчет ведут по формуле: $K = 10/V_{cp}$.

2. Затем таким же образом определяют содержание хлоридов в дистиллированной воде.

3. Эффективность удаления хлоридов дистилляцией определяют по формуле:

$$\Theta_{cl} = 100 ([Cl] - [Cl]_{дист}) / [Cl], \%$$

Результаты заносят в таблицу 6.1.

Таблица 6.1 – Результаты анализа

Показатель	Вода №	Вода дистиллированная
Объем раствора AgNO ₃ (V _{ср.}), мл		
Содержание хлоридов, [Cl], мг/дм ³		
Эффект очистки воды от хлоридов дистилляцией (Θ _{cl}), %		

На основании полученных результатов делают заключение о пригодности воды для питьевого водоснабжения и эффективности извлечения из воды хлор-ионов дистилляцией.

Контрольные вопросы и задачи

1. Природная вода содержит 25 мг/дм³ сульфатов, 500 мг/дм³ хлоридов и 45 мг/дм³ бикарбонатов. К какому классу относится данная вода по классификации Алекина.

2. Вычислить концентрацию хлорид ионов (в мг/дм³) в 0,1N растворе хлорида натрия и 0,1N растворе хлорида бария.

Лабораторная работа № 7. Определение содержания сульфат ионов в воде

Цель работы:

1. В лабораторных условиях освоить турбидиметрический метод определения сульфат ионов в воде.
2. Определить содержание сульфатов в водопроводной и бутилированной воде.

Содержание

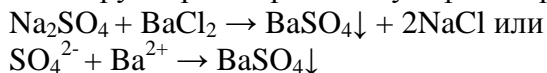
Определение сульфатов методом осаждения хлористым барием

Теоретическая часть

Сульфаты появляются в воде в результате растворения некоторых минералов, в первую очередь, гипса, или в результате окисления сульфидных минералов. В пресной воде содержание сульфатов обычно составляет 5-200 мг/дм³. При содержании сульфатов более 250 мг/дм³ возникает сульфатная коррозия бетона, проявляющаяся в образовании соединений большого объема, чем составные части бетона (CaSO₄·2H₂O, сульфоалюминат кальция)

Содержание сульфатов в питьевой воде, которое не приводит к появлению привкуса и возможного расстройства желудка не должно превышать 500 мг/л.

Метод основан на измерении интенсивности помутнения растворов в присутствии солей бария, которое происходит в результате взаимодействия ионов SO₄²⁻ с хлористым барием с образованием труднорастворимого сульфата бария по реакции



Определение проводят в кислой среде во избежании образования осадков карбоната и фосфата бария, растворимых в сильных кислотах. Для стабилизации суспензии BaSO₄ в реакционную смесь для осаждения сульфатов, вводят этиленгликоль. Для этого один объем 5% водного раствора хлористого бария смешивают с тремя объемами этиленгликоля и тремя объемами 96% этанола.

После добавления гликолевого реагента измеряют оптическую плотность раствора, в кювете глубиной 30мм при $\lambda = 364 \text{ нм}$

и рассчитывают концентрацию сульфат ионов по предварительно установленной линейной зависимости оптической плотности воды от концентрации ионов SO_4^{2-} , которая выражается уравнением:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 63,323 \cdot D_{540}, \text{ мг/дм}^3 \quad (7.1)$$

Ход определения

1.1. Для анализа в 3 конические колбы объемом 25-100 мл вносят по 10 мл исследуемой воды, в каждую добавляют 1-2 капли соляной кислоты (1:1), перемешивают и добавляют по 10 мл гликолевого реагента, снова перемешивают раствор и через 30 мин определяют оптическую плотность D исследуемой воды в каждой колбе на фотоэлектроколориметре при $\lambda = 364$ нм в кювете глубиной 30 мм

Для расчета берут средний результат.

$$D_1 = , D_2 = , D_3 = , D_{\text{ср.}} =$$

Количество сульфат-ионов вычисляют по формуле 7.1.

Затем таким же образом определяют содержание сульфатов в дистиллированной или бутилированной воде.

Результаты заносят в таблицу 8.1.

Таблица 7.1 – Результаты анализа

Показатель	Вода №	Вода дистиллированная (бутилированная)
Оптическая плотность, (D_{364})		
Содержание сульфатов, $[\text{SO}_4^{2-}]$, мг/дм ³		

На основании полученных результатов делают заключение о пригодности анализируемых проб воды для питьевого водоснабжения.

Контрольные вопросы и задачи

1. Природная вода содержит 350 мг/дм³ сульфатов, 50 мг/дм³ хлоридов и 45 мг/дм³ бикарбонатов. К какому классу относится данная вода по классификации Алекина.
2. Вычислить концентрацию сульфат ионов (в мг/дм³) в 1Н растворе сульфата натрия.

Лабораторная работа № 8. Определение электропроводности водных растворов электролитов

Цель работы:

1. В лабораторных условиях освоить кондуктометрический метод измерения электропроводности растворов электролитов и методику расчета степени и константы диссоциации слабого электролита .

2. Определить электропроводность природной воды и растворов слабых и сильных электролитов при данном и бесконечном разбавлении.

3. Рассчитать степень и константу диссоциации слабого электролита .

Содержание

1. Определение удельного сопротивления и электропроводности природной воды и водных растворов электролита при разных концентрациях.

2. Расчет удельной, эквивалентной электропроводности, степени и константы диссоциации водных растворов слабых электролитов.

Теоретическая часть

Для количественного определения суммарной концентрации примесей ионной степени дисперсности служит метод измерения электропроводности воды. Метод определения электропроводности основан на измерении электрического сопротивления раствора электролита, R , в электролитической ячейке с двумя платинированными электродами, при прохождении через нее переменного тока. Электропроводность есть величина, обратная сопротивлению R . Основная **единица измерения** сопротивления – Ом. **Сименс** (обозначение: $Cм$) — единица измерения электрической проводимости в системе СИ, величина обратная Ому. Единицей измерения удельной электропроводности является Сименс/см. При измерении проводимости воды чаще используются более точные мкС/см (микросименс = $10^{-6} Cм$) и мС/см (миллисименс = $10^{-3} Cм$).

Различают удельную и эквивалентную электропроводность (электрическая проводимость).

Удельной электропроводностью называется электропроводность раствора, заключенного между электродами с поперечным сечением в 1 см^2 и находящимися на расстоянии 1 см друг от друга. Удельная электропроводность χ (каппа) равна величине, обратной удельному сопротивлению, ρ , т.е. сопротивлению 1 см^3 проводника:

$$\chi = 1/\rho, \text{ Ом}^{-1}\text{см}^{-1} (\text{См/см}) \quad (8.1)$$

Удельное сопротивление раствора ρ находят по формуле:

$$\rho = R/K, \quad (8.2)$$

где K – постоянная электролитической ячейки, которая зависит от площади поверхности электродов S и расстояния между ними l :

$$K = l/S \quad (8.3)$$

Подставив в уравнение 8.1 значение ρ из уравнения 8.2 получим:

$$\chi = K/R, \text{ Ом}^{-1}\text{см}^{-1} (\text{См/см}) \quad (8.4)$$

Уравнение 8.4 применяют для вычисления удельной электропроводности исследуемого раствора. Измерения удельной электропроводности следует проводить при постоянной температуре.

Поскольку в растворах электролитов электричество переносится ионами, то удельная электропроводность зависит от концентрации и заряда ионов, скоростей их движения в электрическом поле и температуры.

Для сильных электролитов удельная электропроводность тем выше, чем больше концентрация ионов и чем больше их абсолютные скорости движения.

Удельная электропроводность слабых электролитов с повышением концентрации растет незначительно. Несмотря на общее повышение концентрации электролита концентрация ионов в растворе повышается мало, вследствие уменьшения степени диссоциации. Поэтому с повышением концентрации слабого электролита удельная электропроводность раствора медленно возрастает, достигает максимума, а затем уменьшается.

Эквивалентной электропроводностью называется электропроводность объема раствора электролита, заключенного между электродами, находящимися на расстоянии 1 см друг от друга и с такой большой поверхностью, что между электродами помещается раствор, содержащий 1 моль-экв растворенного вещества.

$$\lambda_V = \chi \cdot 1000 / C, \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^2 \text{ моль-экв}^{-1}, \text{ (8.5)}$$

где C – концентрация раствора, моль-экв/дм³

Заменив величину, обратную концентрации раствора, на разбавление:

$$1/C = V, \text{ дм}^3/\text{моль-экв},$$

получим эквивалентную электропроводность, λ_V , при данном разбавлении :

$$\lambda_V = \chi V 1000, \text{ Ом}^{-1} \text{ см}^2 \text{ моль-экв}^{-1}.$$

Эквивалентная электропроводность возрастает с увеличением разбавления или уменьшением концентрации раствора. Для сильных электролитов увеличение эквивалентной электропроводности с разбавлением связано с уменьшением межионного взаимодействия, для слабых электролитов оно связано в основном с увеличением степени диссоциации.

При бесконечно малой концентрации λ_V достигает некоторого предельного значения, называемого электропроводностью при бесконечном разбавлении λ_∞ или предельной электропроводностью.

Эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении как для сильных, так и для слабых электролитов может быть вычислена с помощью закона Кольрауша.

Согласно закону Кольрауша эквивалентная электропроводность раствора электролита при бесконечном разбавлении определяется выражением:

Согласно закону Кольрауша эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении равна сумме эквивалентных электропроводностей катионов и анионов при бесконечном разбавлении, которые называют подвижностями ионов, образующих данный электролит:

$$\lambda_\infty = \lambda_+ + \lambda_- , \text{ (8.6)}$$

где λ_+ и λ_- – подвижности катиона и аниона (абсолютная подвижность иона – это скорость перемещения в поле при градиенте потенциала, равном 1 В/см).

Они равны произведению абсолютной скорости ионов на число Фарадея, F , т.е.

$$\lambda_+ = F \cdot u_+ \text{ и } \lambda_- = F \cdot u_-,$$

где u_+ и u_- – абсолютные скорости катионов и анионов при бесконечном разбавлении.

Зная эквивалентную электропроводность при данном и бесконечном разбавлении можно определить степень диссоциации слабого электролита по формуле:

$$\alpha = \lambda_v / \lambda_{\infty}. \quad (8.7)$$

Константу равновесия процесса диссоциации слабого электролита вычисляют по уравнению (закон разбавления Оствальда):

$$K_d = \alpha^2 C / (1 - \alpha), \quad (8.8)$$

где C – концентрация электролита, моль-экв/дм³.

При работе с раствором сильного электролита необходимо вычислить коэффициент электропроводности по уравнению:

$$f_{\lambda} = \lambda_v / \lambda_{\infty}, \quad (8.9)$$

где λ_{∞} – электролита вычисляется по закону Кольрауша:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_+ + \lambda_-.$$

Для сильных электролитов зависимость эквивалентной электропроводности от концентрации выражается эмпирическим уравнением Кольрауша:

$$\lambda_v = \lambda_{\infty} - a\sqrt{C}, \quad (8.10)$$

где a – постоянная, зависящая от природы электролита, растворителя и температуры.

Прибор для измерения сопротивления растворов называется кондуктометром. Принцип его действия заключается в уравновешивании сопротивления раствора R_x , заключенного между электродами, эталонным сопротивлением R .

1. Ход определения

1.1. Определение константы электродного сосуда (K).

(Примечание: при измерении электропроводности на приборе Анион-7020 определение величины K не требуется).

Для этого необходимо измерить сопротивление раствора с известной удельной электропроводностью. Обычно измеряют сопротивление 0,1 Н раствор хлорида калия, удельная электропроводность (χ) которого точно установлена с помощью специальных электродов с известными отношением площади S электродов к расстоянию между электродами, ℓ .

В электродный сосуд, промытый несколько раз дистиллированной водой и 0,1 Н раствором хлорида калия, наливают такое количество 0,1Н раствора хлорида калия, чтобы электроды были полностью в него погружены. Измерив сопротивление R_{KCl} определяют константу по уравнению: $K = \chi \cdot R_{KCl}$, приняв $\chi = 0,01120 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^{-1}$.

Определив константу сосуда, выливают раствор хлорида калия и несколько раз промывают сосуд дистиллированной водой.

1.2. Определение электрического сопротивления дистиллированной, водопроводной воды и раствора электролита

Определяют сопротивление R дистиллированной и водопроводной воды, как показано в п.1.1. В промытый электродный сосуд, заливают дистиллированную воду так, чтобы электроды были полностью в нее погружены. Измерив сопротивление $R_{\text{дист}}$, рассчитывают ее удельную электропроводность $\chi_{\text{дист}}$ по формуле 8.4.

Также измеряют электрическое сопротивление водопроводной воды $R_{\text{вод}}$ и раствора электролита (выдается преподавателем). Затем рассчитывают их удельную электропроводность χ по формуле 8.4. Для раствора электролита рассчитывают эквивалентную электропроводность λ_v формуле 8.5.

Результаты заносят в таблицу 8.1.

Таблица 8.1- Результаты кондуктометрических измерений

Исходный раствор	R_{KCl} , ом	K	R_x , ом	χ , мкСм/см	λ_v , мСм·см ² / моль-ЭКВ
KCl, 0,1N раствор			-		-
Дистиллированная вода	-				-
Водопроводная вода	-				-
Раствор электролита, C=					

1.3. Определение удельной электропроводности дистиллированной, водопроводной воды и раствора электролита на приборе Анион-7020

1. Включаем прибор и прогреваем 3 мин.
2. Ополосните датчик дистиллированной водой и осушите фильтровальной бумагой.
3. Опустите датчик кондуктометра в стакан с исследуемой водой, так, чтобы раствор полностью закрывал кондуктометрическую ячейку, а расстояние между корпусом датчика и стенками стакана было не менее 1 см. На экране прибора в режиме «измерение» появится цифра удельной электрической проводимости исследуемой воды, χ , выраженная в мСм/см или мкСм/см.
4. Запишите показания прибора в таблицу 8.1.
5. После каждого измерения промойте электродную ячейку и электроды и ополосните их дистиллированной водой и исследуемым раствором.

1.4. Определение предельной эквивалентной электропроводности сильного электролита на приборе Анион-7020

Для определения предельной эквивалентной электропроводности сильных электролитов в мерных колбах объемом 100 мл готовят 4 раствора с концентрацией C/2, C/4, C/10, C/20 моль-экв/дм³ путем разбавления исходного раствора в 2, 4, 10 и 20 раз.

Для этого отмерить цилиндром 50, 25, 10, 5мл исходного раствора электролита с концентрацией C моль-экв/дм³ (выдается преподавателем) и перенести соответственно в мерные колбы №1, 2, 3 и 4 , добавить в каждую колбу до метки дистиллированную воду, раствор тщательно перемешать

Измерив удельную электропроводность **исходного и всех приготовленных растворов**, рассчитывают эквивалентную электропроводность. Результаты расчётов наносятся на график с координатами $\lambda_V - \sqrt{C}$ и экстраполяцией определяется предельная электропроводность λ_∞ . Экспериментальное значение λ_∞ сравнивают с вычисленной по закону Кольрауша (уравнение 8.6). При вычислении λ_∞ , подвижности ионов взять из таблицы 8.2. По экспериментальным значениям λ_V и λ_∞ по формуле 8.9 рассчитывается коэффициент электропроводности, f_λ . Результаты измерений и расчётов сводятся в таблицу 8.3.

Таблица 8.2 – Подвижность ионов при бесконечном разбавлении ($t=18_0C$)

Катион	λ_+	Анион	λ_-
H ⁺	315	OH ⁻	174
Na ⁺	43,5	Cl ⁻	65,5
K ⁺	64,6	Br ⁻	67,0
NH ₄ ⁺	64,6	CO ₃ ⁻	70,0
Ag ⁺	54,3	NO ₃ ⁻	61,7
Mg ²⁺	45,0	SO ₄ ²⁻	68,0
Ca ²⁺	51,0	CH ₃ COO ⁻	35,0
Ba ²⁺	55,0	HCOO ⁻	47,0
Zn ²⁺	46,0	CrO ₄ ²⁻	72,0

Таблица 8.3 – Результаты кондуктометрических измерений раствора сильного электролита

№	C , МОЛЬ- ЭКВ/ДМ ³	\sqrt{C}	χ , МСМ·СМ ⁻¹	λ_v , МСМ·СМ ² /МОЛЬ -ЭКВ	λ_∞	f_λ
$C_{исх}$						
1	$C_{исх} / 2$					
2	$C_{исх} / 4$					
3	$C_{исх} / 10$					
4	$C_{исх} / 20$					

1.5. Определение степени диссоциации и константы диссоциации слабого электролита на приборе Анион-7020

При измерении электропроводности раствора слабого электролита (выдается преподавателем) в зависимости от его концентрации, сначала разбавляют раствор электролита заданной концентрации в 2, 4, 10 и 20 раз, как показано в таблице 8.4., а затем измеряют удельную электропроводность исходного и полученных растворов.

Затем вычисляют эквивалентную электропроводность растворов при каждом разбавлении по формуле 8.5. Рассчитывают значения λ_∞ , α , K_d . Величину эквивалентной электропроводности при бесконечном разбавлении λ_∞ вычисляют по закону Кольрауша (уравнение 8.6). При вычислении λ_∞ подвижности ионов взять из таблицы 8.2 Степень диссоциации и константу диссоциации данного электролита находят по формулам 8.7-8.8.

Экспериментальные и расчетные данные записываем в таблицу 8.4. По экспериментальным и расчетным данным строят графики зависимостей удельной и эквивалентной электропроводности исследуемого раствора от концентрации и разбавления.

Таблица 8.4 – Результаты кондуктометрических измерений раствора слабого электролита

C , МОЛЬ- ЭКВ/Л	Объем $C_{исх}$, МЛ	Объем ВОДЫ, МЛ	χ , МСМ/СМ	λ_v , МСМ·СМ ² / МОЛЬ-ЭКВ	λ_{∞} МСМ·СМ ² / МОЛЬ-ЭКВ	α	K_d
$C_{исх}$	-	-					
$C_{исх}/2$	50	50					
$C_{исх}/4$	25	750					
$C_{исх}/10$	10	90					
$C_{исх}/20$	5	95					

На основании данных таблицы 8.1 сравнивают солесодержание анализируемой, дистиллированной воды и раствора электролита, делают вывод об электропроводности и солесодержании растворов.

По данным таблиц 8.3 и 8.4 и графикам делают вывод об электропроводности и степени диссоциации растворов слабого и сильного электролита.

Контрольные вопросы

1. Дайте определение следующим понятиям: электролитическая диссоциация, слабые и сильные электролиты, константа и степень диссоциации.
2. Что называется удельной электропроводностью; ее физический смысл, единицы измерения; зависимость ее от концентрации?
3. Что называется эквивалентной электропроводностью; единицы измерения?
4. Какие факторы влияют на эквивалентную электропроводность раствора?
5. Как изменяется удельная электропроводность слабого электролита с ростом концентрации?

Лабораторная работа № 9. Определение дисперсного состава нерастворимых примесей в природной воде

Цель работы:

В лабораторных условиях освоить метод определения дисперсного состава нерастворимых примесей в воде.

Содержание

Определение дисперсного состава нерастворимых примесей методом фильтрования

Теоретическая часть

Природные воды содержат обычно кроме истинно растворенных веществ также коллоидные и суспензированные (взвешенные) частицы разной степени дисперсности. К грубодисперсным примесям относятся примеси с размером частиц более 0,1 мкм. К коллоидным примесям относятся примеси с размером частиц от 0,1 до 0,001 мкм. Истинно растворенные примеси имеют размер менее 0,001 мкм. О степени дисперсности нерастворимых примесей можно составить некоторое, весьма приближенное, представление по внешнему виду исследуемой воды, которую характеризуют словами «вода мутная», вода опалесцирует, вода содержит грубую взвесь. Опалесцирующей называют воду, прозрачную в проходящем свете, но мутную в отраженном свете, мутной называют воду, непрозрачную в проходящем свете. Грубой взвесью, называют частицы, заметные невооруженным глазом, более или менее полно выделяющиеся из раствора при отстаивании в течение 5-6 часов. Термины слабая, заметная, значительная обычно включают для более точного качественного описания степени дисперсности взвеси.

Одним из упрощенных методов количественного определения степени дисперсности нерастворимых примесей является фильтрование воды через различные пористые материалы (мембранные, бумажные, стеклянные, кварцевые и др.). В результате фильтры задерживают частицы, размеры которых будут больше размера пор фильтра. Определяя содержание взвешенных веществ в воде до и после ее фильтрования и зная размер пор фильтра (таблица 9.1), можно оценить степень дисперсности взвешенных веществ и их общее содержание. Содержание взве-

шенных веществ в воде до и после фильтрации определяют по мутности воды. Для этого определяют оптическую плотность анализируемой воды при длине волны, равной 540нм, и по уравнению:

$$M = 133,6 D_{540}, (9.1)$$

которое соответствует зависимости мутности стандартных растворов суспензии каолина от ее концентрации, рассчитывают мутность анализируемых проб воды.

Таблица 9.1 – Пористость бумажных фильтров

Тип бумажного фильтра	Размер пор	Скорость фильтрации, дистиллированной воды, мм/с
Красная лента (низкая плотность)	10мкм	0,14
Белая лента (средняя плотность)	3,5 мкм	0,048
Синяя лента (плотный)	1,5 мкм	0,037

Ход определения

Три пробы анализируемой воды объемом по 50мл каждая фильтруем в отдельные колбы через бумажные фильтры разной пористости: красная лента, белая и синяя лента. Определяем оптическую плотность исходной и трех проб фильтрованной воды. По формуле 9.1 определяем мутность этих проб. Затем определяем процентное содержание взвешенных веществ, задерживаемых каждым фильтром относительно исходной воды по формуле:

$$C_{вв} = 100 M_{ф} / M_{исх}, \%$$

Результаты записываем в таблицу 9.2

Таблица 9.2 – Результаты анализа

Вид воды	Размер частиц, мкм	D ₅₄₀	M _ф , мг/л	C _{вв} , %
----------	--------------------	------------------	-----------------------	---------------------

Исходная вода №	-			
Фильтрованная вода (фильтр красная лента)	>10 мкм			
Фильтрованная вода (фильтр белая лента)	>3,5 мкм			
	3,5<d<10			
Фильтрованная вода (фильтр синяя лента)	>1,5 мкм			
	1,5<d <3,5 мкм			

Делаем вывод о дисперсности грубодисперсных примесей природных вод и каких примесей больше: грубодисперсных или тонкодисперсных.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что такое дисперсность нерастворимых примесей.
2. Чем отличаются грубодисперсные примеси от коллоидных примесей.
3. Какие нерастворимые примеси задерживаются при фильтровании воды через бумажный фильтр? Почему?
4. Дисперсность загрязнений равна 10^5 см^{-1} . Чему равен диаметр частиц в мкм. К какой группе загрязнений по классификации Кульского они относятся?

Лабораторная работа 10. Определение гидравлической крупности взвешенных веществ и эффективности очистки воды отстаиванием

Цель работы:

В лабораторных условиях освоить метод седиментационного анализа для определения гидравлической крупности взвешенных веществ и эффективности очистки воды методом отстаивания

Содержание

Изучение кинетики отстаивания исходных или скоагулированных (сфлуккулированных) дисперсных загрязнений

Теоретическая часть

Осаждение взвешенных веществ, содержащихся в воде, происходит под действием силы тяжести. Скорость оседания взвешенных веществ, представленных в природной воде частицами разного химического состава и плотности, определяют по скорости осветления слоя воды высотой H за время отстаивания T , которая называется гидравлической крупностью взвешенных веществ и вычисляется по формуле:

$$U_0 = H/T, \text{ мм/с}, \quad (10.1)$$

где H – высота зоны осаждения, мм; T – время отстаивания, с.

Эффективности осветления (\mathcal{E}) слоя воды высотой H за время осаждения T определяется по формуле:

$$\mathcal{E} = 100(M_{\text{исх}} - M_{\text{отс}})/M_{\text{исх}}, \%, \quad (10.2)$$

где $M_{\text{исх}}$ – мутность исходной воды, $M_{\text{отс}}$ – мутность отстоянной воды в течение времени T .

Ход определения

1. Отстаивание исходной воды. Анализируемая вода в равных объемах ($0,8 \text{ дм}^3$) заливается в 5 литровых стаканов и отстаивается в течение разных промежутков времени (таблица 10.1), после чего из каждого стакана отбирается 200 мл воды с глубины $H = 30$ мм. Затем на фотоэлектроколориметре измеряется оптическая плотность (D_{540}) отобранных образцов воды и по уравнению:

$$M = 133,6 D_{540}, \quad (10.3)$$

определяют мутность исходной ($M_{исх}$) и отстаиванной в течение разных промежутков времени воды (M_t). По результатам рассчитывается относительное процентное содержание оставшейся взвеси ($100 \cdot M_t / M_{исх}$) и ее гидравлическую крупность по формуле 10.1, а также эффективность очистки воды отстаиванием по формуле 10.2.

Все результаты заносятся в таблицу 10.1.

2. Отстаивание скоагулированной воды. Перед отстаиванием исходную воду обрабатывают коагулянтом или флокулянтом. Коагуляцию проводят следующим образом: В 5 лабораторных стаканов заливают по 0,8 литра неочищенной воды, добавляют в каждый стакан один и тот же объем раствора коагулянта или флокулянта (задается преподавателем), содержимое стаканов перемешивают быстро при 150 об/мин в течение 1 мин, а затем медленно при 50 об/мин в течение 5 мин.

После окончания перемешивания мешалки вынимают и пробы воды в стаканах оставляют на отстаивание в течение разных промежутков времени (таблица 10.1), после чего из каждого стакана отбирается 200 мл воды с глубины 30 мм. Затем на фотоэлектроколориметре измеряется оптическая плотность (D_{540}) отобранных образцов воды и по уравнению (10.3) определяют мутность скоагулированной и отстаиванной в течение разных промежутков времени воды (M_t). По результатам рассчитывается относительное процентное содержание оставшейся взвеси ($100 \cdot M_t / M_{исх}$) в отстаиванной сточной воде, ее гидравлическая крупность по формуле 10.1 и эффективность очистки воды отстаиванием по формуле 10.2.

Доза реагента (D) определяется по формуле:

$$D = 10 V C_k / V_{воды}, \text{ мг/дм}^3,$$

где V – объем дозируемого раствора реагента, см^3 (мл); C_k – концентрация раствора реагента (коагулянта или флокулянта), %; $V_{воды}$ – объем обрабатываемой воды, дм^3 (л)

Все результаты заносятся в таблицу 10.1.

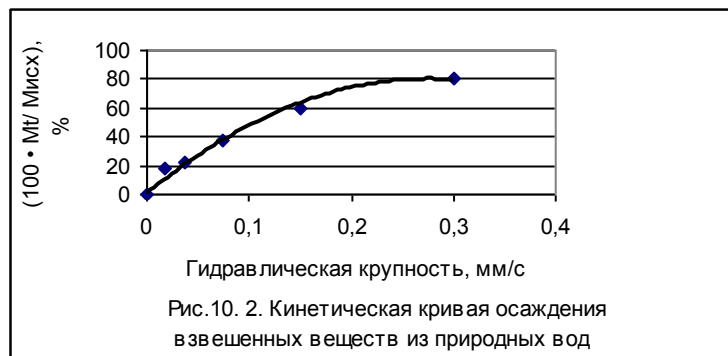
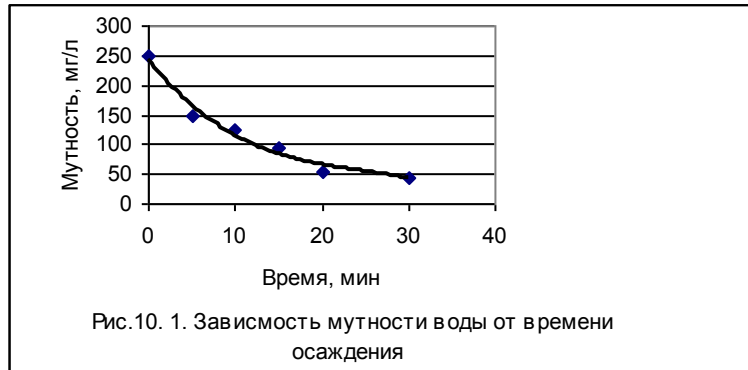
Затем строится график зависимости остаточной мутности анализируемой воды от продолжительности отстаивания (рис. 10.1) и зависимость процентного содержания оставшейся взвеси ($100 \cdot$

$M_t / M_{исх}$) в очищенной воде от ее гидравлической крупности (рис. 10.2).

На основании полученных результатов делают заключение о седиментационной устойчивости и гидравлической крупности исходных и скоагулированных взвешенных загрязнений, продолжительности и эффективности их удаления из воды методом отстаивания.

Таблица 10.1 – Результаты анализа

Вид воды	$T_{отст.}$, мин	I_0 , мм/с	D_{540}	M , мг/л	$(100 \cdot M_t / M_{исх})$, %	Ξ ,%
Исходная вода №	0					
Отстоянная ис- ходная вода $H_{отбора} = 30\text{мм}$	2					
	4					
	6					
	8					
	10					
Отстоянная вода, предварительно обработанная коа- гулянтами или фло- кулянтами: $H_{отбора} = 30\text{мм}$	2					
	4					
	6					
	8					
	10					
Марка коагулянта (флоку- лянта)						
Дозируемый объем 0,1% раствора реагента, мл						
Доза реагента, (Д) мг/дм ³						



Контрольные вопросы и задачи

1. Назовите основные характеристики дисперсных систем.
2. Дайте определение седиментационной и агрегативной устойчивости дисперсных систем.
3. Что называется гидравлической крупностью нерастворимых примесей, в каких единицах она выражается?
4. В какой речной воде больше грубодисперсных примесей: в которой взвешенные вещества с $I_0 > 0,3$ мм/с находятся в количестве 90 % или 30 % ?

Литература

1. Лукашев Е.А., Квитка Л.А., Колесов А.В. Химия и микробиология воды. Лабораторный практикум. - М.: МГУП, 1999.
2. СанПиН 2.1.4.1074-01. Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества.- М.: Минздрав, 2002.
3. Гигиенические нормативы ГН 2.1.5.1315-03 «Предельно допустимые концентрации (ПДК) химических веществ в воде водных объектов хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования»
4. ГОСТ 3351-84. Вода Питьевая. Методы определения вкуса, запаха, цветности и мутности.
5. ПНД Ф 14.1;2;4.213-05 Методика выполнения измерений мутности питьевых, природных и сточных вод турбидиметрическим методом по каолину и по формазину.
6. Гост Р52407-2005. Вода питьевая. Методы определения жесткости.
7. Гост Р52029-2003. Вода. Единицы жесткости.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1. МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВОДЫ

Восстановление – удаление загрязнений из воды путем их восстановления реагентами восстановителями: сульфитами, гидросульфитами, сульфидами и др.

Вымораживание – удаление загрязнений из воды путем ее замораживания и отстаивания.

Дистилляция (выпаривание) – очистка воды от растворенных загрязнений путем перевод воды в пар с последующей его конденсацией с образованием чистой воды.

Ионный обмен – удерживание катионов солей, содержащихся в воде, вследствие ионного обмена в ионообменных фильтрах, загруженных катионитом в H^+ (Na^+) -форме, и анионов солей вследствие ионного обмена в ионообменных фильтрах, загруженных анионитом в OH^- (Cl^-) -форме.

Коагуляция – укрупнение (объединение частиц) коллоидных загрязнений под действием гидролизующихся коагулянтов (солей алюминия и железа), которые снижают заряд частиц загрязнений и способствуют их слипанию. Процесс ускоряется вследствие гидролиза коагулянта и образования нерастворимых гидроксидов, частицы которых способствуют агрегации частиц коллоидных загрязнений. Коагуляция сопровождается понижением величины рН воды, что требует корректировки величины рН путем добавления щелочных реагентов.

Мембранные методы (ультра-, нанофильтрация, обратный осмос) – очистка воды от коллоидных (ультрафильтрация) и растворенных примесей путем фильтрования воды под давлением через полупроницаемую мембрану разной пористости.

Окисление – удаление загрязнений из воды путем их окисления реагентами окислителями: хлором и его производными, озоном, кислородом, и др.

Сорбция – удаление растворенных загрязнений из воды вследствие их удержания в порах сорбента-активного угля.

Осаждение – перевод растворенных загрязнений (ионов металлов, некоторых анионов) в нерастворимую форму с применением осадителей: щелочей, сульфидов, фосфатов, карбонатов и др.).

Отстаивание – осаждение грубодисперсных исходных или скоагулированных загрязнений в отстойниках под действием силы тяжести в свободном объеме или тонкослойных блоках

Фильтрация – задерживание грубодисперсных исходных или скоагулированных загрязнений зернистой загрузкой (кварцевый песок, антрацит и др.) фильтров при прохождении через фильтр очищаемой воды.

Флокуляция – укрупнение (объединение частиц) коллоидных загрязнений под действием высокомолекулярных полимерных флокулянтов, связывающих частицы в крупные хлопья полимерными мостиками. Величина рН воды при введении флокулянта не меняется.

Флотация – всплытие грубодисперсных исходных или скоагулированных загрязнений под действием пузырьков воздуха, образованных при диспергировании воздуха через пористые материалы (пневматическая флотация), при механическом диспергировании (импеллерная флотация), при насыщении воды воздухом под давлением (напорная флотация).

Экстракция – очистка воды от примесей, путем их лучшего, чем в воде растворения в несмешивающем с водой экстрагенте.

Электродиализ – метод удаления ионных загрязнений из воды под действием постоянного электрического тока в аппарате, где катодная и анодная зоны отделены от зоны очищаемой воды полупроницаемой мембранами, пропускающими катионы или анионы.

Электрохимическая коагуляция – очистка воды происходит в электролизере гидролизующимися ионами железа или алюминия, которые образуются при растворении алюминиевого или железного анода под действием постоянного электрического тока большой плотности (10 А/м²).

Электрофлотация – процесс флотации, в котором пузырьки воздуха образуются в процессе электролиза очищаемой воды под действием постоянного электрического тока.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Валентность – свойство атома одного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента. Валентность равна числу неспаренных электронов, которые осуществляют связь между атомами. В донорно-акцепторной связи валентность равна числу электронных пар, участвующих в образовании связи. В сложных молекулах валентность нельзя приравнивать к числу электронов, поэтому ввели понятие «степень окисления».

Степень окисления – это заряд атома в молекуле, если бы все связи в молекуле носили ионный характер.

Правила определения степени окисления:

1. Молекула нейтральна.
2. Степень окисления (заряд) сложного иона равна сумме степеней окисления всех атомов в составе сложного иона
3. Атом кислорода имеет степень окисления -2, атом водорода - +1

(**Исключение** составляет перекись водорода, где кислород имеет степень окисления, равную -1).

4. Степень окисления атомов металлов всегда положительна. Атомы переходных металлов изменяют степень окисления.

5. Степень окисления атомов в простом соединении равна 0.

Виды неорганических веществ:

кислоты, щелочи (основания, гидроксиды), соли, оксиды

Молекулы кислоты содержат ионы водорода. Молекула щелочи содержит ион гидроксида OH^- .

(Примечание. С позиций современной протолитической теории кислот и оснований к кислотам относят все вещества, которые отщепляют протоны или ионы водорода, а к щелочам относят все вещества, способные присоединять протоны (ионы водорода), а сами вещества, отщепляющие или принимающие протоны, называют протолитами).

Электролиты – вещества, растворы которых проводят электрический ток;

К ним относятся: кислоты, щелочи, соли.

Неэлектролиты – вещества, растворы которых не проводят электрический ток (сахар, спирт).

Электролитическая диссоциация – это распад электролита на ионы (катионы и анионы) при растворении его в воде.

Катионы или положительно заряженные ионы (K^+ , H^+), притягиваются к катоду, отрицательно заряженному электроду;

Анионы или отрицательно заряженные ионы (Cl^- , OH^-), притягиваются к аноду, положительно заряженному электроду;

Т.к. молекулы электронейтральны, то при диссоциации суммарный заряд образующихся анионов равен суммарному заряду образующихся катионов.

Процесс электролитической диссоциации – обратимый, т.е. молекулы могут распадаться на ионы и наоборот ионы могут соединяться, образуя молекулы.

Электролиты, степень диссоциации которых даже в концентрированных растворах велика и близка к 1, называют сильными электролитами. К сильным электролитам относятся азотная, серная, соляная кислоты, гидроксиды калия и натрия, бария и кальция, все соли.

Слабые электролиты – это вещества, которые трудно распадаются на ионы и в их растворах одновременно есть ионы и исходные молекулы. Вода, угольная кислота, гидроксид аммония являются слабыми электролитами.

В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации – ионами, которое характеризуется константой диссоциации, K_d

Константа электролитической диссоциации – это отношение произведения равновесных концентраций ионов к исходной концентрации слабого электролита.

Степень электролитической диссоциации α – это отношение числа молекул распавшихся на ионы к общему числу растворенных молекул (в долях или процентах выражается).

Степень диссоциации в растворах электролитов всегда увеличивается с уменьшением концентрации электролитов соответствии с законом разбавления Оствальда:

$$\alpha = (K_{\text{дис.}}/C)^{1/2}$$

Буферные растворы – (от английского buff- смягчать удар) растворы с определенной устойчивой концентрацией водородных ионов. К ним относятся смесь слабой кислоты и ее соли или слабого основания и ее соли. Величина pH буферного раствора мало изменяется при добавлении небольших количеств свободной сильной кислоты или щелочи, при разбавлении или концентрировании. Буферные растворы широко используются в различных химических процессах. Постоянство величины pH природной воды поддерживается смесью угольной кислоты и ее гидрокарбоната.

Химические реакции заключаются в образовании новых веществ из тех же атомов, из которых состоят первоначальные вещества. Все вещества реагируют между собой в весовых отношениях, соответствующим их эквивалентам. Все реакции обратимы и протекают до состояния равновесия. Принцип Ле-Шателье: Внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии равновесия, приводит к смещению равновесия в направлении, при котором эффект произведенного воздействия ослабляется.

Различают реакции **ионного обмена** – реакции без изменения валентности реагирующих веществ, и **окислительно-восстановительные** – с изменением валентности реагирующих веществ.

Реакции ионного обмена протекают в направлении связывания ионов с образованием нерастворимых солей, с образованием мало диссоциирующих веществ или с образованием газообразных веществ:

Реакции гидролиза солей – это реакции обмена между солями и водой с образованием слабой кислоты или слабого основания.

Соли на основе сильной кислоты и сильного основания при растворении в воде не изменяют содержание ионов водорода и гидроксида в воде и их растворы являются нейтральными.

Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием гидролизуются с образованием ионов гидроксида и дают щелочную реакцию раствора.

Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием гидролизуются с образованием ионов водорода и дают кислую реакцию раствора.

Окислительно-восстановительные реакции – реакции, в ходе которых изменяются степени окисления элементов в результате перехода электронов от одних ионов или молекул к другим. Окисление и восстановление невозможно одно без другого.

Окисление – отдача электронов атомом или ионом, при этом степень окисления возрастает по абсолютной величине. Вещества, отдающие электроны, называют восстановителями.

Восстановление – прием атомом или ионом электронов, при этом степень окисления по абсолютной величине уменьшается. Вещества, принимающие электроны называют окислителями.

Приложение 3. Относительные молекулярные массы солей, кислот, оснований, оксидов

	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Cu ⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻			94	62	153	56	40	102	81	152	160	72	80	232	223
OH ⁻	18	35	56	40	171	74	58	78	99	103	107	90	98	125	241
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	208	111	95	133,5	136	158,5	162,5	127	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	119	103	297	200	184	267	225	292	296	216	224	188	367
I ⁻	128	145	166	150	391	294	278	408	319	433	437	310	318	235	461
S ²⁻	34	68	110	78	169	72	56	150	97	200	208	88	96	248	239
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	233	136	120	342	161	392	400	152	160	312	303
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	217	120	104	294	145	344	352	136	144	296	297
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	197	100	84	234	125	284	292	116	124	276	267
PO ₄ ³⁻	96	149	212	164	601	310	262	122	385	147	151	358	382	419	811
NO ₃ ⁻	63	60	101	85	261	164	148	213	189	238	242	180	188	170	331
CH ₃ COO ⁻	80	77	98	82	255	158	142	204	183	229	233	174	182	167	323

Приложение 4. Таблица растворимости солей и оснований в воде

	K ⁺	Na	B	Ca ²	Mg ²	Al ³	Cr ³	Fe ²	Fe ³	Mn ²	Zn ²	Ag	Hg ₁	Hg ²	Cu ²	Pb ²	Bi ³	Sn ²
OH ⁻	P	P	P	M	M	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	P	M	-	P
S ²⁻	P	P	P	M	P	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	H	H	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	P	H	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	H	H	H	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
SiO ₃ ²⁻	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ CO ₂ ⁻	P	P	P	P	P		P	P	P	P	P	P		P	P	P	P	P

Оглавление

ВСТУПЛЕНИЕ	3
1. Вещества, загрязняющие воду: причины их попадания, классификация и способы их удаления.....	4
2. МЕТОДЫ АНАЛИЗА ВОДЫ	15
ЧАСТЬ 1. АНАЛИЗ ПРИРОДНЫХ ВОД	23
Лабораторная работа № 1. Определение органолептических показателей воды: вкуса, запаха, мутности и цветности.....	23
Лабораторная работа №2. Определение щелочности воды	31
Лабораторная работа №3. Определение жесткости воды	35
Лабораторная работа №4	40
Определение кислотности и рН воды	40
Лабораторная работа № 5. Определение содержания ионов железа с роданидом аммония	45
Лабораторная работа № 6. Определение содержания хлоридов в воде	49
Лабораторная работа № 7. Определение содержания сульфат ионов в воде	52
Лабораторная работа № 8. Определение электропроводности водных растворов электролитов	54
Лабораторная работа № 9. Определение дисперсного состава нерастворимых примесей в природной воде	63
Лабораторная работа 10. Определение гидравлической крупности взвешенных веществ и эффективности очистки воды отстаиванием	66
ЛИТЕРАТУРА	70
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	71
Приложение 1. Методы очистки воды	71
Приложение 2. Основные понятия и определения.....	73
Приложение 3. Относительные молекулярные массы солей, кислот, оснований, оксидов	77
Приложение 4. Таблица растворимости солей и оснований в воде	78

Людмила Васильевна Гандурина
Лиана Андреевна Квитка

Практикум по химии воды
Часть 1. Анализ природных вод

Учебно-методическое пособие
по химии воды

Набор и компьютерная верстка Гандуриной Л.В.

Подписано в печать 21.05.2012. Т-250экз.
Формат 60·84/16. Объем 3,5 уч.-изд.л.
Печать ротационно-трафаретная. Бумага Офисная. Це-
на договорная. Заказ №370.

Редакционно-издательский отдел МГУП
Отпечатано в лаборатории множительной техники
МГУП
127550, Москва, ул Прянишникова, 19