

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Солоненко Анна Александровна  
Должность: Директор  
Дата подписания: 29.11.2015 00:55:33  
Уникальный программный ключ:  
d9ba9a2cd166a4eef0c1b473ab037f8b3050e51



Дмитровский рыбохозяйственный технологический институт (филиал)  
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения  
высшего образования «Астраханский государственный  
технический университет»  
(ДРТИ ФГБОУ ВО «АГТУ»)

Система менеджмента качества в области образования, воспитания, науки и инноваций сертифицирована DQS  
по международному стандарту ISO 9001:2015

## Факультет высшего образования

**Методические указания**  
к лабораторным работам по дисциплине  
**«Контроль качества вод»**  
Направление подготовки  
35.03.08 Водные биоресурсы и аквакультура  
Профиль подготовки  
**Аквакультура**  
Квалификация (степень) выпускника  
**Бакалавр**  
Форма обучения  
**Очная, заочная**

п. Рыбное, Дмитровский г.о., Московская обл. – 2025

**Составитель (и):**

кандидат биологических наук, доцент кафедры «Аквакультура и экология»  
ДРТИ ФГБОУ ВО «АГТУ» Кузнецова Н.В.

**Рецензент:** доктор биологических наук, профессор ДРТИ ФГБОУ ВО  
«АГТУ» Вундцеттель М.Ф.

Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Контроль  
качества вод» для обучающихся по направлению подготовки 35.03.08  
Водные биоресурсы и аквакультура.

Методические указания рассмотрены и утверждены на заседании кафедры

© Дмитровский рыбохозяйственный технологический институт (филиал) ФГБОУ ВО  
«Астраханский государственный технический университет»

## **ВВЕДЕНИЕ**

Проблема загрязнения поверхностных вод тесно связана с проблемой обеспеченности населения пресной водой. Известно, что в некоторых районах России вода для нормального водоснабжения коммунального хозяйства, промышленности, а в отдельных случаях и сельского хозяйства не соответствует нормативным показателям. Особую опасность вызывает тенденция к ухудшению качества питьевой воды. В связи с этим контроль качества пресных вод является частью национальной системы мониторинга окружающей среды. Основная цель наблюдения и контроля качества вод суши заключается в получении информации об уровне загрязнения вод, необходимой, во-первых, для оценки ее пригодности для тех или иных хозяйственных нужд и, во-вторых, для осуществления мероприятий как по охране вод, так и по рациональному использованию водных ресурсов.

В связи с этим мониторинг вод суши решает следующие задачи:

- контроль их качества по физическим, химическим и гидробиологическим показателям;
- изучение динамики поступления загрязняющих веществ в водоемы и выявление условий, при которых происходят резкие колебания уровня загрязнения, для обеспечения прогноза загрязнения водных объектов;
- изучение закономерностей процессов самоочищения водоемов и накопления загрязняющих веществ в донных отложениях.

Наблюдения за уровнем загрязнения поверхностных вод как в местах, подверженных влиянию хозяйственной деятельности человека, так и в районах минимального загрязнения (фоновые наблюдения) осуществляют путем организации:

- стационарной сети пунктов наблюдений за естественным составом и загрязнением поверхностных вод по физическим, химическим и гидробиологическим показателям;
- временной экспедиционной сети пунктов для наблюдений на объектах, не охваченных вышеуказанными наблюдениями.

### **Методы отбора проб воды**

Основные принципы отбора пробы следующие:

- проба воды, взятая для анализа, должна отражать условия отбора (температуру, метеорологические условия) и место ее взятия;
- отбор, хранение, транспортировку пробы производят так, чтобы не произошли изменения в составе или свойствах воды;
- объем пробы должен быть достаточным для регламентированного количества определений с учетом объема пробы на единицу анализа;

- емкость для отбора пробы или пробоотборник обязательно предварительно ополаскивают отбираемой водой.

В зависимости от целей наблюдения систему отбора проб подразделяют на два типа:

- ежедневную, осуществляемую, как правило, в местах сброса сточных вод;
- сезонную, применяемую для мониторинга выбранной экосистемы в целом.

Сезонное проведение отбора проб должно совпадать с паводковым и меженным периодами. Под паводком понимают период максимального наполнения водного объекта в результате таяния снегов, продолжительных дождей, либо сбросов воды из водохранилищ. Меженный период – период с наиболее низким уровнем воды в водотоке, обусловленным минимальным притоком воды с водосбора.

В проточном водоеме (река, ручей и пр.) отбор проб осуществляют, как правило, в местах с наиболее сильным течением, избегая застойных мест. Для комплексной оценки используют смешанную пробу. Для этого в равных пропорциях перемешивают пробы, отобранные на проточном и застойном участках.

В стоячих водоемах (озера, водохранилища, пруды) пробы воды отбирают на различных глубинах.

В настоящее время для отбора пробы воды с поверхностного горизонта широко используют пластиковые емкости вместимостью 1,5...2,0 л, предварительно отмытые дистиллятом.

Степень изменяемости пробы во времени и связанную с этим необходимость консервации определяют на месте отбора по составу контролируемых параметров. В частности, для предотвращения осаждения тяжелых металлов в пробу добавляют 4-5 капель 0,1 н. раствора  $\text{HNO}_3$ , для сохранения концентрации восстановителей в пробу добавляют 5 мл глицерина.

При отборе проб с определённой глубины используют батометры различных конструкций. Батометры можно снабдить термометром для одновременного измерения температуры.

Наиболее распространены батометры:

- батометр-бутылка Мейера;
- батометр Молчанова ГР-18 - предназначен для взятия проб воды с одновременным измерением температуры (от +1 до + 40);

- батометр классический Брм (батометр Рутнера) – малогабаритный батометр без посыльного груза для широкого диапазона глубин, имеется модификация с термометром (рис.2).

Для определения некоторых веществ необходимо, чтобы пробы воды при отборе были защищены от соприкосновения с атмосферным воздухом, выходящим из погружаемой бутылки. Для этого применяют специальную насадку. Она представляет собой резиновую пробку, в которую вставлены две стеклянные трубки: одна из них оканчивается у дна бутылки, другая – у пробки. С такой насадкой бутылка наполняется водой равномерно, без перемешивания с воздухом. Отобранную пробу переливают из бутылки с насадкой в сосуд для хранения с помощью сифонной трубки (резинового шланга). Резиновый шланг опускают на дно бутылки для хранения и наполняют до переливания через край, после чего закрывают пробкой так, чтобы в бутылке не оставалось пузырьков воздуха.

Если пробы отбирались при помощи глубинных батометров, то воду из них выпускают аналогично: надевают резиновый шланг на выпускной кран и опускают шланг на дно сосуда для хранения. И в этом случае вода должна перетекать некоторое время через край сосуда.

При взятии пробы из быстротекущей реки, мелких водоёмов, узкого глубинного профиля или у самого дна используют батометры горизонтальной конфигурации. Принцип их устройства аналогичен принципу устройства описанных выше пробоотборников вертикальной конфигурации.

Для проведения бактериологического анализа пробы берут с глубины 15-20 см в объеме 250-500 мл. При взятии этих проб необходимо соблюдать особые правила:

- применять только стерильную посуду;
- горловину посуды закрывать ватой и обертывать бумагой;
- посуду вместе с грузом пастеризовать и завернуть в бумагу;
- при заборе воды ватную пробку вынимают, удерживая ее пальцами через бумагу, а перед закупориванием бутылки с водой ватную пробку обжигают.

Для отбора пробы на бактериологический анализ хорошо подходит батометр-бутылка Мейера (рис.1).

В том случае, если анализ воды нельзя осуществить сразу на месте взятия проб, допускается их хранение и транспортировка при соблюдении следующих правил:

- хранить и транспортировать пробы можно не более 8 часов при температуре воды 1-5° С;

- при перевозке не опрокидывать пробы и не смачивать пробки; бактериологический анализ проводят не позднее двух часов с момента взятия пробы.

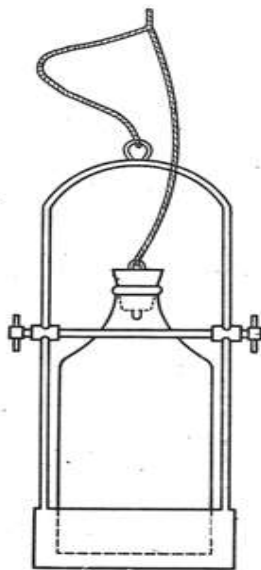


Рисунок 3.1 – Батометр-бутылка Мейера  
(из Методика изучения биогеоценозов..., 1975)

Проба воды, представляемая в лабораторию для проведения химического и (или) бактериологического анализа, должна быть снабжена этикеткой, которая должна содержать следующую информацию:

- название организации и водоема;
- порядковый номер точки отбора пробы, с какой глубины;
- сезонные условия отбора (паводок или межень);
- климатические условия отбора (температура воздуха и воды, состояние погоды);
- дата отбора пробы, фамилия производящего отбор.

### **Определение физических и химических показателей воды**

Химический состав природных вод является функцией целого ряда прямых и косвенных факторов. К прямым факторам, оказывающим непосредственное влияние на формирование состава вод, относятся: химический состав и свойства горных пород и почв, жизнедеятельность живых организмов и деятельность человека. К косвенным факторам относятся условия, определяющие протекание процессов взаимодействия веществ с водой, такие, как климатические условия, особенности рельефа, состав растительности и др.

Природные воды по своему составу весьма разнообразны: они содержат растворенные газы, соли, органические вещества. С некоторой условностью компоненты, содержащиеся в природных водах, можно разделить на следующие группы:

- главные ионы, т. е. ионы, содержащиеся в наибольшем количестве: хлоридные ( $\text{Cl}^-$ ), сульфатные ( $\text{SO}_4^{2-}$ ); гидрокарбонатные ( $\text{HCO}_3^-$ ), карбонатные ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), натрия ( $\text{Na}^+$ ), калия ( $\text{K}^+$ ), магния ( $\text{Mg}^{2+}$ ), кальция ( $\text{Ca}^{2+}$ );
- растворенные газы: кислород ( $\text{O}_2$ ), оксид углерода (IV) ( $\text{CO}_2$ ), сероводород ( $\text{H}_2\text{S}$ ) и др.;
- микроэлементы – все прочие химические элементы, присутствующие в природных водах в несравненно меньших количествах, чем главные ионы;
- органические вещества.

Кроме того, качество воды определяется такими характеристиками, как жесткость, щелочность, окисляемость и агрессивность, являющимися функцией совокупности нескольких компонентов химического состава вод.

Перечень наблюдаемых показателей качества воды определяется требованиями, предъявляемыми потребителями воды, составом и объемом сточных вод, их токсичностью.

Основными контролируруемыми параметрами являются: температура воды, запах, содержание взвешенных частиц, цветность, общая минерализация, рН, содержание растворенного кислорода, биохимическое потребление кислорода (БПК), химическое потребление кислорода (ХПК), концентрация главных ионов ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ), содержание биогенных компонентов (азот нитратный, нитритный, аммиачный, фосфор) и также специфических загрязняющих веществ: нефтепродуктов (НФПР), синтетических поверхностно-активных веществ (СПАВ), летучих фенолов, пестицидов, тяжелых металлов.

В зависимости от поставленных задач программа работ различается по количеству показателей.

При изучении качества природных вод необходимо соблюдать последовательность определения контролируемых компонентов. В первую очередь следует проводить анализ тех компонентов, которые изменяют свои свойства во времени: окисляются, испаряются или образуют нерастворимые соединения. Непосредственно в процессе отбора пробы или в течение суток после отбора рекомендуется провести определение: рН, цветности воды, запаха, содержания растворенного кислорода, количества взвешенных частиц, общей минерализации.

## **Лабораторная работа № 1.**

### **Определение температуры воды**

Температура воды в водоеме является результатом нескольких одновременно протекающих процессов, таких как солнечная радиация, испарение, теплообмен с атмосферой, турбулентным перемешиванием вод и др. Годовые и суточные изменения температуры воды на поверхности и глубинах определяются количеством тепла, поступающего на поверхность, а также интенсивностью и глубиной перемешивания.

Температура воды у поверхности (на горизонте 0,1 м при штиле и 0,5 м при волнении более одного балла) измеряют термометром в оправе. Отсчет с точностью до  $0,1^{\circ}\text{C}$  проводят после трехминутной экспозиции в воде.

Для измерения температуры на разных горизонтах используют глубоководный опрокидывающийся термометр. Он представляет собой стеклянную герметичную трубку, внутри которой укреплены два ртутных термометра: основной и вспомогательный.

Основной термометр устроен так, что при его опрокидывании часть ртути, вышедшей на заданном горизонте из ртутного резервуара в капилляр, отрывается и стекает в специальное расширение на конце этого капилляра. Размеры этого расширения зависят от объема ртути – волюма, отрывающегося при  $0^{\circ}\text{C}$ . Таким образом, показания термометра при поднятии его с заданного горизонта сохраняются. В то же время при подъеме термометра и прохождении им слоев с разной температурой длина оторвавшейся части ртути изменяется. Вспомогательный термометр служит для измерения собственной температуры термометра при снятии отсчета. Значение этой температуры необходимо, чтобы учесть величину изменения длины оторвавшегося столбика ртути при подъеме термометра и выхода его из воды. Точность отсчетов основного термометра –  $0,01^{\circ}\text{C}$ , вспомогательного –  $0,1^{\circ}\text{C}$ .

В настоящее время в практике гидрологических исследований широко используются термооксиметры (к примеру термооксиметр МАРК 2) и рН-метры (к примеру рН-метр Hanna), с помощью которых измеряется и температура воды.

## **Лабораторная работа № 2.**

### **Определение прозрачности воды**

Прозрачность воды – показатель, характеризующий способность воды пропускать световые лучи. На прозрачность влияют взвешенные в воде

различные вещества (в том числе и фитопланктон), температура и цвет воды. Определение прозрачности воды – обязательный компонент программ наблюдений за состоянием водных объектов. Увеличение количества грубодисперсных примесей и мутности характерно для загрязненных и эвтрофных водоемов.

Воду в зависимости от степени прозрачности условно подразделяют на прозрачную, слабоопалесцирующую, опалесцирующую, слегка мутную, мутную, сильно мутную.

Непосредственно на водоеме прозрачность воды измеряется диском Секки – стандартным белым диском диаметром 30 см, который опускается на маркированном через 0,1 м шнуре с теневой стороны лодки. В момент, когда диск становится невидимым, отмечают глубину, затем несколько опустив диск, медленно поднимают его и отмечают глубину, когда он становится видимым. Величиной прозрачности по диску Секки является среднеарифметическая этих двух измерений.

В лаборатории прозрачность воды определяется по шрифту Снеллина. Степень прозрачности выражается высотой столба жидкости в см, через который отчетливо виден шрифт. Прозрачностью не менее 30 см должны обладать воды, подаваемые для питьевого водоснабжения без осветления. Речные воды, кроме горных, могут иметь прозрачность 25 см. Уменьшение прозрачности природных вод свидетельствует об их загрязнении.

**Оборудование и материалы:** цилиндр с плоским дном; шрифт, высота букв которого составляет 2 мм, а толщина линии букв – 0,5 мм; линейка, вода из водоема.

***Ход работы:***

Исследуемую воду наливают в цилиндр, под дно которого подкладывают на расстоянии 4 см шрифт, сливают воду до тех пор, пока сверху через слой можно будет отчетливо прочесть этот шрифт. Высоту столба оставшейся воды измеряют линейкой. Определение производят при хорошем дневном рассеянном освещении на расстоянии 1 м от светонесущей стены.

### **Лабораторная работа № 3.**

#### **Определение цветности воды в лабораторных условиях**

Цветность воды – условно принятая количественная характеристика для описания цвета природной и питьевой воды, имеющей незначительную естественную окраску (ГОСТ Р 52769-2007 ВОДА. Методы определения цветности). Цветность является косвенным показателем количества

содержащихся в воде растворенных органических веществ. Цветность природных вод обусловлена в основном присутствием окрашенных органических веществ (главным образом соединений гуминовых и фульвовых кислот) и соединений трехвалентного железа и некоторых других металлов (в виде естественных примесей или продуктов коррозии). Сточные воды некоторых предприятий также могут создавать довольно интенсивную окраску воды. Количество влияющих на цветность веществ зависит от геологических условий, водоносных горизонтов, характера почв и т.п. Так, наибольшую цветность имеют поверхностные воды рек и озер, расположенных в зонах торфяных болот и заболоченных лесов.

Непосредственно на водоеме цветность воды определяют визуально по шкале цветности Фореля-Уле-Шокальского. Тот цвет, который виден в столбе воды над белым диском Секки, сравнивают с цветом растворов, налитых в пробирку шкалы цветности. В шкале цвет меняется от синего (№1) до желтого и от желтого до коричневого №21. Результаты записывают по номеру.

Пробу воды для последующего определения ее цветности в лабораторных условиях отбирают объемом не менее 200 см<sup>3</sup> в емкость из полимерных материалов или стекла, не консервируют и анализируют как можно быстрее после отбора.

Для источников хозяйственно-питьевого водоснабжения окраска не должна обнаруживаться в столбике высотой 20 см, для водоемов культурно-бытового назначения – 10 см. Принцип метода состоит в определении оттенка, цвета, интенсивности окраски воды при таком разбавлении дистиллированной водой, когда исчезает окраска в столбике высотой 20 см для водоемов 1-го вида водопользования и 10 см – для водоемов 2-го вида.

**Оборудование и материалы:** цилиндры из бесцветного стекла; дистиллированная вода, вода из водоема.

***Ход работы:***

В цилиндры из бесцветного стекла наливают – в один исследуемую воду (натуральную или разбавленную) и во второй – дистиллированную до метки 20 или 10 см. Цилиндры просматривают сверху на белом фоне. Отмечают разбавление, при котором цвет дистиллированной и разбавленной воды станет одинаковым. Записывают результат.

В лаборатории определяется цветность путем сравнения окраски испытуемой воды с эталонами и выражается в градусах платиново-кобальтовой шкалы.

## Лабораторная работа № 4.

### Органолептическое определение запаха воды

Вода пресных природных водоемов не имеет вкуса и запаха. Привкусы и запахи в воде могут появиться в результате развития некоторых водорослей, а также за счет разложения органического вещества. Естественный запах может быть болотным, глинистым, древесным, плесневым, травянистым, сероводородным. Источником запаха могут быть сточные воды. Запах сероводорода говорит о наличии восстановительных процессов. В случае попадания в воду инородных веществ она может пахнуть бензином, мазутом, хлором, навозом и т.д.

Запах воды водоемов не должен превышать 2-х баллов, обнаруживаемых непосредственно в воде или (для водоемов хозяйственно-питьевого назначения) после ее хлорирования. Запах воды обусловлен наличием в ней летучих пахнущих веществ, которые попадают в нее естественным путем или со сточными водами. Принцип метода состоит в органолептическом исследовании характера и интенсивности запаха воды при 20 и 60<sup>0</sup>С.

**Оборудование и материалы:** колбы на 150-200 мл, часовые стекла, пробки, водяная баня, вода из водоема.

#### **Ход работы:**

100 мл исследуемой воды при 20<sup>0</sup>С наливают в колбу емкостью 150-200 мл с широким горлом, накрывают часовым стеклом или закрывают притертой пробкой, встряхивают вращательным движением, открывают пробку или сдвигают в сторону часовое стекло и быстро определяют характер или интенсивность запаха. Затем колбу нагревают до 60<sup>0</sup>С на водяной бане и также оценивают запах.

Запахи естественного происхождения (от живущих и отмерших в воде организмов, от влияния почв и т.п.) находят по нижеприведенной классификации: ароматический (огуречный, цветочный), болотный (илистый, тинистый), гнилостный (фекальный, сточной воды), древесный (мокрой щепы, древесной коры), землистый (прелый, свежеспаханной земли, глинистый), плесневый (затхлый, застойный), рыбный (рыбы, рыбьего жира), сероводородный (тухлых яиц), травянистый (скошенной травы, сена), неопределенный (не подходящий под предыдущие определения).

Запахи искусственного происхождения (от промышленных выбросов, для питьевой воды – от обработки воды реагентами на очистных сооружениях и т.п.) называют по соответствующим веществам, например, фенольный, камфорный, бензиновый, хлорный, нефтяной и т.п.

Интенсивность запаха также оценивают при 20 и 60<sup>0</sup>С по 5-балльной системе по таблице 3.1.

Таблица 3.1 - Определение интенсивности запаха воды, баллы

Балл	Интенсивность запаха	Качественная характеристика
0	Никакой	Отсутствие ощутимого запаха
1	Очень слабая	Запах, не обнаруживаемый потребителем, но обнаруживаемый в лаборатории опытным исследователем
2	Слабая	Запах, не привлекающий внимания потребителя, но обнаруживаемый, если на него обратить внимание
3	Заметная	Запах, легко обнаруживаемый и дающий повод относиться к воде с неодобрением
4	Отчетливая	Запах, обращающий на себя внимание и делающий воду непригодной для питья
5	Очень сильная	Запах настолько сильный, что вода непригодна для питья

Для более точной характеристики интенсивности и характера запаха следует сравнить показатели, полученные несколькими студентами при определении одной и той же пробы воды.

### Лабораторная работа № 5.

#### Определение растворенного кислорода

Содержание растворенного кислорода определяют обычно в чистых водах и в сточных, прошедших через процесс химической или биохимической очистки перед спуском их в водоемы. При смешении таких вод с водами водоемов содержание кислорода в последних не должно опускаться ниже минимально допустимой концентрации, которая составляет для водоемов, имеющих рыбохозяйственное значение, 6 мг/л.

Определение содержания растворенного кислорода является частью хода анализа при определении биохимического потребления кислорода (БПК).

Определение растворенного кислорода с помощью термооксиметра.

**Оборудование и посуда:** термооксиметр МАРК 2; мерные стаканы; магнитная мешалка.

#### **Ход работы:**

Настраивают прибор согласно прилагаемой инструкции. Пробу воды помещают в химический стакан вместимостью 100 мл, куда затем погружают

электрод кислородного датчика (до половины) и снимают показания датчика (мг/л). Включают магнитную мешалку и в течение 1 мин повторно снимают показания датчика. Концентрацию растворенного кислорода, мг/л, определяют по среднему значению двух измерений.

## Лабораторная работа № 6.

### Определение перманганатной окисляемости

Под окисляемостью воды понимают количество кислорода искусственно введенного окислителя (например,  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), идущие на окисление содержащихся в воде органических веществ. Различают перманганатную и бихроматную окисляемость. Метод перманганатной окисляемости дает представление о содержании в воде легко окисляющихся органических веществ. Метод бихроматной окисляемости соответствует полному окислению органических веществ (легко и трудно окисляющихся), за исключением некоторых белковых соединений. Обычно перманганатная окисляемость составляет 40-50% от истинной окисляемости органических веществ, то есть полного окисления органического углерода до  $\text{CO}_2$ .

Повышенная окисляемость может указывать на загрязнение воды. Наименьшую окисляемость (до 1-2 мг/л  $\text{O}_2$ ) имеют глубокие подземные воды, относящиеся к 1-му классу. Окисляемость подземных вод, относящихся ко 2-му и 3-м классам, может быть повышена, но не более 5 и 15 мг/л  $\text{O}_2$  соответственно. В грунтовых водах окисляемость обычно выше (до 2-4 мг/л), причем тем больше, чем выше цветность воды. Поэтому высокая окисляемость при небольшой цветности вероятнее указывает на загрязнение воды. В воде открытых водоемов окисляемость повышается до 5-6 мг/л в реках и до 6-8 мг/л в водохранилищах, достигая еще больших величин в водах болотного происхождения. Вода считается пригодной для хозяйственных и питьевых целей, если перманганатная окисляемость ее не превышает 3,0 мг/л.

**Оборудование, реактивы, материалы:** колбы на 250 мл; разбавленная серная кислота; 0,01 н раствор перманганата калия; 0,01 н раствор щавелевой кислоты; бидистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

#### **Ход работы:**

В коническую колбу на 250 мл вносят 10-50 мл исследуемой воды. В зависимости от предполагаемого содержания органического вещества доводят объем до 10 мл бидистиллированной водой, приливают 5 мл разбавленной серной кислоты, 10 мл 0,01 н перманганата калия. Смесь нагревают так, чтобы она закипела через 5 мин и кипятят ровно 10 мин. Если

окраска осталась розовой, то к нему добавляют 10 мл 0,01 н раствора щавелевой кислоты. Обесцвеченную еще горячую смесь (80-90 С<sup>0</sup>) титруют 0,01 н раствором перманганата калия до слабо-розовой окраски.

#### Расчет.

Перманганатную окисляемость в мгО/л определяют по формуле:

$$X = \frac{[(a_1 + a_2) * N_a - B * N_B] * 8 * 1000}{V}$$

где  $a_1$  и  $a_2$  – количество раствора перманганата, прибавленного в начале и конце определения,

$B$  – количество добавленной щавелевой кислоты,

$N_a$  – нормальность перманганата калия,

$N_B$  – нормальность щавелевой кислоты,

$V$  – объем пробы.

Для определения нормальности перманганата калия в оттитрованную еще теплую холостую пробу прибавляют 10 мл 0,01 н щавелевой кислоты и титруют перманганатом калия. Нормальность рассчитывают по формуле:

$$N = \frac{10 * 0.01}{V}$$

где  $V$  – объем перманганата калия, пошедшего на титрование, мл (Шестерин, 1985).

### **Лабораторная работа № 7.**

#### **Определение биохимического потребления кислорода (БПК)**

В природной воде водоемов всегда присутствуют органические вещества. Их концентрации могут быть иногда очень малы (например, в родниковых водах). Природными источниками органических веществ являются разрушающиеся останки организмов растительного и животного происхождения; техногенные источники органических веществ: транспортные предприятия (нефтепродукты), лесоперерабатывающие комбинаты (лигнины), мясокомбинаты (белковые соединения), сельскохозяйственные и фекальные стоки и т.д. Органические загрязнения попадают в водоем разными путями, главным образом со сточными водами и дождевыми поверхностными смывами с почвы.

В естественных условиях органические вещества в воде разрушаются бактериями, претерпевая аэробное биохимическое окисление с образованием двуокиси углерода. При этом на окисление потребляется растворенный в воде кислород. В водоемах с большим содержанием органических веществ большая часть растворенного кислорода потребляется на биохимическое

окисление. Таким образом, в процессе биохимического окисления органических веществ в воде происходит уменьшение концентрации растворенного кислорода, и эта убыль косвенно является мерой содержания в воде органических веществ. Соответствующий показатель качества воды, характеризующий суммарное содержание в воде органических веществ, называется биохимическим потреблением кислорода (БПК).

Определение БПК основано на измерении концентрации растворенного кислорода в пробе воды непосредственно после отбора, а также после инкубации пробы. Инкубацию пробы проводят без доступа воздуха в кислородной склянке в течение времени, необходимого для протекания реакции биохимического окисления. Так как скорость биохимической реакции зависит от температуры, инкубацию проводят в режиме постоянной температуры  $20 \pm 1^\circ\text{C}$ , причем от точности поддержания значения температуры зависит точность выполнения анализа на БПК. Обычно определяют БПК за 5 суток инкубации (БПК<sub>5</sub>), однако содержание некоторых соединений более информативно характеризуется величиной БПК за 10 суток или за период полного окисления (БПК<sub>10</sub> или БПК<sub>полн</sub> соответственно). Инкубацию пробы проводят без доступа света (в темном месте).

Таким образом, БПК — количество кислорода в миллиметрах, требуемое для окисления находящихся в 1 л воды органических веществ в аэробных условиях, без доступа света, при  $20^\circ\text{C}$ , за определенный период в результате протекающих в воде биохимических процессов. Ориентировочно принимают, что БПК<sub>5</sub> составляет около 70 % БПК<sub>полн</sub>.

Величина БПК оценивает скорость поглощения организмом кислорода, содержащегося в исследуемой воде, выражается в мг/л (табл.3.2).

Таблица 3.2 – Оценка степени загрязнения водоемов по показателям БПК<sub>5</sub>

Степень загрязнения (классы водоемов)	БПК <sub>5</sub> (мг/л)
Очень чистые	0,5—1,0
Чистые	1,1—1,9
Умеренно загрязненные	2,0- 2,9
Загрязненные	3,0-3,9
Грязные	4,0-10,0
Очень грязные	> 10,0

**Оборудование и реактивы:** оценочная таблица, пипетки, коническая колба на 250 мл, кислородные склянки, серная кислота, соль марганца, йодид калия (KI), сульфаминовая кислота, тиосульфат, крахмал.

### **Ход работы:**

Отобрать пробы воды в кислородные склянки (не менее 3 шт.).

В первой склянке сразу же зафиксировать кислород и определить концентрацию растворенного кислорода в воде водоема:

Ввести в склянку разными пипетками 1 мл раствора соли марганца, затем 1 мл раствора йодида калия и 1—2 капли раствора сульфаминовой кислоты, после чего закрыть склянку пробкой.

Перемешать содержимое склянки с помощью имеющейся внутри мешалки, держа склянку в руке. Дать отстояться образующемуся осадку не менее 10 мин.

**Титрование.** Ввести в склянку пипеткой 2 мл раствора серной кислоты, погружая пипетку до осадка (не взмучивать!) и постепенно поднимая ее вверх по мере опорожнения.

Склянку закрыть пробкой и содержимое перемешать до растворения осадка.

Содержимое склянки полностью перенести в коническую колбу на 250 мл.

В бюретку (пипетку), закрепленную в штативе, из состава комплекта набрать 10 мл раствора тиосульфата и титровать пробу до слабо-желтой окраски. Затем добавить пипеткой 1 мл раствора крахмала (раствор в колбе синеет) и продолжать титрование до полного обесцвечивания раствора.

Определить общий объем раствора тиосульфата, израсходованный на титрование (как до, так и после добавления раствора крахмала).

**Вычисление результатов анализа.** Массовую концентрацию растворенного кислорода в анализируемой пробе воды ( $C_{рк}$ ) в мг/л рассчитать по формуле:

$$\frac{8 \cdot C_T \cdot V_T \cdot 1000}{(V_1 - V_2)}$$

где 8 – эквивалентная масса атомарного кислорода;

$C_T$  – концентрация титрованного стандартного раствора тиосульфата, г - экв/л;

$V_T$  – общий объем раствора тиосульфата, израсходованного на титрование (до и после добавления раствора крахмала), мл;

$V_1$  – объем калиброванной кислородной склянки с закрытой пробкой (определяется заранее для каждой склянки отдельно), мл;

$V_2$  – суммарный объем растворов хлорида марганца и йодида калия, добавленных в склянку при фиксации кислорода, мл (рассчитывается как  $V_2 = 1 + 1 + 0,5 = 2,5$  мл);

1000 – коэффициент пересчета единиц измерения из г/л в мг/л.

Другие склянки – инкубационные (две или больше) поместить в темноте в инкубатор.

По истечении 5 суток инкубации в склянках определить концентрацию остаточного растворенного кислорода как среднее арифметическое результатов по каждой инкубационной склянке.

Рассчитать значение БПК<sub>5</sub> в мг/л по формуле:

$$\text{БПК}_5 = C_1 - C_2,$$

где  $C_1$  – концентрация растворенного кислорода в первоначальной пробе, мг/л;  $C_2$  – средняя концентрация растворенного кислорода по истечении периода инкубации, мг/л.

## **Лабораторная работа № 8.**

### **Определение водородного показателя (рН)**

Водородный показатель выражают величиной рН, представляющей собой десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком; рН определяют в интервале от 1 до 14.

Величина рН воды – один из важнейших показателей качества вод. Содержание ионов водорода в природных водах определяется в основном количественным соотношением концентраций угольной кислоты и ее ионов. На величину рН природных вод влияет геология водосборного бассейна. На уровень рН также могут повлиять гумусовые кислоты, присутствующие в почвах. Гидролиз солей тяжелых металлов играет роль в тех случаях, когда в воду попадают значительные количества сульфатов железа, алюминия, меди и других металлов. Концентрация ионов водорода подвержена сезонным колебаниям.

Величина концентрации ионов водорода имеет большое значение для химических и биологических процессов, происходящих в природных водах. Величина рН воды также влияет на процессы превращения различных форм биогенных элементов, изменяет токсичность загрязняющих веществ (Гусева, 2005).

В соответствии с требованиями к составу и свойствам воды водоемов-источников питьевого водоснабжения величина рН не должна выходить за пределы интервала значений 6,5-8,5.

**Оборудование, реактивы, материалы:** рН-метр, эталонные растворы; дистиллированная вода; стаканчики на 20 мл; фильтровальная бумага, вода из водоема.

#### ***Ход работы:***

Перед началом работы ознакомиться с инструкцией на прибор. Определить рН исследуемой воды.

## **Лабораторная работа № 9.**

### **Определение минерализации**

Минерализация – суммарное содержание в воде минеральных веществ. Воды, содержащие большое количество солей, отрицательно влияют на растительные и животные организмы, технологию производства и качество продукции, вызывают образование накипи на стенках котлов, коррозию, засоление почв (Гусева, 2005).

В соответствии с гигиеническими требованиями к качеству питьевой воды суммарная минерализация не должна превышать величины 1000 мг/дм<sup>3</sup> (Красовский, 2003).

**Оборудование, реактивы, материалы:** рН-метр Hanna с функцией определения общей минерализации, дистиллированная вода; стаканчики на 20 мл; фильтровальная бумага, вода из водоема.

#### ***Ход работы:***

Перед началом работы ознакомиться с инструкцией на прибор. Определить общую минерализацию исследуемой воды.

## **Лабораторная работа № 10.**

### **Определение хлоридов**

Высокая растворимость хлоридов объясняет широкое распространение их во всех природных водах. Первичными источниками хлоридов в природных водах являются магматические породы, а также обмен с океаном и взаимодействие осадков с почвами. Существенное влияние оказывают промышленные и хозяйственно-бытовые сточные воды. Хлориды обладают большой миграционной способностью вследствие хорошей растворимости.

В проточных водоемах содержание хлоридов обычно невелико (20-30 мг/л). Незагрязненные грунтовые воды в местах с несолончаковой почвой обычно содержат до 30-50 мг/л хлор-иона. В водах, фильтрующихся через солончаковую почву, в 1 мл могут содержаться сотни и даже тысячи миллиграммов хлоридов. Вода, содержащая хлориды в концентрации более 350 мг/л, имеет солоноватый привкус, а при концентрации хлоридов 500-1000 мг/л неблагоприятно влияет на желудочную секрецию. Содержание хлоридов является показателем загрязнения подземных и поверхностных водоисточников и сточных вод.

#### ***Оборудование, реактивы, материалы:***

Колбы на 150-200 мл; раствор хрома калия; раствор азотнокислого серебра; пипетки на 5-10 мл; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

### ***Ход работы:***

К 50-100 мл исследуемой воды (в зависимости от количества хлоридов) прибавляют 0,5-1 мл раствора хромата калия и титруют при непрерывном помешивании раствором азотнокислого серебра до перехода желто-зеленого цвета в бурый. Одновременно проводят определение холостой пробы. Для установления конечной точки титрования целесообразно использовать «свидетель».

### **Расчет.**

Содержание хлоридов мг Cl/л рассчитывается по формуле:

$$X = \frac{(a_1 - a_2) * N * 35.45 * 1000}{V}$$

где  $a_1$  – объем раствора азотнокислого серебра, пошедшего на титрование пробы, мл;

$a_2$  - объем раствора азотнокислого серебра, пошедшего на титрование холостой пробы, мл;

$N$  – нормальность азотнокислого серебра;

$V$  – объем пробы, взятой на определение, мл.

## **Лабораторная работа № 11.**

### **Определение сульфатов**

Сульфаты являются одним из важнейших анионов поверхностных вод. Поступают сульфаты в процессе химического выветривания и растворения серосодержащих минералов, в результате жизнедеятельности растительных и животных организмов, с подземными стоками.

Содержание сульфатных анионов в воде ограничивается сравнительно малой растворимостью, но при низких концентрациях кальция, а также в присутствии посторонних солей концентрация сульфатов может значительно повышаться.

При отсутствии кислорода под действием сульфатредуцирующих бактерий сульфаты восстанавливаются до сероводорода. Сульфиды и сероводород в присутствии кислорода могут вновь окислиться до сульфатов.

### ***Оборудование, реактивы, материалы:***

Колбы на 150-200 мл; шприц-дозатор с пипеткой для титрования; пипетки на 5-10 мл; рН-метр Hanna; соляная кислота; раствор ортанилового К; раствор хлорида бария; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

### ***Ход работы:***

Ополосните мерную склянку несколько раз анализируемой водой. Поместите в склянку 2,5 мл пробы воды, используя для точности пипетку-капельницу.

Доведите рН анализируемой воды до рН=4, добавляя по каплям раствор гидроксида натрия либо соляной кислоты.

Добавьте пипеткой-капельницей до метки «5 мл» в склянку с пробой раствор ортанилового К. Закройте склянку пробкой и перемешайте раствор. Соедините шприц-дозатор с пипеткой для титрования. С помощью шприца наберите в пипетку для титрования раствор хлорида бария.

Постепенно, по каплям титруйте содержимое склянки раствором хлорида бария до появления не исчезающей зеленовато-голубой окраски. Определите объем раствора хлорид бария, израсходованного на титрование ( $V_{\text{BaCl}_2}$ , мг).

*Примечание:* для четкого определения точки эквивалентности при титровании окраску пробы анализируемой воды рекомендуется сравнивать с окраской холостой пробы (склянка с таким же объемом анализируемой воды и индикатора).

Рассчитайте концентрацию сульфатов ( $C_c$ , мг/л) в анализируемой воде по формуле:

$$C_c = \frac{48,02 \times V_{\text{BaCl}_2} \times C_{\text{BaCl}_2} \times 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = 384 \times V_{\text{BaCl}_2}$$

где 48,03 – молярная концентрация эквивалента сульфата, г/моль;

1000 – коэффициент пересчета единиц измерений из г/л в мг/л;

$C_c$  – массовая концентрация сульфатов в воде, мг/л;

$V_{\text{BaCl}_2}$  – объем раствора хлорида бария, израсходованного на титрование, мг;

$C_{\text{BaCl}_2}$  – концентрация раствора хлорида бария, взятого для титрования, 0,02 моль/л эквив.;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – объем пробы, взятой для титрования, равный 2,5 мл.

*Примечание:* при разбавлении пробы концентрацию сульфатов рассчитывают по формуле:

$$C_c = 384 \times V_{\text{BaCl}_2} \times n$$

где n - коэффициент разбавления.

## Лабораторная работа № 12.

### Определение содержания аммонийного азота

Присутствие аммонийного азота в водной среде связано с процессами разложения белковых веществ, с поступлением с поверхностным стоком и атмосферными осадками. Естественными источниками аммиака служат прижизненные выделения рыб и гидробионтов.

В водной среде аммонийный азот находится в виде ионов аммония ( $\text{NH}_4^+$ ) и недиссоциированных молекул аммиака в виде гидрооксида аммония. Соотношение этих форм зависит от величины рН и температуры воды.

Аммиак более токсичен, чем ионы аммония, поэтому при увеличении рН среды опасность отравления гидробионтов при загрязнении аммонийным азотом возрастает.

Ионы аммония определяют фотометрически по реакции с реактивом Несслера. Принцип метода основан на том, что аммоний с реактивом Несслера образует йодид меркураммония, который окрашивает раствор в желто-коричневый цвет. Интенсивность окраски пропорциональна содержанию аммония в воде. Диапазон определяемых концентраций аммония – 0,05-4 мг/л.

Как правило, в чистых природных водах содержится 0,01-0,1 мг/л аммонийных солей. Предельно допустимые концентрации аммиака в воде водоемов 2 мг/л (по азоту).

**Оборудование, реактивы, материалы:** градуированные пробирки; 50%-ный раствор сегнетовой соли; раствор Несслера; пипетки на 1-10 мл; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

**Ход работы:**

В пробирку, предварительно сполоснутую исследуемой водой, наливают 10 мл воды и добавляют 0,3 мл 50%-ного раствора сегнетовой соли и 0,3 мл раствора Несслера. Через 10 мин количественное содержание аммонийного азота определяют приблизительно по таблице 3.3.

Таблица 3.3 – Определение количественного содержания аммонийного азота

Окрашивание сбоку	Окрашивание сверху	Содержание аммонийного азота, мг N/л
нет	нет	меньше 0,04
нет	слабо, слабо-желтое	0,08
слабо, слабо-желтое	слабо-желтое	0,2
слабо-желтое	желтоватое	0,4
слабо-желтоватое	слабо-зеленое	0,8
светло-желтоватое	желтое	2,0
желтое	интенсивно-зеленое, буроватое	4,0
интенсивно-бурое, раствор мутный	бурое, раствор мутный	8,0
мутноватое, резко желтоватое	"-"	20,0

### Лабораторная работа № 13. Определение содержания нитритов

Нитрит – одна из стадий неполного окисления азота. Образуется в водоеме при наличии большого количества свежего, азот-содержащего органического вещества и недостаточном количестве кислорода. Поэтому наличие нитритов можно считать показателем свежего органического загрязнения.

**Оборудование, реактивы, материалы:** градуированные пробирки; реактив Грисса; скальпель; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

#### **Ход работы:**

В пробирку, предварительно сполоснутую исследуемой водой, наливают 10 мл воды и добавляют немного (на кончике скальпеля) реактива Грисса. Через 10 мин проводят определения приблизительно по таблице 3.4.

Таблица 3.4 – Определение количественного содержания нитритов

Окрашивание при наблюдении сбоку	Окрашивание при наблюдении сверху	Содержание азота нитритов, мг/л
нет	нет	0,001
нет	едва уловимое розовое окрашивание при сравнении с дистиллированной водой	0,002
нет	едва заметное окрашивание	0,004
очень слабо-розовое	слабо-розовое	0,02
слабо-розовое	светло-розовое	0,04
светло-розовое	розовое	0,07
сильно-розовое	малиновое	0,20

### Лабораторная работа № 14. Определение содержания нитратов

Увеличение концентрации нитратных ионов в воде связано с процессами нитрификации, химического окисления аммония, поступлением со сточными водами и атмосферными осадками.

Метод определения нитрат-анионов основан на предварительном восстановлении нитрат-анионов до нитрит-анионов с последующим образованием азоткрасителя в присутствии сульфаниловой кислоты и альфа-нафтиламина.

### ***Оборудование, реактивы, материалы:***

Градуированные пробирки; тест комплект «Нитраты», включающий реактив на нитрат-анионы, порошок восстановитель, шкалу оценивания; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

### ***Ход работы:***

1. Отберите 6 мл пробы в градуированную пробирку, предварительно ополоснув ее анализируемой водой. Доведите объем дистиллированной водой до 11 мл, перемешайте.

2. Добавьте к содержимому пробирки 2,0 мл свежеприготовленного реактива на нитрат-анионы, закройте пробирку пробкой и встряхните для перемешивания раствора.

3. Прибавьте в пробирку 0,2 г порошка восстановителя, используя шпатель (0,2 г порошка заполняют  $\frac{1}{3}$  объема шпателя без горки). Закройте пробирку пробкой и тщательно перемешайте.

4. Оставьте пробирку на 5 минут для полного протекания реакции, периодически встряхивая содержимое пробирки.

5. Перелейте раствор из пробирки в склянку для колориметрирования до метки «10», стараясь не допустить попадания осадка в склянку.

6. Проведите визуальное колориметрирование пробы. Для этого мерную склянку поместите на белое поле контрольной шкалы и, освещая склянку рассеянным белым светом достаточной интенсивности, определите ближайшее по окраске поле контрольной шкалы и соответствующее ему значение концентрации нитрат-анионов в воде в мг/л.

## **Лабораторная работа № 15.**

### **Определение фосфат-анионов, ортофосфатов и гидролизующихся полифосфатов и эфиров фосфорной кислоты**

Фосфор – один из важнейших элементов питания. Он очень быстро включается в процессы метаболизма растений, входит в состав ядерного вещества клетки. Участвует в дыхании и регуляции внутриклеточного рН. Потребность в нем меньше, чем в азоте.

Соединения фосфора в воде находятся в растворенном, коллоидном и взвешенном состояниях, легко переходя из одной формы в другую, что зависит во многом от рН среды.

### ***Оборудование, реактивы, материалы:***

Определения ортофосфатов: дистиллированная вода, кипелки, стеклянная воронка, колбы конические на 100мл, ложка мерная, пипетки на 1 и 3 мл, пробирки градуированные, кислота аскорбиновая, раствор для

связывания нитритов, раствор гидроксида натрия, раствор индикатора фенолфталеина, раствор молибдата аммония, раствор серной кислоты (2,5 моль/л), раствор сурьмяновиннокислого калия.

***Ход работы:***

*Приготовление раствора аскорбиновой кислоты*

В градуированную пробирку для приготовления раствора аскорбиновой кислоты налейте 10 мл дистиллированной воды, добавьте в воду мерной ложкой 0,2 г аскорбиновой кислоты (2 мерные ложки без горки), закройте пробкой и перемешайте до полного растворения.

*Приготовление смешанного реактива*

В градуированную пробирку для приготовления смешанного реактива добавьте 5 мл раствора серной кислоты (2,5 моль/л); 2 мл раствора молибдата аммония; 2 мл раствора аскорбиновой кислоты; 1 мл раствора сурьмяновиннокислого калия; 12 капель (0,4 мл) раствора для связывания нитритов. Содержимое пробирки перемешайте. Смешанный реактив готовят непосредственно перед использованием.

*Определение ортофосфатов*

Ополосните мерную склянку несколько раз анализируемой водой. Налейте в склянку пробу воды до метки «10 мл».

Добавьте к пробе пипеткой полимерной 1,0 мл смешанного реактива, перемешайте и затем, другой пипеткой через 2 мин – капли раствора аскорбиновой кислоты. Склянку закройте пробкой и встряхните для перемешивания. Оставьте пробу на 15 мин для полного протекания реакции.

Выполните колориметрирование пробы. При визуальном колориметрическом определении склянку с пробой поместите на белое поле контрольной шкалы. Освещая склянку рассеянным белым светом достаточной интенсивности, наблюдайте окраску раствора сверху вниз.

Определите ближайшее по окраске поле контрольной шкалы и соответствующее ему значение концентрации фосфат-иона ( $C_{\text{оф}}$ ) в мг/л. При определении высоких концентраций фосфат-иона (более 7,0 мг/л) учтите степень разбавления пробы дистиллированной водой. Для этого полученное по шкале значение концентрации умножьте на кратность разбавления.

*Определение гидролизующихся полифосфатов и эфиров фосфорной кислоты*

Ополосните коническую колбу несколько раз анализируемой водой. Налейте в колбу пробу воды до метки «50 мл».

Добавьте к пробе полимерной пипеткой 1 мл 34% раствора серной кислоты и несколько кипелок стеклянных.

Проведите гидролиз пробы. Для этого накройте колбу стеклянной воронкой для уменьшения испарения раствора и поместите колбу с пробой на электрическую плитку. Доведите раствор до кипения и кипятите смесь при минимальной мощности нагревания 30 мин, после чего охладите колбу до комнатной температуры.

Охлажденную пробу нейтрализуйте. Для этого добавьте в пробу пипетками 2 капли раствора фенолфталеина и, постепенно, 10% раствор гидроксида натрия до появления бледно-розовой окраски раствора по индикатору.

Добавьте в колбу до метки «50 мл» дистиллированную воду для возмещения потери воды при кипячении.

Отберите часть пробы (10 мл) в мерную склянку и анализируйте ее в соответствии с п. 3 определения ортофосфатов. Полученный результат представляет сумму концентраций ортофосфатов и полифосфатов ( $C_{\Sigma}$ ) в пересчете на фосфат-ион ( $\text{PO}_4^{3-}$ )

В отдельной пробе анализируемой воды определите концентрацию фосфат-иона ( $C_{\Sigma}$ ) в соответствии с п. п. 3 определения ортофосфатов.

Рассчитайте концентрацию полифосфатов ( $C_{\text{пф}}$ ) в мг/л в пересчете на  $\text{PO}_4^{3-}$  по формуле:

$$C_{\text{пф}} = C_{\Sigma} - C_{\text{оф}}$$

где:  $C_{\Sigma}$  – суммарная концентрация полифосфатов и ортофосфатов в гидролизованной пробе в пересчете на  $\text{PO}_4^{3-}$ , мг/л;

$C_{\text{оф}}$  концентрация оофосфат-иона в пробе, определенная по п. 3 определения ортофосфатов, мг/л.

## **Лабораторная работа № 16.**

### **Определение свободной и общей щелочности**

Щелочность – это концентрация суммы анионов слабых кислот (главным образом анионов угольной кислоты), присутствующих в водах, которая может быть определена при титровании пробы сильной кислотой. Различают три формы щелочности: свободную, карбонатную и общую.

Свободная щелочность обусловлена гидроксидными и карбонатными ионами. Ее определяют количеством кислоты, идущей на титрование воды до рН 8,3.

Карбонатная щелочность зависит от наличия в воде только анионов угольной кислоты, т.е. карбонатных, гидрокарбонатных ионов, и определяется количеством кислоты, идущей на титрование воды до эквивалентной точки рН 4.

Общая щелочность обусловлена присутствием в воде анионов слабых кислот органического и неорганического происхождения, а также гидроксид-ионов.

В пресных незагрязненных водах карбонатная щелочность нередко настолько велика по сравнению со щелочностью, вносимой другими анионами, что ее можно принимать равной общей щелочности.

Гидрокарбонатные и карбонатные ионы поступают в поверхностные воды в основном в результате химического выветривания и растворения карбонатных пород. Значительные количества гидрокарбонатных ионов поступают с атмосферными осадками и грунтовыми водами.

Кроме того, гидрокарбонатные и карбонатные ионы попадают в водоемы со сточными водами предприятий химической, силикатной и содовой промышленности.

В речных водах содержание гидрокарбонатных и карбонатных ионов колеблется от 30 до 400 мг/л, в озерах – от 1 до 500, в атмосферных осадках их концентрация составляет 30...100, в грунтовых водах — 150...300 мг/л. В подземных водах их содержание заметно возрастает от 150 до 900 мг/л.

Концентрация гидрокарбонатных и карбонатных ионов в поверхностных водах подвержена заметным сезонным колебаниям. В маломинерализованных водах ее колебания достаточно четко коррелируют с изменением общей минерализации воды. Важнейшими факторами, определяющими концентрацию этих ионов, являются характер питания реки (снеговое, ледниковое, дождевое), меняющиеся соотношения между поверхностным и подземным стоками и т. д.

Щелочность является важной характеристикой поверхностных вод, по которой можно судить об основных гидрохимических и геохимических процессах, таких, как формирование химического состава вод, эрозия земной поверхности, образование осадочных пород, в частности карбонатных пород.

Величину щелочности вместе со значениями рН воды используют для расчетов компонентов карбонатного равновесия (общее количество  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ , свободный  $\text{CO}_2$  и т. д.), для расчета баланса угольной кислоты, что необходимо при исследовании карбонатной системы водоема.

Определение щелочности, особенно свободной, проводят не позднее чем через 24 ч после отбора пробы. При невозможности проведения анализа в указанное время для определения щелочности следует иметь отдельную пробу, набранную «под крышку» и плотно закрытую.

**Оборудование и материалы:** пипетки Мора; микробюретка; конические широкогорлые колбы на 100 мл, 0,01 н. раствор соляной

кислоты; 0,5%-ный раствор фенолфталеина; 0,05%-ный раствор метилового оранжевого.

**Ход работы:**

Свободная щелочность ( $p$ ). Берут 10 мл пробы (воду с высокой щелочностью берут в меньшем количестве), добавляют 10 мл прокипяченной и охлажденной дистиллированной воды. Прибавляют 2 капли раствора фенолфталеина и титруют на белом фоне 0,01 н. раствором соляной кислоты до полного обесцвечивания.

Общая щелочность ( $m$ ). Берут 10 мл пробы, прибавляют 3 капли метилового оранжевого и титруют на белом фоне 0,01 н. раствором соляной кислоты до начала перехода окраски метилового оранжевого из желтой в оранжевую.

Расчет. Свободную ( $p$ ) и общую щелочность ( $m$ ), мг-экв/л, вычисляют по формулам:

$$p = ak \cdot 0,01 \cdot 1000/V ; \quad m = bk \cdot 0,01 \cdot 1000/V ,$$

где  $a$  – объем 0,01 н. раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование по фенолфталеину, мл;  $k$  – поправочный коэффициент для приведения концентрации раствора HCl к точно 0,01 н.;  $V$  – объем пробы, взятой для титрования, мл;  $b$  – объем 0,01 н. раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование по метиловому оранжевому, мл;

## Лабораторная работа № 17.

### Определение карбонатов

В большей части поверхностных вод среди главных анионов преобладают гидрокарбонаты. Основным источником гидрокарбонатных и карбонатных ионов являются процессы химического выветривания карбонатных пород. Значительные количества гидрокарбонатных ионов поступают с атмосферными осадками и грунтовыми водами.

В поверхностных водах содержание гидрокарбонатных и карбонатных ионов колеблется от 1 до 500 мг/л.

Соотношение между концентрацией гидрокарбонатных и карбонатных ионов зависит от концентрации ионов водорода и, следовательно, определяется величиной рН исследуемой воды. При рН = 6-10 ионы HCO<sub>3</sub> являются основной формой существования в воде двуокиси углерода. При рН менее 4 гидрокарбонатные ионы практически отсутствуют (в воде угольная кислота и двуокись углерода); при рН более 7 появляются

карбонатные ионы, которые при рН более 10,5 становятся главной формой существования производных угольной кислоты.

**Оборудование, реактивы, материалы:** колбы на 150-200 мл; раствор метилоранжа; 0,1 н раствор соляной кислоты; пипетки на 5-10 мл; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

***Ход работы:***

Берут 100 мл исследуемой воды в предварительно сполоснутую той же водой колбу, добавляют 2 капли метилоранжа и титруют 0,1 н раствором соляной кислоты до перехода окраски из лимонного цвета в апельсиновый.

Расчет

$$\text{мг-экв. HCO}_3/\text{л} = \frac{V_{\text{HCl}} * 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где  $V_{\text{HCl}}$  – объем раствора соляной кислоты, пошедшей на титрование пробы воды, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – объем исследуемой пробы воды, взятой на титрование, мл;

61 – масса одного эквивалента  $\text{HCO}_3$

$$\text{мг HCO}_3/\text{л} = \frac{n * 1000 * 61}{V},$$

где 61 – масса одного эквивалента  $\text{HCO}_3$ ;  $n$  – 0,1 н

Реактивы:

Раствор соляной кислоты, х.ч., 0,1 н готовится из фиксанала разбавлением водой, свободной от  $\text{CO}_2$ , до 1 л 8,3 мл концентрированной  $\text{HCl}$ ;

Раствор метилоранжа готовят растворением 0,1 г метилового оранжевого в 100 мл дистиллированной воды.

**Лабораторная работа № 18.**

**Определение общей жесткости**

Жесткость воды обусловлена катионами кальция и магния. Суммарное содержание солей этих металлов в воде называют общей жесткостью. Общая жесткость подразделяется на карбонатную (обусловлена гидрокарбонатами кальция и магния) и некарбонатную (обусловлена кальциевыми и магниевыми солями сильных кислот). При кипячении воды гидрокарбонаты переходят в карбонаты, выпадающие в осадок. Жесткость воды колеблется в широких пределах. Вода с жесткостью менее 2 мг - экв/л считается мягкой, от 2 до 4 мг - экв/л — средней, от 4 до 6 мг - экв/л — жесткой и выше 6 мг - экв/л — очень жесткой. Высокая жесткость ухудшает органолептические

свойства воды, придавая ей горьковатый вкус и оказывая действие на органы пищеварения.

В соответствии с гигиеническими требованиями к качеству питьевой воды величина общей жесткости воды не должна превышать 7,0 мг-экв/дм<sup>3</sup>.

Обычно общая щелочность воды равна карбонатной жесткости. Некарбонатную жесткость рассчитывают по разнице между общей и карбонатной жесткостью.

**Оборудование, реактивы, материалы:** колбы на 150-200 мл; буферный раствор; индикатор; трилон Б; 20%-ный Na<sub>2</sub>S; пипетки на 5-10 мл; дистиллированная вода; фильтровальная бумага, вода из водоема.

#### **Ход работы:**

Влияние взвешенных и коллоидных веществ устраняется фильтрованием. К 50-100 мл исследуемой воды добавляют 5 мл буферного раствора, 5-7 капель индикатора и титруют трилоном Б до перехода окраски из вишнево-красной в сине-голубую. При наличии тяжелых металлов до прибавления индикатора в пробу капают 8-10 капель 20%-ного Na<sub>2</sub>S.

#### Расчет.

Общую жесткость в мг-экв/л (Ca<sup>2+</sup>+Mg<sup>2+</sup>) определяют по формуле:

$$X = \frac{N * V_{mp} * 1000}{V}$$

где N – нормальность трилона Б,

V<sub>mp</sub> – объем трилона Б, пошедшего на титрование пробы, мл,

V – объем воды, взятой на определение.

## **Лабораторная работа № 19.**

### **Раздельное определение катионов кальция и магния**

Кальций – один из наиболее распространенных катионов природных вод. Он поступает в воду в результате выщелачивания из пород и почв. Содержание кальция в водах лимитируется концентрацией CO<sub>2</sub>. Поверхностные воды при равновесии с атмосферным CO<sub>2</sub> могут содержать 20-30 мг/л кальция при насыщении. Содержание иона кальция в поверхностной воде увеличивается до 40-50 мг/л за счет комплекса оксида углерода(IV), гидрокарбоната и карбоната кальция. В сульфатных водах содержание иона кальция определяется растворимостью сульфата кальция и может быть довольно высоким (до 600 мг/л). При увеличении содержания оксида углерода(IV) концентрация кальция в поверхностных водах достигает

100 мг/л и более. Основными техногенными источниками поступления  $\text{Ca}^{2+}$  в природные воды являются предприятия силикатной, содовой промышленности и залповые сбросы промывочных вод при регенерации ионообменных водоподготовительных установок.

Катион магния по своим геохимическим свойствам близок к катиону кальция. Растворимость карбоната магния также зависит от наличия оксида углерода (IV). В условиях равновесия с  $\text{CO}_2$  атмосферы в природные воды поступает до 190 мг/л магния. Концентрация магния в воде обычно составляет от 1 до 40 мг/л.

Определение жесткости и отдельное определение катионов кальция и магния выполняют непосредственно после отбора пробы. Пробы не консервируют. Если после отбора сразу выпадает осадок карбоната кальция, его растворяют, предварительно отобрав сифоном прозрачный слой над осадком, прибавлением приблизительно 2 мл соляной кислоты (1 : 1). Затем отобраный сифоном раствор и жидкость с растворенным осадком соединяют вместе, при необходимости фильтруют, нейтрализуют и приступают к анализу.

**Оборудование и реактивы:** пипетки Мора, бюретка, конические широкогорлые колбы на 250 мл, 0,02 н. раствор трилона Б; 2 моль/л раствора NaOH: 80 мг гидроксида натрия растворяют в прокипяченной дистиллированной воде в мерной колбе на 1 л и доводят до метки; мурексид: в фарфоровой ступке растирают 0,5 г мурексида и 100 г хлорида натрия.

**Ход работы:**

В коническую колбу пипеткой вносят необходимый объем исследуемой воды, добавляют дистиллированную воду до общего объема 100 мл (мензуркой), прибавляют 2 мл раствора гидроксида натрия в концентрации 2 моль/л и 10-15 мг мурексида. Жидкость тщательно перемешивают, после чего титруют 0,02 н. раствором трилона Б до перехода окраски индикатора в фиолетовую.

Расчет. Вычисление содержания  $\text{Ca}^{2+}$ , мг- экв/л, проводят по формуле:

$$X = nN \cdot 1000 / V,$$

где n – объем раствора трилона, пошедшего на определение, мл; N – нормальность раствора трилона; V – объем воды, взятой для определения, мл.

Концентрацию  $\text{Mg}^{2+}$  определяют по разнице значения общей жесткости и концентрации  $\text{Ca}^{2+}$ .

## Лабораторная работа № 20.

### Определение тяжелых металлов в воде методом атомно-абсорбционной спектрометрии

Загрязнение водных объектов тяжелыми металлами связано с их широким использованием в промышленности, особенно при неудовлетворительной очистке сточных вод, в результате чего тяжелые металлы попадают в окружающую среду, в том числе и в водные экосистемы (Манихин, 2001).

В настоящее время в России действует ГОСТ 17.4.1.02-83, в соответствии с которым химические вещества, в том числе и металлы, по степени токсического действия на окружающую среду подразделены на три класса:

- 1 – As, Cd, Hg, Pb, Zn;
- 2 – B, Co, Ni, Mo, Cu, Sb, Cr;
- 3 – V, W, Mn, Sr;

Среди металлов-токсикантов выделяют приоритетную по степени опасности для биоты группу тяжелых металлов, в которую входят кадмий, медь, мышьяк, никель, ртуть, свинец, цинк и хром.

Одним из главных источников поступления тяжелых металлов в водные экосистемы является диффузионный сток с агроценозов интенсивной агротехники, использующих удобрения и пестициды, в состав которых входят тяжелые металлы. Так, источником цинка и меди может быть навоз; свинца и никеля – фосфорные удобрения и известь; кадмия – фосфорные и калийные удобрения. Общеизвестно, что наибольшее количество тяжелых металлов среди минеральных удобрений содержат фосфорные, наименьшее – азотные удобрения; калийные удобрения близки к азотным, но содержат больше свинца (примерно в 20 раз).

В водных объектах тяжелые металлы присутствуют в трех формах: взвешенной, коллоидной и растворенной, последняя из которых представлена свободными ионами и растворимыми комплексными соединениями с органическими и неорганическими лигандами (Черных, 2002).

Анализ на содержание ионов тяжелых металлов выполняется методом атомно-абсорбционной спектрометрии, основанном на способности свободных невозбужденных атомов поглощать (абсорбировать) свет строго определенных и специфических для каждого типа атомов длин волн. Анализ образцов на содержание тяжелых металлов проводится на атомно-абсорбционном спектрофотометре «КВАНТ-2А».

**Цель работы:** определить тяжелые металлы (Zn, Cd, Ni, Cu, Pb, Mn) в воде методом атомно-абсорбционной спектроскопии

**Оборудование, реактивы, материалы:** 1) атомно-абсорбционный спектрофотометр «Квант 2А», 2) азотная кислота (х.ч), 3) фильтр «синяя лента», 4) мерные колбы на 250 мл, 5) пипетки, 6) воронки

**Ход работы:**

Для определения растворенных форм тяжелых металлов воду фильтруют через фильтр «синяя лента» или мембранный фильтр 0,45 мкм и добавляют азотную кислоту из расчета 1 мл на 100 мл отфильтрованной воды.

Определение суммарного содержания тяжелых металлов проводят в нефилтрованной воде, в которую добавлена азотная кислота в указанном выше соотношении.

Для определения кислоторастворимых форм тяжелых металлов сначала добавляют в воду азотную кислоту (1 мл на 100 мл воды), затем фильтруют через фильтр «синяя лента» или мембранный фильтр 0,45 мкм.

Для определения взвешенных форм тяжелых металлов после фильтрования неподкисленной воды фильтры с осадками озолотят в смеси кислот (по методике для проб почвы). Холостая проба – минерализат чистого фильтра.

В полученном минерализате определяют содержание металлов на атомно-абсорбционном спектрометре «Квант 2А».

## **Лабораторная работа № 21.**

### **Определение ртути в воде методом беспламенной атомной абсорбции (метод «холодного пара»)**

Ртуть – тяжелый металл, отличающийся высокой токсичностью для любых форм жизни.

Загрязнение почв ртутью определяется функционированием предприятий цветной металлургии, применением ртутьсодержащих фунгицидов, использованием сточных вод в целях орошения и разработкой месторождений ртути. Накопление ртути в окружающей среде некоторые авторы связывают с применением соединений ртути в сельском хозяйстве. В настоящее время соединения ртути в большинстве стран используются практически только в качестве протравителей семян.

Соединения ртути в значительных объемах попадают в водные объекты. Основной путь попадания ртути в водные экосистемы – сбросы сточных вод в виде гомогенных и коллоидных растворов и взвесей.

Количество антропогенной ртути, поступающей в поверхностные водные экосистемы, составляет 57 тыс. т, что в 10 раз превышает поступление из природных источников. В водных экосистемах катионы ртути образуют большое количество устойчивых комплексных соединений с различными органическими и неорганическими лигандами.

Из водной среды растворимые формы ртути выводятся в донные отложения, концентрируясь в небактериальных глинистых илах с периодом полного удаления  $n \cdot 10^4$  лет. Ртуть прочно фиксируется почвой, образуя комплексы с гуминовыми кислотами (период полувыведения ртути из почвы 250 лет) (Черных, 2002).

Анализ образцов на содержание тяжелых металлов проводится на атомно-абсорбционном спектрофотометре «КВАНТ-2А» с применением ртутно-гидридного генератора «ГРГ-107».

**Цель работы:** определить ртуть в пробах воды методом беспламенной атомной абсорбции (метод «холодного пара»)

**Оборудование, реактивы, материалы:** 1) атомно-абсорбционный спектрофотометр «Квант 2А», 2) ртутно-гидридный генератор «ГРГ-107», 3) электрическая плитка, 4) фильтр «синяя лента», 5) мерные колбы на 250 мл, 6) термостойкий стакан на 100 мл, 7) пипетки, 8) воронки, 9) перекись водорода, 10) азотная кислота (х.ч), 11) серная кислота (х.ч), 12) 4% раствор бихромата калия, 13) дистиллированная вода, 14) соляная кислота (х.ч.), 10% раствор двухлористого олова.

**Ход работы:**

Проба воды консервируется азотной кислотой (1 мл азотной кислоты на 300 мл воды). Если пробу надо хранить более 6 часов, дополнительно вносят 4% раствор бихромата калия (4 мл на 1 л пробы).

Пробу воды перемешать, отобрать 100 мл в коническую колбу. (Пробы с содержанием ртути более 10 мкг/л разбавить).

Добавить 5 мл азотной кислоты, 5 мл серной кислоты, 5 мл 4% раствора бихромата калия. Если желтая окраска пробы воды с добавленными реактивами исчезает, дополнительно порциями по 5 мл добавлять 4% раствор бихромата калия до устойчивой желтой окраски (но не более 15 мл). Нагревать 2 часа при температуре 90-95°C под часовым стеклом.

Охладить до  $20 \pm 5^\circ\text{C}$ .

При необходимости довести до объема 100 мл раствором бихромата калия (0,02%).

Определить концентрацию ртути в пробе на ртутно-гидридном генераторе «ГРГ-107», используя в качестве восстановителя 10% раствор двухлористого олова.

**Лабораторная работа № 22.**  
**Определение нефтепродуктов методом инфракрасной  
спектрофотометрии на концентратомере АН-2**

Входящие в состав нефтепродуктов алифатические, алициклические и ароматические углеводороды весьма токсичны и в разной степени растворимы в воде. Особенностью загрязнений нефтепродуктами является способность захватывать и концентрировать другие загрязнения, например, тяжелые металлы и пестициды. Содержание нефтепродуктов в незагрязненных речных и озерных водах может колебаться от 0,01 до 0,20 мг/дм<sup>3</sup>, иногда достигая 1 – 1,5 мг/дм<sup>3</sup> (Лыков, 2005).

ПДКв нефтепродуктов составляет 0,3 мг/дм<sup>3</sup> (лимитирующий показатель вредности – органолептический), ПДКвр – 0,05 мг/дм<sup>3</sup> (лимитирующий показатель вредности – рыбохозяйственный).

Загрязнение водных объектов нефтепродуктами связано с их смывом с автодорог и мест дислокации автотранспорта, с интенсивным использованием сельскохозяйственной техники в агроценозах, иногда и в связи с мытьем автотранспорта на берегу водного объекта.

Определение нефтепродуктов основано на извлечении компонентов нефти из воды экстракцией четыреххлористым углеродом, хроматографическом отделении углеводородов от соединений других классов в колонке с оксидом алюминия и количественном их определении по интенсивности поглощения С-Н-связей метиленовых (-СН<sub>2</sub>-) и металлических (-СН<sub>3</sub>) групп в инфракрасной области спектра.

Определение нефтепродуктов производится методом инфракрасной спектрофотометрии на концентратомере АН-2.

**Цель работы:** определить нефтепродукты в пробах воды методом инфракрасной спектрофотометрии на концентратомере АН-2

**Оборудование, реактивы, материалы:** 1) концентратомер АН-2, 2) экстрактор, 3) аналитическая мельница, 4) весы ВЛТ-500, фильтр «белая лента», 5) мерные колбы на 250 мл, 6) цилиндры на 50 мл, 7) пипетки, 8) делительные воронки, 9) четыреххлористый углерод, 10) сульфат натрия.

**Ход работы:**

Экстракция нефтепродуктов из воды. Анализируемую пробу воды и экстрагент (четырехлористый углерод – СС14) залить в бутылку, закрыть завинчивающейся крышкой и закрепить в экстракторе. На 100 мл пробы добавить 10 мл четыреххлористого углерода (СС14). После окончания работы экстрактора содержимое бутылки перелить в делительную воронку.

После 10-15 минут отстаивания для разделения слоев слить экстракт в чистую сухую колбу. Экстракты обезвоживают сульфатом натрия, добавляя его в колбу небольшими порциями при перемешивании содержимого стеклянной палочкой или встряхиванием. Добавление сульфата натрия прекращают после полного исчезновения эмульсии.

Затем полученный экстракт заливают в предварительно промытую СС14 кювету. Кювету помещают в кюветный отсек анализатора нефтепродуктов и после появления устойчивых значений на цифровом дисплее записывают показания.

Концентрацию нефтепродуктов в пробе воды рассчитывают по формуле:

$$C_B = C_Э * V_Э / V_B,$$

где –  $V_Э$  и  $V_B$  объемы экстрагента и воды, соответственно.

### **Список используемой литературы**

1. Буйволов, Ю.А. Физико-химические методы изучения качества природных вод: метод. Пособие / Ю.А. Буйволов. - М.: Экосистема, 1997. - 17 с.
2. Гусева, Т.В. Гидрохимические показатели состояния окружающей среды: справочные материалы / Т.В. Гусева. - М.: РХТУ им. Д.И. Менделеева, 2005. - 176 с.
3. ГОСТ Р 51593-200 Вода питьевая. Отбор проб. - М.: Госкомстандарт, 2001. - 16 с.
4. ГОСТ Р 52769-2007 Вода. Методы определения цветности М.: Госкомстандарт, 2009 . – 14 с.
5. Комплексные оценки качества поверхностных вод / под ред. А.М. Никанорова. - Л.: Гидрометеиздат, 1984. – 139 с.
6. Никаноров, А.М. Научные основы мониторинга качества вод — СПб.: Гидрометеиздат, 2005. – 576 с.
7. Методические указания по принципам организации системы наблюдений и контроля за качеством воды водоемов и водотоков на сети Госкомгидромета в рамках ОГСНК. – Л.: Гидрометеиздат, 1984. – 58 с.
8. Методика измерений массовой концентрации нефтепродуктов в воде на анализаторе АН-2 АИП 2 840.056.1. – СПб.: «Нефтехимавтоматика-СПб», 2011. – 15 с.

9. Методические указания по принципам организации системы наблюдений и контроля за качеством воды водоемов и водотоков на сети Госкомгидромета в рамках ОГСНК. – Л.: Гидрометеиздат, 1984. – 86 с.
10. Муравьев, А.Г. Руководство по определению показателей качества воды полевыми методами. Изд. 3-е, перераб. и дополн / А.Г. Муравьев. - СПб.: «Крисмас+», 2004. – 154 с.
11. Петин, А.Н. Анализ и оценка качества поверхностных вод : учеб. пособие / А.Н. Петин, М.Г. Лебедева, О.В. Крымская. - Белгород: Изд-во БелГУ, 2006. - 252 с.
12. ЭБС «Лань» [www.e.lanbook.com](http://www.e.lanbook.com)
13. ЭБС «Юрайт» [www.urait.ru](http://www.urait.ru)
14. ЭБС «Университетская библиотека онлайн» <https://biblioclub.ru>
15. ЭБС IPRbooks [www.iprbookshop.ru](http://www.iprbookshop.ru)
16. ЭБС «Рыбохозяйственное образование» <https://klgtu.ru/library/rhobr/>
17. Национальная электронная библиотека <http://нэб.рф/> ФГБУ «Российская государственная библиотека»