



Е. В. Купчинская

**ЛАБОРАТОРНЫЙ  
ПРАКТИКУМ  
ПО ДИСЦИПЛИНЕ  
«ЭКОЛОГИЯ»**

Екатеринбург  
УГЛТУ  
2025

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Уральский государственный лесотехнический университет»  
(УГЛТУ)

Кафедра физико-химической технологии защиты биосферы

Е. В. Купчинская

# **ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ЭКОЛОГИЯ»**

Методические указания по выполнению лабораторных работ  
для всех направлений подготовки

Екатеринбург  
УГЛТУ  
2025

Печатается по рекомендации методической комиссии  
Химико-технологического института УГЛТУ.

Протокол № 1 от 30 сентября 2024 г.

Рецензент – завкафедрой ТЦБПиПП канд. техн. наук *А. В. Савиновских*

Предназначены для всех обучающихся, осваивающих образовательные программы всех направлений и специальностей высшего образования, реализуемых в УГЛТУ.

Редактор Р. В. Сайгина

Оператор компьютерной верстки Е. Н. Дунаева

---

Подписано в печать 01.08.2025

Плоская печать

Формат 60×84 1/16 Поз. 16

Заказ №

Печ. л. 2,32

Тираж 10 экз.

---

Редакционно-издательский сектор РИО УГЛТУ

Сектор оперативной полиграфии РИО УГЛТУ

## Содержание

Введение.....	4
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1 Определение примесей различной степени дисперсности в исследуемой воде.....	5
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2 Определение содержания железа в исследуемой воде.....	8
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3 Определение жесткости исследуемой воды.....	10
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4 Определение растворенного в воде кислорода.....	13
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5 Определение перманганатной окисляемости воды.....	16
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6 Определение азота аммония в исследуемой воде.....	19
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7 Определение азота нитритов в исследуемой воде.....	22
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 8 Определение щелочности исследуемой воды.....	24
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 9 Определение кислотности исследуемой воды.....	26
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 10 Определение растворенного в воде оксида углерода (IV).....	28
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 11 Определение стабильности воды по отношению к бетону методом карбонатных испытаний.....	29
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 12 Определение агрессивности воды по отношению к железу.....	33
Библиографический список.....	38

## Введение

В процессе изучения дисциплины «Экология» студент должен не только хорошо усвоить теоретический материал, предусмотренный программой курса, но и уметь прогнозировать влияние загрязняющих химических веществ на состояние основных компонентов биосферы и владеть практическими навыками аналитического обнаружения и количественного определения загрязняющих веществ.

Лабораторный практикум по дисциплине «Экология» предусматривает приобретение обучающимися практических навыков аналитического обнаружения и количественного определения химических веществ в водных средах, к которым относятся природные поверхностные воды, производственные и коммунальные сточные воды, водные вытяжки, а также отработанные технологические растворы.

Вода является важнейшей составляющей окружающей среды. Общие запасы воды составляют около 1,5 млрд км<sup>3</sup>. Воды Земли, взаимодействуя с другими частями биосферы (атмосферой, педосферой), а также подвергаясь интенсивному техногенному воздействию, изменяют свой химический состав и, зачастую, становятся непригодными для хозяйственного и промышленного использования. Поэтому химический мониторинг качества воды приобретает важнейшее значение при решении вопроса пригодности использования ее для самых различных целей.

Природная вода представляет собой сложную многокомпонентную дисперсную систему, в которой дисперсионной средой является сама вода, а дисперсной фазой – различные примеси, в ней содержащиеся. Поверхностные природные и сточные воды содержат в своем составе огромное количество разнообразных органических и минеральных примесей различного дисперсного и фазового состояния. В зависимости от размера частиц примесей различают взвеси, золи (коллоидные растворы) и истинные растворы.

Существующая классификация примесей воды, разработанная Л. А. Кульским, является большим достижением в теории очистки природных и сточных вод, поскольку устанавливает строгую зависимость метода очистки от фазово-дисперсного состояния присутствующих в ней примесей. На основе данной классификации в практикуме рассмотрены методы количественного определения приоритетных примесей, содержащихся в водах различных категорий, в зависимости от их фазово-дисперсного состояния.

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1

## Определение примесей различной степени дисперсности в исследуемой воде

### 1. Теоретические основы

Процесс водоочистки от разнообразных примесей теоретически впервые обосновал Л. А. Кульский, который установил, что фазово-дисперсное состояние вещества, содержащегося в водной среде, оказывает существенное влияние на процесс очистки воды. На основании данной зависимости им была разработана классификация примесей воды по их фазово-дисперсному состоянию.

Сущность классификации состоит в том, что все примеси воды разделены на 4 группы, которые с водой образуют гомогенные или гетерогенные системы.

К веществам I группы относятся грубодисперсные примеси с размером частичек  $10^{-3} - 10^{-5}$  см, образующие с водой гетерогенную систему.

Грубодисперсные примеси воды представляют собой нерастворимые в воде твердые и жидкие частицы – взвеси (эмульсии, суспензии, пены). Попадают такие вещества в водоемы в результате размывания окружающих пород, смыва почв, а также со сточными водами. Чаще всего это частицы глины, песка, ила, почвы, нефтепродукты, эмульсии минеральных масел и др. На поверхности таких частиц могут адсорбироваться патогенные микроорганизмы, радиоактивные вещества. Грубодисперсные примеси образуют с водой кинетически неустойчивые системы. В состоянии покоя для таких систем характерна седиментация взвешенных частиц, т. е. выпадение частиц в осадок или всплывание в зависимости от их плотности. Такие примеси можно удалять из воды различными способами – отстаиванием, фильтрованием, центрифугированием. Поэтому для их количественного определения широко используются весовые методы.

К веществам II группы относятся примеси коллоидной степени дисперсности (неорганические и органические высокомолекулярные вещества, и вирусы) имеют размер  $10^{-5} - 10^{-6}$  см.

К веществам III группы относятся примеси молекулярной степени дисперсности: растворенные в воде газы, органические вещества (неэлектролиты) и неорганические вещества – слабые электролиты, образующие с водой молекулярные растворы. Размер частичек данной группы  $10^{-6} - 10^{-7}$  см.

Веществами IV группы являются примеси ионной степени дисперсности, к которым относятся вещества, молекулы которых являются сильными электролитами и в водных растворах диссоциируют на ионы. Размер примесей ионной степени дисперсности  $\leq 10^{-7}$  см.

Благодаря такому подходу открываются широкие возможности как использования и разработки эффективных методов удаления различных примесей из воды или водных растворов, так и применения соответствующих методов их аналитического обнаружения и количественного определения. Поэтому определение в воде примесей различной степени дисперсности будем рассматривать на основе изложенной классификации.

### Ход работы

#### **Задача 1. Определение содержания грубодисперсных примесей фильтрованием через бумажный фильтр**

На аналитических весах взвешивают предварительно высушенный в сушильном шкафу при температуре 105<sup>0</sup>С и охлажденный в эксикаторе бюкс с бумажным фильтром. Фильтр помещают в воронку Бюхнера и отфильтровывают через него с помощью водоструйного насоса 100 мл исследуемой воды.

Затем фильтр с осадком переносят в бюкс. Бюкс с осадком выдерживают при температуре 105<sup>0</sup>С в термостатированном шкафу в течение 60 мин, затем охлаждают в эксикаторе до постоянной массы и взвешивают на аналитических весах. Результаты всех взвешиваний заносят в табл. 1.

Таблица 1

Объем исследуемой воды (V), мл	Исходная масса бюкса и фильтра, г	Масса бюкса и фильтра с осадком, г	Масса осадка, г

Общее содержание  $m$  грубодисперсных примесей в исследуемой воде рассчитывают по формуле, г/л:

$$m = \frac{(m_2 - m_1)1000}{V},$$

где  $m_1$  – исходная масса бюкса с фильтром, г;

$m_2$  – масса бюкса с фильтром с осадком, г;

$V$  – объем воды, взятой для исследования, мл.

**Задача 2. Определение сухого остатка**

Сначала взвешивают на аналитических весах сухую фарфоровую чашку. Затем отмеряют цилиндром 50 мл воды, предварительно освобожденной от грубодисперсных примесей. Фарфоровую чашку помещают на плитку и, понемногу приливая воду, упаривают ее до сухого остатка.

После упаривания чашку с осадком помещают в эксикатор и после охлаждения до комнатной температуры взвешивают на аналитических весах. Результаты всех взвешиваний заносят в табл. 2.

Таблица 2

Объем исследуемой воды (V), мл	Исходная масса фарфоровой чашки, г	Масса фарфоровой чашки с осадком, г	Масса осадка, г

Сухой остаток  $C$  грубодисперсных примесей в исследуемой воде, г/л, рассчитывают по формуле:

$$C = \frac{(m_2 - m_1)1000}{V},$$

где  $m_1$  – исходная масса фарфоровой чашки, г;

$m_2$  – масса фарфоровой чашки с осадком, г;

$V$  – объем воды, взятой для исследования, мл.

**Контрольные вопросы**

1. Какой принцип лежит в основе классификации примесей, содержащихся в воде, разработанной Л. А. Кульским?

2. Назовите вещества, относящиеся к примесям грубодисперсным, коллоидной, молекулярной и ионной степени дисперсности. Дайте им характеристику по размерам частиц и фазовому состоянию.

3. Какой метод используется для количественного определения грубодисперсных примесей? Поясните суть данного метода.

4. Какие примеси воды находятся в коллоидном состоянии? Назовите размер частиц коллоидной степени дисперсности.

5. Какие вещества находятся в воде в виде примесей молекулярной степени дисперсности?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2

### Определение содержания железа в исследуемой воде

#### Теоретические основы

Главными источниками соединений железа в природных водах являются процессы химического выветривания и растворения горных пород. Железо реагирует с содержащимися в природных водах минеральными и органическими веществами, образуя сложный комплекс соединений, находящихся в воде в растворенном, коллоидном и взвешенном состоянии. Значительные количества железа поступают с подземным стоком и со сточными водами предприятий металлургической, металлообрабатывающей, текстильной, лакокрасочной промышленности и с сельскохозяйственными стоками. В питьевой воде железо может присутствовать также вследствие применения на муниципальных станциях очистки воды железосодержащих коагулянтов, либо из-за коррозии «черных» (изготовленных из чугуна или стали) водопроводных труб.

Железо помогает поддерживать многие важные функции организма, влияя на уровень жизненной энергии, концентрацию внимания, желудочно-кишечные процессы, иммунную систему и регуляцию температуры тела. Его недостаток или избыток моментально сказывается на самочувствии.

Доказано, что вода с избытком железа приводит к заболеваниям печени, увеличивает риск инфарктов, негативно влияет на репродуктивную функцию, а также служит причиной появления аллергических реакций.

Если постоянно купаться или умываться в железистой воде, возникает риск развития дерматитов и других кожных заболеваний, железо в воде негативно сказывается на липидном барьере кожи и может привести к образованию сыпи.

Высокая концентрация железа может привести к снижению разнообразия живых организмов в водных экосистемах. Некоторые водные организмы не могут выжить в условиях, когда концентрация железа превышает определенный уровень. Это может привести к исчезновению некоторых видов и снижению численности других, что негативно сказывается на балансе экосистемы.

Навредить железо может и коммуникациям: обилие ржавчины в системе способствует выведению из строя любых бытовых приборов, которые используют воду. Газовые нагреватели, стиральные машины, посудомойки – все эти незаменимые помощники находятся под угрозой. Сбои и поломки связаны с возникающими закупорками и засорами, провоцирующими неправильную работу техники. К тому же, металлический налет имеет свойство накапливаться на поверхностях, что в итоге приводит к неисправностям.

**Нормы содержания железа:** для поверхностных вод эта цифра составляет 0,1 мг/л. Согласно нормам СанПиН, в питьевой воде ПДК железа составляет 0,3 мг/л.

Для количественного определения железа в воде веществ используют фотоколориметрический анализ.

## Ход работы

### *Построение градуировочного графика*

В 6 мерных колб емкостью 25 мл пипеткой отбирают 0; 2; 4; 6; 8 и 10 мл стандартного раствора, содержащего 10 мг/л железа. В каждую колбу добавляют по 5 мл 10 %-ного раствора сульфосалициловой кислоты и аммиака (2:3), доводят до метки дистиллированной водой и тщательно перемешивают. Через 10 мин на фотоколориметре измеряют оптическую плотность каждого раствора по отношению к раствору, не содержащему ионов железа при длине волны 400 нм. Кювета 20 мм.

По результатам измерений строят градуировочный график в координатах «оптическая плотность (D) – концентрация железа ( $C_{Fe}$ )».

### *Определение железа в исследуемых растворах*

Для определения железа в исследуемой воде в 1 мерную колбу емкостью 25 мл пипеткой отбирают 10 мл исследуемой воды, добавляют все реактивы, как и при построении градуировочного графика. Измеряют оптическую плотность и рассчитывают концентрацию железа по формуле

$$C = \frac{v \cdot \nu}{a},$$

где  $v$  – концентрация по графику, мг/л;  
 $\nu$  – объем мерной колбы, мл;  
 $a$  – аликвота, взятая для определения, мл.

## Контрольные вопросы

1. Какое влияние оказывает избыток железа на организм человека и водные организмы?
2. Каким методом определяют содержание железа в воде?
3. Перечислите источники поступления железа в водоемы.
4. Какова норма содержания железа в питьевой воде и рыбохозяйственных водоемах?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3

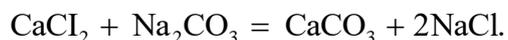
### Определение жесткости исследуемой воды

#### Теоретические основы

Жесткость воды ( $J$ , мг-экв/л) связана с наличием в ней растворимых кальциевых и магниевых солей различных кислот. Общая жесткость воды ( $J_{\text{общ}}$ ) обусловлена наличием в ней суммарного содержания катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , выраженных в мг-экв/л. Жесткость воды подразделяется на карбонатную ( $J_{\text{карб}}$ ), которую называют еще временной жесткостью, и некарбонатную ( $J_{\text{некарб}}$ ) или постоянную. Карбонатная жесткость обусловлена содержанием в воде катионов кальция и магния в виде солей угольной кислоты. Такую жесткость можно практически полностью устранить кипячением воды, переводя растворимые гидрокарбонаты кальция и магния в нерастворимые карбонаты



Некарбонатная жесткость обусловлена наличием в воде кальциевых и магниевых солей других минеральных кислот, исключая угольную кислоту. Такая жесткость не устраняется кипячением. Умягчение воды с таким видом жесткости осуществляют химическим или ионообменным способом



По величине общей жесткости природные воды классифицируются следующим образом: очень мягкая (0–1,5 мг-экв/л), мягкая (1,5–3,0 мг-экв/л), средней мягкости (3,0–4,5 мг-экв/л), довольно жесткая (4,5–6,5 мг-экв/л), жесткая (6,5–11,0 мг-экв/л) и очень жесткая (более 11 мг-экв/л).

Жесткость воды является важной химической характеристикой ее качества, поскольку вода находит широкое применение как в хозяйственно-питьевом водоснабжении, так и в промышленности и, соответственно, по величине жесткости к ней предъявляются определенные требования. Так, допустимая жесткость воды для хозяйственно-питьевого водопользования не должна превышать более 7 мг-экв/л.

Еще более жесткие требования предъявляются по этому показателю при использовании воды в качестве сырья в паросиловых установках. Природная вода совершенно не пригодна для питания паровых котлов из-за образования плотных слоев карбонатных солей на внутренних стенках, которые приводят к перегреву котла и способствуют его быстрому разрушению. Поэтому воду, которую используют для питания паросиловых установок на тепловых электростанциях, подвергают глубокому умягчению.

Вода с повышенной карбонатной жесткостью непригодна для охлаждения технологического оборудования, поскольку при этом вода нагревается и происходит разложение гидрокарбонатов с образованием нерастворимых карбонатов, которые и забивают теплообменную аппаратуру.

### Ход работы

#### **Задача 1. Определение общей жесткости воды**

Пипеткой отбирают 10 мл исследуемой воды в коническую колбу емкостью 250 мл, приливают 5 мл аммиачного буфера и добавляют индикатор эриохром черный Т на кончике шпателя. Если в исследуемой воде присутствуют ионы кальция и магния, то раствор окрашивается в красно-малиновый цвет. Этот раствор медленно титруют 0,05 н. раствором трилона Б до изменения окраски в синюю.

Общую жесткость раствора, мг-экв/л, рассчитывают по формуле

$$Ж_{\text{общ}} = \frac{V_1 N 1000}{V},$$

где  $V_1$  – объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование исследуемой пробы воды, мл;

$V$  – объем исследуемой воды, мл;

$N$  – нормальность раствора трилона Б, г-экв/л.

#### **Задача 2. Определение кальциевой и магниевой жесткости воды**

Пипеткой отбирают 50 мл исследуемой воды в коническую колбу емкостью 250 мл, приливают 1 мл специального буферного раствора. Образовавшийся осадок оксалата кальция отфильтровывают через плотный беззольный фильтр. Фильтрат медленно титруют 0,05 н. раствором трилона Б до изменения окраски в синюю.

Магниевую жесткость, мг-экв/л, рассчитывают по формуле

$$Ж_{\text{Mg}} = \frac{V_2 N 1000}{V},$$

где  $V_2$  – объем раствора трилона Б, израсходованный на титрование исследуемой пробы, мл;

$V$  – объем пробы, взятой для анализа, мл;

$N$  – нормальность трилона Б, г-экв/л.

Кальциевую жесткость ( $Ж_{\text{Ca}}$ ) рассчитывают по формуле:

$$Ж_{\text{Ca}} = Ж_{\text{общ}} - Ж_{\text{Mg}}.$$

Затем вычисляют массовое содержание  $m$ , мг/л, ионов кальция и магния по формуле

$$m = nЭ,$$

где  $n$  – количество эквивалентов данного элемента,

$Э$  – эквивалентная масса данного элемента.

### **Контрольные вопросы**

1. Что называется общей жесткостью воды?
2. В каких единицах выражается жесткость воды?
3. Какие виды жесткости воды существуют?
4. Какой метод используется для определения общей жесткости воды?
5. Какова норма жесткости для питьевой воды?
6. Почему воду с высокой жесткостью нельзя использовать в паросиловых установках?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4

### Определение растворенного в воде кислорода

#### Теоретические основы

Практически в любом водоеме присутствует кислород в растворенной форме. Чаще всего эта форма – гидратированные молекулы  $O_2$ . В зависимости от параметров окружающей среды концентрация кислорода в водоеме может изменяться. Например, при снижении атмосферного давления падает и равновесная концентрация растворенного кислорода. Температура и степень минерализации тоже влияют на эту концентрацию, но иначе. При снижении как температуры, так и степени минерализации водоема, падает и количество растворенного кислорода.

Основные источники кислорода в водоеме – это кислород из воздуха (попадает в воду по механизму абсорбции на поверхности), вода атмосферных осадков (она более насыщенная кислородом), биологическая активность (фотосинтез) водных растений. Также стоит упомянуть, что часто сточные воды имеют достаточно высокую степень насыщения кислородом из-за высокой эффективности процессов оксигенации, применяемых человеком. Таким образом, одним из источников кислорода в водоеме является очищенная и подготовленная сточная вода.

Содержание растворенного кислорода в воде оказывает решающее влияние на жизненный цикл водной фауны и флоры, поскольку при низком уровне его содержания условия жизни водоема становятся неподходящими для его обитателей. Отметим, что кислород участвует в разложении биологических соединений. Таким образом, содержание растворенного кислорода в водоеме является важным фактором благополучия, экологического и санитарного состояния водоемов.

Резкое снижение концентрации растворенного кислорода в водоеме может свидетельствовать о его загрязнении легкоокисляющимися (чаще всего органическими) примесями. Обратим внимание, что биохимические и биологические процессы, происходящие в водоеме, зависят от концентрации растворенного кислорода, и поэтому его резкое снижение приводит к негативным последствиям. Они включают в себя: эвтрофикацию (анаэробными бактериями, фотосинтезирующими бактериями и водорослями), вымирание аэробных организмов (рыбы, моллюсков, планктона и др.), лавинообразный рост концентрации легкоокисляемых органических примесей.

В природных незагрязненных водоемах колебания уровня растворенного кислорода достаточно заметны. Для большинства водоемов характерны годовые, месячные и даже суточные колебания концентрации растворенного кислорода, но его уровень не должен падать ниже определенных значений (чаще всего упоминается пороговое значение в 4 мг/л, поскольку

снижение концентрации ниже этого значения может приводить к массовой гибели фауны водоема).

Растворенный кислород полезен для человека во многих отношениях. Насыщенные этим газом водоемы наилучшим образом подходят, например, для разведения рыбы. Также, высокая степень насыщенности воды водоема кислородом приводит к интенсификации процессов окисления. Именно поэтому проводят аэрацию сточных вод.

Аэрация – один из главных способов очистки сточных вод. Этот метод подходит для воды с любым составом примесей, поскольку в этом процессе многие органические соединения переходят в свою окисленную форму, которая представляет меньшую угрозу, чем восстановленная.

#### *Нормы и ПДК в поверхностных и сточных водах*

В зависимости от типа вод устанавливаются различные нормы содержания растворенного кислорода:

- для рыбохозяйственных водоемов – 6 мг/л для ценных пород рыбы, 4 мг/л – для остальных;
- для воды поверхностных водоемов при измерении до 12 часов дня, концентрация растворенного кислорода должна быть не ниже 4 мг/л;
- при снижении концентрации кислорода ниже 2 мг/л наблюдается массовая гибель фауны водоема, поэтому именно такая концентрация устанавливается в качестве минимальной нормативной для сточных вод.

### **Ход работы**

Специальную склянку наполняют доверху водой, предварительно насыщенной кислородом воздуха, и закрывают пробкой так, чтобы в колбе не было пузырьков воздуха.

Снимают пробку и пипеткой вносят 1 мл 42,5 %-ного раствора хлорида марганца (II). Для этого пипетку погружают до самого дна, а затем, открыв верхний конец пипетки, медленно вынимают ее из колбы.

Другой пипеткой вносят 1 мл смеси гидроксида натрия и йодида калия. В этом случае конец пипетки подводят под уровень раствора, находящегося в колбе, и выпускают содержимое пипетки. Склянку осторожно закрывают пробкой, тщательно взбалтывают в ней содержимое и оставляют на 10 мин для образования осадка.

Через 10 мин часть осветленного раствора, находящегося над осадком, сливают в коническую колбу объемом 250 мл, а оставшийся осадок растворяют добавлением в склянку 5 мл соляной кислоты (2:1). Содержимое склянки тщательно перемешивают и все содержимое переливают в ту же коническую колбу.

Из конической колбы отбирают по 25 мл полученного раствора

в 2 колбы для титрования и выделившийся йод титруют 0,01 н. раствором тиосульфата натрия с добавлением в пробу в качестве индикатора раствора крахмала. Причем сначала титруют без крахмала до светло-желтой окраски (цвета соломы), затем добавляют несколько капель раствора крахмала и продолжают титрование до исчезновения синей окраски.

Для каждого титрования записать объем раствора тиосульфата натрия, пошедшего на титрование, и найти среднее значение.

Концентрацию растворенного в воде кислорода, мг/л, рассчитывают по формуле

$$C_{O_2} = \frac{V_1 N 8 1000}{V},$$

где  $V_1$  – объем раствора  $Na_2S_2O_3$ , пошедшего на титрование пробы, мл;  
 $N$  – нормальность раствора  $Na_2S_2O_3$ , г-экв/л;  
 $V$  – объем раствора, взятого для титрования, мл;  
 8 – эквивалент кислорода.

### Контрольные вопросы

1. Перечислите источники поступления кислорода в водные объекты.
2. О чем свидетельствует резкое снижение содержания кислорода в воде?
3. К чему приводит низкое содержание кислорода в воде?
4. Ниже какой концентрации кислорода происходит массовая гибель фауны водоема?
5. Какие нормы установлены для содержания кислорода в рыбохозяйственных водоемах?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5

### Определение перманганатной окисляемости воды

#### Теоретические основы

Окисляемость воды – это условная величина, характеризующая загрязнение воды различными легкоокисляющимися веществами органического и минерального происхождения. Различают два вида окисляемости – перманганатную и бихроматную.

Окисляемость выражается в миллиграммах кислорода, необходимого для окисления примесей (органических веществ), содержащихся в 1 л воды. В чистых родниковых и артезианских водах окисляемость обычно составляет 1–2 мг O<sub>2</sub>/л. Окисляемость речной воды колеблется в широких пределах от 1 до 60 мг O<sub>2</sub>/л.

Резкое повышение окисляемости природной воды свидетельствует о загрязнении источника и требует применения соответствующих технологических мероприятий при его использовании в системе водопотребления. Внезапное повышение окисляемости питьевой водопроводной воды всегда является следствием загрязнения ее производственными и/или хозяйственно-бытовыми сточными водами.

При определении перманганатной окисляемости в качестве окислителя используют перманганат калия (KMnO<sub>4</sub>) в кислой среде. Однако перманганат калия не способен в силу своего значения стандартного окислительно-восстановительного потенциала окислять все содержащиеся в воде примеси. Степень окисления данным окислителем зависит от химической природы окисляемых веществ и может колебаться в широких пределах.

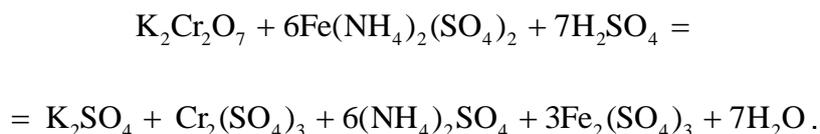
Перманганатная окисляемость является хорошей характеристикой питьевых вод, а также вод рек, защищенных от попадания каких-либо сточных вод. Одним из наиболее распространенных методов определения окисляемости является метод Кубеля (окисление химических веществ в кислой среде). Данный метод основан на способности перманганат иона (MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) восстанавливаться в кислой среде до индивидуального катиона марганца (Mn<sup>2+</sup>) за счет окисления различных веществ, содержащихся в воде. В данном случае метод окислительно-восстановительного титрования описывается следующим уравнением химической реакции:



При загрязнении природных вод производственными сточными водами перманганатная окисляемость не отражает полного содержания в воде органических загрязнений. В этом случае определяют бихроматную окисляемость, когда в качестве окислителя используется бихромат калия (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>),

величина стандартного электродного потенциала которого позволяет определять содержание в воде всех органических веществ, в том числе и трудноокисляемых. Бихроматная окисляемость есть важный показатель качества воды, который получил название *химическое потребление кислорода* (ХПК).

Бихромат калия, окисляя находящиеся в воде органические вещества, сам восстанавливается до солей хрома (III). Концентрацию бихромата калия в растворе определяют с использованием раствора соли Мора –  $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . При этом протекает следующая окислительно-восстановительная реакция:



### Ход работы

5 мл исследуемой воды пипеткой наливают в круглую плоскодонную колбу емкостью 250 мл, добавляют 95 мл дистиллированной воды, 5 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:3), приливают из бюретки 10 мл 0,01 н. раствора  $\text{KMnO}_4$ .

Во вторую колбу наливают 100 мл дистиллированной воды, 5 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:3), приливают из бюретки 10 мл 0,01 н. раствора  $\text{KMnO}_4$ .

Обе колбы накрывают часовыми стеклами, нагревают жидкость до кипения и кипятят в течение 10 мин.

Затем, по истечении 10 мин нагревания, колбы снимают с нагревательного прибора, вносят в них точно 10 мл 0,01 н. раствора  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (щавелевая кислота) и хорошо перемешивают. Происходит обесцвечивание раствора за счет реакции щавелевой кислоты с избытком перманганата калия, оставшегося после окисления органических примесей. Обесцвеченный горячий раствор титруют 0,01 н. раствором  $\text{KMnO}_4$  до появления светло-розовой окраски.

Перманганатную окисляемость воды (X),  $\text{мгO}_2/\text{л}$ , рассчитывают по формуле

$$X = \frac{(V_1 - V) N 8 1000}{V_2},$$

где  $V_1$  – объем 0,01 н. раствора  $\text{KMnO}_4$ , израсходованный на титрование исследуемой пробы, мл;

$V$  – объем 0,01 н. раствора  $\text{KMnO}_4$ , израсходованный на титрование холодной пробы, мл;

$N$  – нормальность раствора  $\text{KMnO}_4$ , г-экв/л;

$V_2$  – объем воды, взятой для анализа, мл.

### Контрольные вопросы

1. Назовите известные вам виды окисляемости воды.
2. В каких единицах измеряется окисляемость?
3. В каких случаях применяют перманганатную, а в каких бихроматную окисляемость воды и почему?
4. О чем свидетельствует резкое повышение окисляемости воды?
5. Какова окисляемость родниковой воды?
6. Какова окисляемость речной воды?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6

### Определение азота аммония в исследуемой воде

#### Теоретические основы

Азотсодержащие вещества в природных водах образуются главным образом в результате разложения белковых соединений, попадающих в нее с хозяйственно-бытовыми сточными водами, а также со стоками содовых, коксохимических, азотнотуковых и других промышленных предприятий. Белковые органические вещества под действием микроорганизмов подвергаются процессам аммонификации и нитрификации, в результате которых образуются неорганические азотсодержащие вещества: аммиак, нитриты и нитраты. Наличие в воде ионов аммония является признаком свежего ее загрязнения.

Растворенный в воде аммиак подвергается процессу окисления кислородом с участием бактерий рода *Nitrosomonas* и *Nitrobacter* в нитриты и нитраты



Объединению различных форм азота в одну группу с целью их использования для оценки степени загрязнения природных поверхностных вод послужило то, что они имеют одинаковый генезис и способность легко переходить из одной формы в другую. По количественному содержанию различных форм азота можно судить о времени загрязнения воды. Наличие в воде ионов аммония и отсутствие нитритов указывает на свежее загрязнение воды. Отсутствие ионов аммония при наличии нитритов и особенно нитратов указывает, что загрязнение воды произошло давно, и, в течение времени произошли процессы самоочищения водоема.

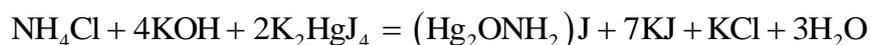
Известно, что ионы аммония, находясь в организме человека, могут вступать в реакцию с белками, вследствие чего развивается денатурация. Из-за продолжительного воздействия вещества на организм нарушается дыхание клеток и тканей, а также происходит поражение центральной нервной системы, печени и органов дыхания. Страдает и пищеварительная система. Известны случаи проблем с сосудами, а также развития онкологических заболеваний. Это происходит при регулярном потреблении воды с уровнем ионов аммония выше 1,5-2 мг/л.

**Нормы содержания азота аммония:** для поверхностных вод эта цифра составляет 0,5 мг/дм<sup>3</sup>. Согласно нормам СанПиН, в питьевой воде ПДК азота аммонийного составляет также 0,5 мг/л.

Для количественного определения азотсодержащих в воде веществ используют фотоколориметрический анализ.

**Азот аммония** определяют при помощи реактива Несслера ( $K_2HgJ_4 + KOH$ ) в присутствии сегнетовой соли. Реактив Несслера готовят следующим образом: 10 г иодида ртути растирают с небольшим количеством дистиллированной воды, прибавляют 5 г иодида калия и охлажденный раствор щелочи (20 г KOH в 50 мл дистиллированной воды), сливают все в мерную колбу емкостью 100 мл и доводят до метки дистиллированной водой.

Реакция соли аммония с реактивом Несслера описывается следующим уравнением



В результате реакции образуется иодид меркураммония. При малых концентрациях ионов аммония в воде (до 2 мг/л) раствор окрашивается в желтый цвет, а при больших концентрациях появляется красно-бурый осадок.

Сегнетову соль  $KNaC_4H_4O_6 \cdot 4H_2O$  прибавляют для предотвращения побочной реакции между ионами  $Mg^{2+}$  и  $OH^-$ , сопровождающейся образованием гидроксида магния, мешающего процессу фотоколориметрирования.

## Ход работы

### *Построение градуировочного графика*

В мерные колбы емкостью 50 мл вносят 0,25; 0,50; 0,75; 1,0; 1,25; 1,50; 1,75; 2,0 и 2,5 мл рабочего раствора с известной концентрацией азота аммония (100 мг/л), 1 мл 50 %-ного раствора сегнетовой соли и 1 мл реактива Несслера, затем доводят объем каждой мерной колбы до метки дистиллированной водой и тщательно перемешивают. Дают стандартным растворам постоять 10 мин, после чего измеряют оптическую плотность каждого стандартного раствора на фотоколориметре в кювете толщиной 10 мм при длине волны 390 нм.

Концентрацию ионов аммония, мг/л, в каждом стандартном растворе рассчитывают по формуле

$$C_{NH_4}^{cm} = \frac{C_{NH_4}^p V^p}{V^{cm}},$$

где  $C_{NH_4}^{cm}$  – концентрация ионов аммония в стандартном растворе, мг/л;  $C_{NH_4}^p$

– концентрация ионов аммония в рабочем растворе, мг/л;

$V^p$  – объем рабочего раствора, мл;

$V^{cm}$  – объем стандартного раствора, мл.

Затем строят градуировочный график в координатах «оптическая плотность – концентрация азота аммония».

**Определение содержания азота аммония в исследуемой воде**

Для определения содержания азота аммония в исследуемой воде в мерную колбу на 50 мл приливают 10 мл исследуемой воды, 1 мл 50 %-ного раствора сегнетовой соли, 1 мл реактива Несслера, доводят объем мерной колбы до метки дистиллированной водой, тщательно перемешивают, выдерживают в течение 10 мин и определяют оптическую плотность аналогично стандартным растворам.

Затем по градуировочному графику определяют концентрацию азота аммония. После чего рассчитывают концентрацию азота аммония с учетом разбавления:

$$C = \frac{C_{гр}V}{a},$$

где  $C_{гр}$  - концентрация азота аммония, определенная по градуировочному графику, мг/л;

$V$  – объем мерной колбы, мл;

$a$  – аликвота, взятая для анализа.

**Контрольные вопросы**

1. Перечислите источники поступления азотсодержащих веществ в водоемы.
2. Какое влияние ион аммония оказывает на организм человека?
3. Каковы нормы содержания азота аммония в питьевой воде и в природных водоемах?
4. Каким методом определяют содержание иона аммония в воде?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7

### Определение азота нитритов в исследуемой воде

#### Теоретические основы

*Нитриты* – это химические соединения, содержащие азот и кислород. Они могут быть образованы в воде из-за различных процессов, включая загрязнение азотными удобрениями, промышленными отходами и сточными водами.

Постоянное употребление воды, загрязненной нитритами, может привести к серьезным проблемам со здоровьем. Нитриты могут образовывать в организме нитрозамин, который является канцерогеном и может вызывать различные виды рака, включая рак желудка и кишечника. Кроме того, высокий уровень нитритов в воде может вызывать метгемоглобинемию – заболевание, при котором кровь не может доставлять достаточно кислорода к тканям организма.

Обнаружение нитритов в воде важно для защиты здоровья общества. Существуют различные методы для определения наличия и количества нитритов в воде, включая тест-полоски, электрохимические датчики и лабораторные анализы. Уже само наличие нитритов в воде необходимо считать серьезным сигналом тревоги и должно приводить к принятию действий для устранения источника загрязнения и обеспечения безопасности питьевой воды.

Вода, загрязненная нитритами, может оказывать отрицательное влияние на животный и растительный мир водоемов. Высокая концентрация нитритов может вызывать увеличение количества водорослей и других растений, что приводит к исчезновению кислорода в воде. Это может привести к гибели рыб и других водных организмов, которые нуждаются в кислороде для выживания.

**Нормы содержания нитритов:** для поверхностных вод эта цифра достигает 0,01 мг/л, а для подземных вод она равна 0,1 мг/л. Согласно нормам СаПиН, в питьевой воде ПДК нитритов составляет 0,08 мг/л. При переводе на азот цифра еще ниже – всего 0,02 мг/дм<sup>3</sup>.

#### Ход работы

##### *Построение градуировочного графика*

В мерные колбы емкостью 50 мл вносят 0; 5; 10; 15; 20; 25; 30 мл рабочего раствора с концентрацией нитрита 0,5 мг/л. В каждую мерную колбу добавляют 30 мл дистиллированной воды, 2 мл реактива Грисса, доводят объем до метки дистиллированной водой, тщательно перемешивают и дают постоять 20 мин. Затем измеряют оптическую плотность каждого стандартного раствора в кювете толщиной 10 мм при длине волны 540 нм по отношению к раствору, не содержащему нитритов.

Рассчитывают концентрацию азота нитритов в каждом стандартном растворе и строят градуировочный график в координатах «оптическая плотность – концентрация азота нитритов».

***Определение содержания азота нитритов в исследуемой воде***

Для определения содержания азота нитритов в исследуемой воде в мерную колбу на 50 мл приливают 10 мл исследуемой воды, добавляют 30 мл дистиллированной воды, 2 мл реактива Грисса, доводят объем мерной колбы до метки дистиллированной водой, тщательно перемешивают и дают постоять 20 мин. Затем измеряют оптическую плотность в кювете толщиной 10 мм при длине волны 540 нм по отношению к раствору, не содержащему нитритов.

Концентрацию азота нитритов рассчитывают по формуле

$$C = \frac{C_{гр}V}{a},$$

где  $C_{гр}$  - концентрация азота нитритов, определенная по градуировочному графику, мг/л;

$V$  – объем мерной колбы, мл;

$a$  – аликвота, взятая для анализа.

**Контрольные вопросы**

1. Перечислите источники поступления азотсодержащих веществ в водоемы.
2. Какое влияние нитриты оказывают на организм человека?
3. Каковы нормы содержания нитритов в питьевой воде и в природных водах?
4. Каким методом определяют содержание нитритов в воде?

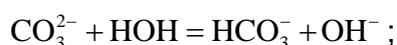
## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 8

### Определение щелочности исследуемой воды

#### Теоретические основы

**Щелочностью воды** (Щ, мг-экв/л) называется содержание в ней веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами. Щелочность объясняется присутствием в воде сильных (NaOH) и слабых (NH<sub>4</sub>OH, анилин, пиридин) оснований, а также солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, NaHS, KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>).

Общая щелочность природной воды (Щ<sub>общ</sub>) связана с наличием в ней ионов OH<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> и HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Наличие в воде свободной концентрации ионов гидроксидов является следствием процесса диссоциации молекул сильных и слабых оснований. Содержание в воде анионов слабых кислот также характеризует щелочные свойства воды. В этом случае химизм образования в воде ионов гидроксидов связан с процессом гидролиза солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой



Определение общей щелочности основано на реакции образования нейтральных солей при титровании воды раствором соляной кислоты. Ионы OH<sup>-</sup> и CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> титруют раствором соляной кислоты с индикатором фенолфталеином или электрометрическим методом до величины рН 8,3, при этом протекают следующие химические реакции



Количественное содержание этих ионов определяет щелочность воды по фенолфталеину.

Ионы HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> титруют раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилового оранжевого или электрометрически до величины рН = 3,6.



Если щелочность по фенолфталеину равна нулю, то общая щелочность определяется присутствием в воде только гидрокарбонат-ионов ( $\text{HCO}_3^-$ ). Поскольку для подавляющего большинства природных вод эти анионы связаны только с катионами кальция и магния, то в случае щелочности по фенолфталеину, равной нулю, можно считать, что общая щелочность воды равна ее карбонатной жесткости.

### Ход работы

100 мл исследуемой воды отмеряют пипеткой и помещают в стаканчик емкостью 150 мл, измеряют рН пробы на рН-метре. Затем пробу титруют с помощью рН-метра 0,1 н. раствором  $\text{HCl}$  до рН 8,3. Записывают объем кислоты, пошедший на титрование.

Затем продолжают титровать 0,1 н. раствором  $\text{HCl}$  до рН 3,6. Записывают объем титранта, пошедший на титрование от рН 8,3 до рН 3,6, и общий объем титранта, израсходованный на все титрование.

Общую щелочность воды, мг-экв/л, вычисляют по формуле

$$Щ_{\text{общ}} = \frac{V N 1000}{V_1},$$

где  $V$  – общий объем 0,1 н. раствора  $\text{HCl}$ , израсходованный на титрование объема исследуемой воды, мл;

$V_1$  – объем воды, взятой для исследования, мл;

$N$  – нормальность раствора  $\text{HCl}$ , г-экв/л.

Карбонатную жесткость, мг-экв/л, рассчитывают по формуле

$$Ж_{\text{к}} = \frac{V_2 N 1000}{V_1},$$

где  $V_2$  – объем 0,1 н. раствора  $\text{HCl}$ , пошедший на титрование исследуемой пробы воды от рН 8,3 до рН 3,6, мл;

$V_1$  – объем воды, взятой для исследования, мл;

$N$  – нормальность раствора  $\text{HCl}$ , г-экв/л.

### Контрольные вопросы

1. Что такое щелочность?
2. С наличием каких ионов связана общая щелочность?
3. Каким образом определяют общую щелочность?
4. Каким образом определяют щелочность по фенолфталеину?
5. Каким образом определяют карбонатную жесткость?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 9

### Определение кислотности исследуемой воды

#### Теоретические основы

**Кислотностью воды** называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными основаниями. Объем 0,1 н. раствора NaOH, израсходованный на титрование таких веществ, соответствует *общей кислотности* воды, обозначаемой буквой «Р» и выражаемой в мг/л. В природных водах кислотность в большинстве случаев зависит только от содержания свободной углекислоты



Часть кислотности, обусловленная наличием гуминовых и других слабых органических кислот, растворенных в воде, называется *естественной кислотностью* воды. Обычно рН такой воды не бывает ниже 4,5.

Сброс промышленных сточных вод, содержащих большое количество сильных кислот или их кислых солей, в природный водоем резко повышает кислотность таких природных вод. Часть общей кислотности, при которой значение рН воды снижается ниже 4,5, называется *свободной кислотностью* воды и обозначается буквой «m».

Кислотность воды определяется методом кислотно-основного титрования пробы воды титрованным раствором сильного основания. Объем 0,1 н. раствора NaOH, при расходе которого значение рН воды достигает величины 4,5, соответствует количеству свободной кислотности (m), а объем раствора 0,1 н. NaOH, при расходе которого значение рН воды достигает 8,3, соответствует общей кислотности (Р). Если значение рН воды больше 8,3, то кислотность такой воды равна нулю.

#### Ход работы

100 мл исследуемой воды отмеряют пипеткой и помещают в стаканчик емкостью 150 мл, измеряют рН пробы на рН-метре. Затем пробу титруют с помощью рН-метра 0,1 н. раствором NaOH до рН 4,5. Записывают объем щелочи, пошедший на титрование.

Затем продолжают титровать 0,1 н. раствором NaOH до рН 8,3. Записывают общий объем титранта, израсходованный на все титрование.

Свободную кислотность воды, мг/л, вычисляют по формуле

$$m = \frac{V_1 N 1000}{V},$$

где  $V_1$  – объем 0,1 н. раствора NaOH, израсходованного на титрование исследуемой пробы до рН 4,5, мл;

$N$  – нормальность раствора NaOH;

$V$  – объем исследуемой воды, взятой для титрования, мл.

Общую кислотность воды, мг/л, вычисляют по формуле

$$P = \frac{V_2 N 1000}{V},$$

где  $V_2$  – общий объем 0,1 н. раствора NaOH, пошедшего на титрование исследуемой пробы до рН = 8,3, мл;

$N$  – нормальность раствора NaOH;

$V$  – объем исследуемой воды, взятой для титрования, мл.

### Контрольные вопросы

1. Что такое кислотность воды?
2. Что такое общая кислотность воды?
3. Что такое естественная кислотность воды?
4. Что такое свободная кислотность воды?
5. Каким методом определяется кислотность воды?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 10

### Определение растворенного в воде оксида углерода (IV)

#### Теоретические основы

К примесям молекулярной степени дисперсности относятся растворимые в воде газы, органические соединения биологического происхождения и вносимые производственными и хозяйственно-бытовыми сточными водами.

#### Ход определения

100 мл исследуемой воды отмеряют пипеткой и помещают в коническую колбу емкостью 250 мл, прибавляют 2–3 капли индикатора фенолфталеина и титруют 0,1 н. раствором NaOH до розовой окраски. По мере титрования CO<sub>2</sub> воздуха растворяется в титруемом растворе. Поэтому результаты первого титрования получаются завышенными. Второе и третье титрование рекомендуется проводить быстрее.

Количество растворенного, CO<sub>2</sub>, мг/л, рассчитывают по формуле

$$C_{CO_2} = \frac{V_1 N \mathcal{E} 1000}{V_2},$$

где  $V_1$  – объем раствора NaOH, пошедшего на титрование, мл;

$N$  – нормальность раствора NaOH, г-экв/л;

$\mathcal{E}$  – эквивалентная масса CO<sub>2</sub>;

$V_2$  – объем аликвоты, взятой для анализа.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 11

### Определение стабильности воды по отношению к бетону методом карбонатных испытаний

#### Теоретические основы

Воды, в которых количество свободной углекислоты равно количеству равновесной углекислоты  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] = [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$ , т. е. для которых соблюдается основное карбонатное равновесие, называются стабильными. Такая вода, протекая по трубопроводам или соприкасаясь длительное время с бетонными сооружениями, не будет оказывать на них неблагоприятного воздействия.

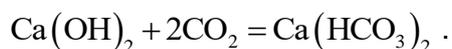
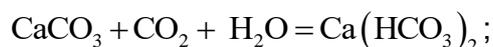
Воды, в которых содержание свободной углекислоты не равно содержанию равновесной углекислоты, называются нестабильными. Нестабильность воды может быть двоякой, а именно содержание свободной углекислоты может быть меньше  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] < [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$  и больше  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] > [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$  содержания равновесной углекислоты. В этом случае вода может быть агрессивной по отношению к таким материалам, как бетоны и железо, или склонна к карбонатным отложениям. Рассмотрим эти два случая с точки зрения химического карбонатного равновесия и принципа Ле Шателье. В том и другом случаях происходит нарушение химического равновесия водной системы, содержащей соответствующие формы углекислоты.

В случае, когда в воде количество свободной углекислоты меньше содержания равновесной углекислоты  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] < [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$ , по принципу Ле Шателье химическое равновесие будет смещено в сторону прямой реакции и результатом этого процесса будет образование малорастворимого  $\text{CaCO}_3$ , выпадающего в осадок. Таким образом, вода с пониженным содержанием свободной углекислоты склонна к карбонатным отложениям. Это приводит к уменьшению поперечного сечения трубопроводов, по которым перекачивается вода, что требует увеличения энергетических затрат на ее подачу к потребителю или замены трубопроводов.

Во втором случае, когда количество свободной углекислоты превышает ее равновесное количество  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] > [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$ , по принципу Ле Шателье равновесие будет смещаться в сторону обратной химической реакции. Избыточная углекислота начнет взаимодействовать с  $\text{CaCO}_3$ , переводя его в растворимый гидрокарбонат кальция –  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

Наличие агрессивной углекислоты в воде является основной причиной агрессивности воды по отношению к таким строительным материалам, как бетоны. Основными химическими компонентами бетонов являются карбонат и гидроксид кальция, которые, взаимодействуя с агрессивной углекислотой, превращаются в водорастворимые гидрокарбонаты кальция, что способствует быстрому разрушению бетонных сооружений.

Процесс разрушения бетонных сооружений может быть проиллюстрирован следующими химическими реакциями, протекающими с участием агрессивной воды:



Бетон и железобетон широко используются в гидротехническом строительстве и в конструкциях очистных сооружений. Своевременный и правильный учет факторов, способных вызвать разрушение бетона в водной среде, имеет важное практическое значение.

По отношению к бетону могут проявлять агрессивность разные виды природных и сточных вод. Существует три вида разрушения бетона:

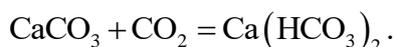
- растворение и выщелачивание составных частей бетона, сопровождающееся образованием растворимых соединений;
- реакции обмена, в результате которых образуются в бетоне рыхлые осадки, способные вымываться во внешнюю среду;
- реакции, в результате которых образуются труднорастворимые соединения.

В зависимости от химической природы коррозионного агента различают следующие основные виды агрессивности воды по отношению к бетону: кислотная, углекислотная, выщелачивающая, магниальная и сульфатная.

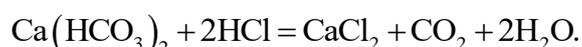
Углекислотная агрессивность воды проявляется при нарушении карбонатного равновесия ввиду наличия агрессивной углекислоты. Определяющим фактором наличия углекислотной агрессивности являются концентрация свободной углекислоты в воде, условия омывания бетона водой и плотность бетона. Предельно допустимые концентрации агрессивной углекислоты в воде, контактирующей с бетоном, определяются в зависимости от общего содержания воды, концентрации гидрокарбонатов, условия протекания коррозии и с учетом данных факторов составляют в пределах 3,0-8,3 мг/л.

Для характеристики стабильности воды по отношению к бетону прежде всего определяют количество свободной углекислоты. Эти определения дают только общее представление о стабильности воды к данному строительному материалу. Для более точного определения данной характеристики воды пользуются методом карбонатных испытаний, по которому нестабильность (агрессивность) воды характеризуют изменением количества связанной формы углекислоты после взаимодействия исследуемой воды с карбонатом кальция. Если вода стабильна, то в ней не будет растворяться

$\text{CaCO}_3$ , если она агрессивна, то прореагирует с карбонатом кальция с образованием  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$



Следовательно, количество связанной углекислоты после контакта агрессивной воды с карбонатом кальция увеличивается. Количество связанной углекислоты определяют так же, как и величину общей щелочности (кислотно-основным титрованием), поскольку связанная углекислота находится в воде в основном в виде гидрокарбонатов. При титровании исследуемой пробы воды гидрокарбонат кальция переходит в хлорид кальция по реакции



Стабилизация воды, содержащей агрессивную углекислоту, проводится реагентами, которые повышают общую щелочность воды. К таким реагентам относятся гидроксид и карбонат натрия и гашеная известь. Процесс снижения агрессивности воды основан на химических реакциях, продуктом которых являются гидрокарбонаты, повышающие щелочность воды.

### Ход работы

В мерный стаканчик емкостью 150 мл отбирают пипеткой 100 мл исследуемой воды, титруют 0,1 н. раствором соляной кислоты до  $\text{pH} = 3,6$ . Замеряют объем 0,1 н. раствора  $\text{HCl}$ , пошедший на титрование пробы исследуемой воды, и рассчитывают количество связанной углекислоты ( $\text{CO}_{2\text{связ}}^{\text{исх}}$ ), мг/л, по формуле

$$\text{CO}_{2\text{связ}}^{\text{исх}} = \frac{V_1 N_{22} \cdot 1000}{V},$$

где  $V_1$  – объем раствора  $\text{HCl}$ , израсходованный на титрование пробы исследуемой воды, мл;

$N$  – нормальность раствора  $\text{HCl}$ , мг-экв/л;

22 – эквивалентная масса  $\text{CO}_2$ ;

$V$  – объем исследуемой воды, мл.

Затем в круглую плоскодонную колбу емкостью 250 мл отбирают 150 мл исследуемой воды, добавляют 3 г порошкообразного карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ ), закрывают плотно резиновой пробкой и устанавливают на лабораторный стол для встряхивания. Колбу встряхивают в течение 1,5 часов.

После окончания встряхивания содержимое колбы отфильтровывают на воронке с бумажным фильтром, отбирают 100 мл в мерный стаканчик емкостью 150 мл и определяют количество связанной углекислоты  $\text{CO}_{2\text{связ}}^{\text{кон}}$  в воде после ее насыщения карбонатом кальция так же, как это делали для исходной воды.

Определяют показатель стабильности воды (С) по формуле

$$C = \frac{\text{CO}_{2\text{связ}}^{\text{исх}}}{\text{CO}_{2\text{связ}}^{\text{кон}}}$$

Если показатель стабильности воды равен 1, то количество связанной углекислоты не изменилось после насыщения исследуемой воды карбонатом кальция. Следовательно, вода стабильна и при соприкосновении с бетоном или известковыми породами ее состав не изменится.

Если  $C > 1$ , вода нестабильна и склонна к карбонатным отложениям, если  $C < 1$  вода агрессивна и увеличение количества связанной углекислоты в этом случае будет происходить за счет растворения карбоната кальция агрессивной углекислотой.

Делают выводы.

### Контрольные вопросы

1. Какие воды называются стабильными?
2. Что будет, если  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] < [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$ ?
3. Что будет, если  $[\text{CO}_2^{\text{св}}] > [\text{CO}_2^{\text{рав}}]$ ?
4. Напишите реакции, иллюстрирующие процесс разрушения бетонных сооружений бетонных конструкций.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 12

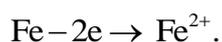
### Определение агрессивности воды по отношению к железу

#### Теоретические основы

Агрессивность воды по отношению к металлам определяется главным образом количеством растворенного в воде кислорода. Кислород попадает в воду непосредственно из воздуха, а также в результате жизнедеятельности растительных организмов, населяющих поверхностные воды. Концентрация растворенного кислорода в воде зависит от его парциального давления в воздухе и температуры воды. При температуре 20<sup>0</sup>С и давлении 760 мм рт. ст. количество растворенного в воде кислорода составляет 9,09 мг/л. Если количество кислорода в воде выше указанной величины, то вода является коррозионно активной по отношению к металлам.

Взаимодействие такой воды с металлом, в частности с железом, является процессом электрохимической коррозии. Механизм этой коррозии заключается в образовании на поверхности раздела фаз микро- и макрогальванических элементов. Металл с большим электроотрицательным значением электродного потенциала будет служить анодом и, в процессе работы, будет окисляться. Катодные участки могут быть представлены включениями других металлов, электродный потенциал которых имеет более электроположительное значение по сравнению с потенциалом анода.

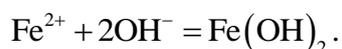
При контакте коррозионно агрессивной воды с поверхностью железа происходит его окисление, при этом железо в виде ионов переходит в раствор



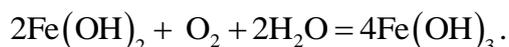
В процессе работы гальванического элемента железо является анодом. На анодном участке будет избыток электронов, которые будут переходить на катодные участки, восстанавливая на них растворенный в воде кислород до гидроксид-ионов (кислородная деполяризация)



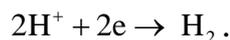
При работе гальванического элемента у поверхности катодных участков в воде происходит повышение концентрации гидроксид-ионов. Вследствие диффузии катионов железа (II) и гидроксид-ионов в воде между катодным и анодным участками происходит образование гидроксида железа (II)



Под действием растворенного в воде кислорода происходит процесс окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III)



При электрохимической коррозии железа в кислой среде на катоде происходит восстановление катионов водорода кислоты до молекулярного водорода (водородная деполяризация)



При наличии в воде растворенного кислорода и свободной углекислоты процесс коррозии железа идет одновременно с кислородной и водородной деполяризацией.

Более общим критерием агрессивности воды по отношению к металлу являются величины окислительно-восстановительных потенциалов рассматриваемых систем. Взаимосвязь между величиной окислительно-восстановительного потенциала (E) и соотношением концентраций окисленной (Ox) и восстановленной (Red) формой данного химического элемента или его соединения выражается уравнением Нернста

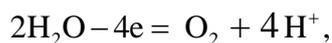
$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Ox}] \cdot [\text{H}^+]^m}{[\text{Red}]},$$

где  $E^0$  – нормальный окислительно-восстановительный потенциал данной системы;

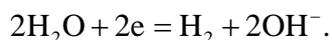
$n$  – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции;

$m$  – число ионов водорода, участвующих в реакции.

Для природных вод значения E обычно колеблются в пределах  $-0,4 \dots +0,7$  В. Область термодинамической устойчивости самой воды как химического соединения также ограничена определенными значениями E и pH. При потенциалах выше верхнего предела устойчивости вода разлагается сильными окислителями с выделением кислорода



а при низких значениях потенциала вода разлагается восстановителями с выделением водорода



Для количественного выражения коррозионной активности воды по отношению к металлу (к железу) исследуют возможность протекания реакции

между водой и железом определенного стандартного состава (фортепианной проволоки). Сущность метода заключается в определении потери массы металла, погруженного в исследуемую воду, по увеличению его содержания в воде.

### Ход работы

Коническую колбу наполняют исследуемой водой. Колбу закрывают резиновой пробкой, к которой снизу прикреплен отрезок фортепианной проволоки длиной  $50 \pm 1$  мм. Закрывая банку пробкой, выдавливают часть воды так, чтобы под пробкой не осталось пузырьков воздуха.

Проволоку перед испытанием очищают наждачной бумагой. Выдерживают проволоку в воде 2 ч, затем банку открывают, отрезок проволоки вынимают так, чтобы вода стекала в банку.

Выливают содержимое колбы в стакан. Поверхность проволоки тщательно очищают от продуктов коррозии небольшим кусочком фильтровальной бумаги так, чтобы продукты коррозии полностью попали в стакан, туда же опускают и фильтровальную бумагу, которой очищали проволоку. Добавляют в стакан 5 мл концентрированной HCl и содержимое банки перемешивают стеклянной палочкой в течение 10 мин, после чего в ней определяют содержание железа колориметрическим методом.

Одновременно определяют содержание железа в исходной исследуемой воде.

Прирост содержания железа рассчитывают, как разность содержания железа в воде, контактирующей с железной проволокой в течение 2 ч и в исходной воде.

Рассчитывают коррозионность воды,  $г/м^2$  в сутки, по формуле

$$K = \frac{\Delta a_{12} \cdot 10^6}{10^3 \pi d l},$$

где  $\Delta a$  – прирост содержания железа в воде после ее 2-часового контакта с проволокой, мг/л;

12 – коэффициент пересчета с 2 часов на сутки;

$10^6$  – коэффициент пересчета  $мм^2$  в  $м^2$ ;

$10^3$  – коэффициент пересчета мг в г;

d – диаметр проволоки, мм; l – длина проволоки, мм.

Коррозионную активность воды оценивают в баллах, используя значения, приведенные в табл.3.

Делают выводы.

Таблица 3

Оценка коррозионной активности воды по отношению к железу

Потеря массы железа, г/м <sup>2</sup> в сутки	Характеристика коррозионной активности воды	Балл
< 2,5	стабильная	1
2,5 – 25	менее стабильная	2
25 – 75	слабо агрессивная	3
75 – 250	агрессивная	4
> 250	сильно агрессивная	5

Количественное определение железа в исходной воде и в воде, контактирующей с железной проволокой в течение 2 ч, осуществляют по градуировочному графику, который строят следующим образом.

### *Построение градуировочного графика*

В 6 мерных колб емкостью 25 мл пипеткой отбирают 0; 2; 4; 6; 8 и 10 мл стандартного раствора, содержащего 10 мг/л железа. В каждую колбу добавляют по 5 мл 10 %-ного раствора сульфосалициловой кислоты и аммиака (2:3), доводят до метки дистиллированной водой и тщательно перемешивают. Через 10 мин на фотоколориметре измеряют оптическую плотность каждого раствора по отношению к раствору, не содержащему ионов железа при длине волны 400 нм. Кювета 20 мм.

По результатам измерений строят градуировочный график в координатах «оптическая плотность (D) – концентрация железа (C<sub>Fe</sub>)».

### *Определение железа в исследуемых растворах*

Для определения железа в исследуемой воде и в воде, контактирующей с железной проволокой в течение 2 часов, в 2 мерные колбы емкостью 25 мл пипеткой отбирают: в первую колбу 10 мл исследуемой воды, а во вторую 10 мл воды после 2-часового контакта с железной проволокой, в обе колбы добавляют все реактивы, как при построении градуировочного графика. Измеряют оптическую плотность обоих растворов и рассчитывают концентрацию железа по формуле

$$C = \frac{v \cdot V}{a},$$

где  $v$  - концентрация по графику, мг/л;

$V$  - объем мерной колбы, мл;

$a$  - аликвота, взятая для определения, мл.

### Контрольные вопросы

1. Чем определяется агрессивность воды по отношению к металлам?
2. Что происходит при контакте коррозионно агрессивной воды с поверхностью железа?
3. Напишите реакцию восстановления кислорода до гидроксид-ионов.
4. Напишите реакции, которые протекают при контакте коррозионно агрессивной воды с поверхностью железа.

**Библиографический список**

1. Клименко, И. С. Экология. Человек и биосфера в XXI веке : учебное пособие / И. С. Клименко. – Сочи : РосНОУ, 2019. – 184 с.
2. Большаков, В. Н. Экология : учебник / В. Н. Большаков, В. В. Качак, В. Г. Коберниченко. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Логос, 2020. – 504 с.
3. Степанова, Н. Е. Основы экологии : учебное пособие / Н. Е. Степанова. – Волгоград : Волгоградский ГАУ, 2019. – 88 с.
4. Липунов, И. Н. Аналитическое определение показателей качества природных и сточных вод: учебное пособие / И. Н. Липунов, И. Г. Первова, Т. И. Маслакова. – Екатеринбург : УГЛТУ, 2018. – 119 с.
5. Липунов, И. Н. Физико-химические процессы в биосфере. Гидросфера: учебное пособие / И. Н. Липунов, И. Г. Первова, А. Ф. Никифоров. – Екатеринбург : УГЛТУ, 2019. – 139 с.
6. СанПиН 2.1.5.980-00.2.1.5 Водоотведение населенных мест, санитарная охрана водных объектов. Гигиенические требования к охране поверхностных вод. Санитарные правила и нормы (утв. Главным государственным санитарным врачом РФ 22.06.2000) (с изм. от 04.02.2011, с изм. от 25.09.2014).

*Для заметок*

*Для заметок*