

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна  
Должность: проректор по учебной работе  
Дата подписания: 24.10.2023 14:03:17  
Уникальный программный ключ:  
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

## МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего профессионального образования  
«Юго-Западный государственный университет»  
(ЮЗГУ)

Кафедра охраны труда и окружающей среды

УТВЕРЖДАЮ

Первый проректор –  
проректор по учебной работе



Е.А.Кудряшов

« 29 » мая 2012 г

## ПРАКТИКУМ ПО ОЦЕНКЕ КАЧЕСТВА ВОДЫ И МЕТОДАМ ЕЁ ОЧИСТКИ

Методические указания по выполнению лабораторных работ  
для студентов специальностей 280700 и 280101

Курск 2012

УДК 540

Составили: В.С. Мальцева, А.В. Сазонова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *Н.В. Кувардин*

**Практикум по оценке качества воды и методам её очистки:** методические указания по выполнению лабораторных работ / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: В.С. Мальцева, А.В. Сазонова Курск, 2012. 42 с.: ил. , табл. 16, прилож. . Библиогр.: с. 42.

Содержат сведения о лабораторных работах, посвященных способам защиты гидросферы от негативного техногенного воздействия, а также классические и современные методы контроля качества воды. Материал методических указаний содержит краткие теоретические сведения, описания методик определения качества воды, указания о применяемом оборудовании и реактивах, а также вопросы для самопроверки, способствующие более глубокому изучению материала.

Методические указания соответствуют требованиям программы, утвержденной учебно-методическим объединением по специальностям техносферная безопасность, безопасность жизнедеятельности в техносфере.

Предназначены для студентов специальностей 280700, 280101 дневной и заочной формы обучения.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60x84 1/16.  
Усл. печ. л. . Уч. - изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ . Бесплатно.  
Юго-Западный государственный университет.  
305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

## Содержание

<b>Введение</b>	4
Лабораторная работа №1	
<b>«Определение органолептических свойств воды. Оценка качества воды по органолептическим свойствам»</b>	5
Лабораторная работа № 2	
<b>«Жесткость воды и способы умягчения»</b>	11
Лабораторная работа № 3	
<b>«Нейтрализация сточных вод. Определение общей и свободной кислотности воды»</b>	18
Лабораторная работа №4	
<b>«Щелочность воды»</b>	22
Лабораторная работа №5	
<b>«Турбидиметрическое определение хлорид-ионов»</b>	26
Лабораторная работа №6	
<b>«Определение химического потребления кислорода (ХПК)»</b>	28
Лабораторная работа №7	
<b>«Определение биологического потребления кислорода (БПК)»</b>	32
Лабораторная работа №8	
<b>«Коагулирование примесей воды»</b>	37
<b>Библиографический список</b>	42

## Введение

Предлагаемые методические указания «Практикум по оценке качества воды и методам её очистки» по выполнению лабораторных работ составлены для студентов специальностей 280700 и 280101, изучающих дисциплину «Системы защиты среды обитания (гидросферы)».

В них вошли лабораторные работы, посвященные способам защиты гидросферы от негативного техногенного воздействия, а также классические и современные методы контроля качества воды.

Лабораторным работам предшествуют краткие теоретические сведения; кроме описания методик определения качества воды приведены вопросы для самопроверки, способствующие более глубокому изучению материала.

## Лабораторная работа №1

### «Определение органолептических свойств воды.

#### Оценка качества воды по органолептическим свойствам»

**Цель работы:** ознакомить студентов с органолептическими способами анализа воды.

В природных условиях - в родниках, озерах, реках - вода всегда содержит некоторое количество примесей за счет взаимодействия с твердыми, жидкими и газообразными веществами. Поэтому фактически всегда вода представляет собой раствор различного часто очень сложного состава.

Кроме солей и газов, природная вода содержит гумусовые вещества, образующиеся при неполном распаде остатков растительных и животных тканей и химическом взаимодействии их с минеральными составляющими почвы.

Оценку качества воды проводят, используя её органолептические свойства. Органолептические свойства воды - это физические показатели, которые определяются с помощью органов чувств. К ним относятся температура, запах, вкус, прозрачность, цветность, мутность.

### **Опыт 1. Определение характера и интенсивности запаха воды**

#### *Оборудование и реактивы*

1. Водяная баня;
2. Термометр;
3. Образцы воды в конических колбах, закрытых часовыми стеклами.

Запах и вкус воды зависят от растворенных в воде газов, состава примесей и температуры. Растворенный в воде кислород и углекислый газ, а также небольшое количество гидрокарбонатов кальция и магния, придают воде приятный освежающий вкус. Присутствие сероводорода, некоторых минеральных солей, а также продуктов разложения растительных и животных организмов являются причинами неприятного запаха и вкуса.

Запахи воды могут быть естественного и искусственного происхождения (от бытовых, промышленных и атмосферных сточных вод).

Характер запаха выражают относительно, пользуясь классификацией запахов воды, представленной в табл. 1.

Таблица 1 - Классификация запахов воды

<b>№ п/п</b>	<b>Характер запаха</b>	<b>Примерный род запаха</b>
1	Ароматический	Цветочный
2	Болотный	Илистый, тинистый
3	Древесный	Запах щепы, древесной коры
4	Землистый	Прелый, запах свежераспаханной земли
5	Плесневый	Затхлый, застойный
6	Рыбный	Рыбный жир, рыбы
7	Сероводородный	Тухлых яиц
8	Травянистый	Свежескошенной травы, сена
9	Неопределенный	

Интенсивность запаха оценивается в баллах в соответствии с табл. 2.

Таблица 2 - Определение интенсивности запаха воды

<b>Интенсивность запаха, баллы</b>	<b>Характеристика</b>	<b>Описание</b>
0	Никакой	Отсутствие осязаемого запаха
1	Очень слабый	Обнаруживается опытным исследованием
2	Слабый	Запах, не привлекающий внимание потребителя, но обнаруживается им, если указать на него
3	Заметный	Легко обнаруживаемый запах, вызывающий неодобрение к воде
4	Отчетливый	Запах, обращающий на се-

		бля внимание и делающий воду неприятной для питья
5	Очень сильный	Запах настолько сильный, что делает воду непригодной для питья

Определение запаха зависит от опыта и индивидуальных особенностей исследователя. Целесообразно определять его группой по 3-5 человек. При выполнении работы нужно соблюдать следующие условия:

- помещение, в котором производится определение запаха воды, должно быть чистым, без запахов;
- должен отсутствовать запах от рук и одежды наблюдателя;
- одному и тому же лицу не следует определять запах длительное время, так как наступает привыкание.

### **Ход определения работы. Обработка результатов**

Определение характера запаха проводят следующим образом: образец подносят к носу, предварительно убрав часовое стекло, и втягивают воздух над столбом жидкости. Используя таблицу 1 и собственные представления о запахах, устанавливают его характер в каждом образце.

Для определения интенсивности запаха колбы с образцами воды помещают в водяную баню и нагревают до температуры 60 °С, снимают часовое стекло и втягивают воздух над столбом жидкости. Используя таблицу 2, оценивают интенсивность запаха в образце. Полученные данные включают в табл. 3.

Таблица 3 - Характер и интенсивность запаха

<b>№ образца вода</b>	<b>Характер запаха</b>	<b>Интенсивность запаха, баллы</b>
1		
2		
3		

Сделать вывод о пригодности исследуемых образцов воды для питья в соответствии с требованиями ГОСТ Р 51232-98 «Вода

питьевая. Общие требования к организации и методам контроля качества».

## **Опыт 2. Определение прозрачности воды**

### *Оборудование и реактивы*

1. Мерный цилиндр высотой более 30 см с оптически чистым дном;
2. Измерительная линейка;
3. Лист белой бумаги;
4. Шрифт;
5. Образцы воды в колбах.

Определение прозрачности воды производится **тремя методами**:

- с помощью белой доски или дисков (на месте отбора проб);
- по кресту (при контроле очистных сооружений);
- с помощью шрифта (в лабораторных условиях).

### **Ход выполнения работы. Обработка результатов**

Под цилиндр высотой более 30 см с оптически чистым дном подкладывают «шрифт». Исследуемый образец воды из колбы наливают в цилиндр до тех пор, пока «шрифт» не будет читаться. Высоту столба воды в цилиндре, на которой читается «шрифт», измеряют линейкой. Полученные результаты заносят в табл. 4

Таблица 4 -Прозрачность воды

<b>№ образца воды</b>	<b>Прозрачность (П), см</b>
1	
2	
3	

Сделать вывод о пригодности исследуемых образцов воды для питья в соответствии с требованиями ГОСТ Р 51232-98 «Вода питьевая. Общие требования к организации и методам контроля качества».



### **Опыт 3. Определение цветности воды методом сравнения**

#### *Оборудование и реактивы*

1. Серия рабочих стандартных растворов в цилиндрах на 50 мл (1-10) - шкала цветности;
2. Эталонный раствор для приготовления шкалы цветности, который готовят смешением 350 мл раствора «а», 200 мл раствора «б» и 450 мл раствора «в». Цветность эталонного раствора составляет 500 градусов;
3. Раствор «а»: 0,25 г  $K_2Cr_2O_7$  (ч.д.а.) растворяют в дистиллированной воде, добавляют 1 мл конц.  $H_2SO_4$  и доводят водой до 1 л;
4. Раствор «б»: 0,5 г  $CoSO_4 \cdot 7H_2O$  (ч.д.а.) растворяют в дистиллированной воде, добавляют 0,5 мл конц.  $H_2SO_4$  и доводят водой до 1 л;
5. Раствор «в»: 5 мл конц.  $H_2SO_4$  разбавляют водой до 1 л.

Чистые природные воды в малом объеме почти бесцветны, в толстом слое имеют голубоватый оттенок. Другие оттенки свидетельствуют о наличии в воде различных примесей. Чаще всего это комплексные соединения железа, а также вещества почвенного и растительного происхождения. В присутствии этих веществ вода окрашивается от желтого до бурого цвета.

На цветность воды также влияют окрашенные вещества сточных вод. Интенсивно окрашенными бывают производственные сточные воды предприятий, применяющих красители.

Интенсивность определяют через два часа после отбора проб. Если вода содержит большое количество взвешенных веществ, воду вначале фильтруют.

Цветность находят визуально, сравнивая цвет воды с эталонной шкалой цветности, или фотометрически с помощью фотоколориметра.

#### **Ход выполнения работы. Обработка результатов**

Цилиндры (№1-№10) с искусственными стандартами цветности ставят на лист белой бумаги. Интенсивность окраски исследуемого образца в цилиндре емкостью 50 мл сравнивают с окраской стандартных растворов, наблюдая сверху интенсивность окраски столбов жидкости. Шкала цветности представлена в табл. 5.

Таблица 5 - Шкала цветности

№ цилиндра	Объём введенного эталонного раствора, мл	Цветность, °
1	1,0	10
2	2,0	20
3	3,0	30
4	4,0	40
5	5,0	50
6	6,0	60
7	7,0	70
8	8,0	80
9	9,0	90
10	10,0	100

Полученные результаты измерений заносят в табл. 6.

Таблица 6 - Цветность анализируемой воды

Номер образца воды	Цветность, градусы
1	
2	
3	

Сделать вывод о пригодности исследуемых образцов воды для питья в соответствии с требованиями ГОСТ Р 51232-98 «Вода питьевая. Общие требования к организации и методам контроля качества».

### Вопросы для самопроверки

1. Какие свойства воды называются органолептическими?
2. От каких факторов зависит запах и вкус воды?
3. Как классифицируют запахи воды?
4. Какие условия необходимо соблюдать при определении запаха воды?
5. Как производится определение характера и интенсивности запаха воды?

6. Какие методы используют при определении прозрачности воды?
7. Как определяют прозрачность воды “по шрифту”?
8. Чем обусловлена цветность воды?
9. Какими методами определяют цветность воды?
10. Как проводят определение цветности воды методом сравнения с искусственными стандартами?

## **Лабораторная работа № 2**

### **«Жесткость воды и способы умягчения»**

**Цель работы:** ознакомить студентов со способами устранения жесткости воды и методами её определения.

Ионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  и другие обуславливают **жесткость природных вод**. Так как концентрация этих ионов в воде, за исключением  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , крайне мала, то общая жесткость природных вод характеризуются суммой ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , выраженной в миллимоль-эквивалентах на 1 литр.

Различают следующие **виды жесткости**: общую, временную, постоянную, карбонатную и некарбонатную.

**Общей жесткостью** называется суммарная концентрация ионов  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  в воде, выраженная в мэкв/л.

**Постоянная жесткость** - часть общей жесткости, которая остается после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени.

**Временная жесткость** - часть общей жесткости, которая удаляется после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Она равна разности между общей и постоянной жесткости.

**Карбонатная жесткость** обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния:  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ .

**Некарбонатная жесткость** связана с присутствием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния ( $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ). Она равна разности между общей и карбонатной жесткостью.

Ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  не представляют опасности, но значительное их содержание в воде приводит к перерасходу мыла, ухудшению вкуса продуктов и т.д. В котлах образуется слой накипи, сни-

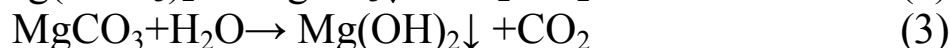
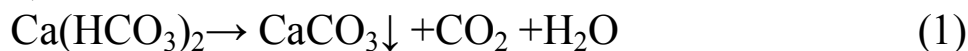
жающий коэффициент теплопередачи, что приводит к перерасходу электроэнергии.

Использование природной воды в технике требует её предварительной очистки. Процесс, приводящий к снижению жесткости воды, называется **умягчением воды**.

**Способы умягчения** воды можно разделить на три основные группы:

- термический;
- реагентный;
- ионный обмен.

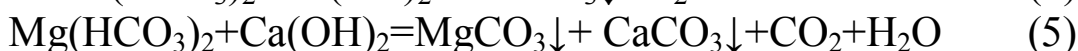
Временная или карбонатная жесткость устраняется **термическим методом**, т.е. при нагревании воды до 70-80°C. При этом протекают реакции:



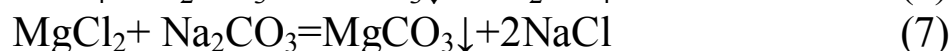
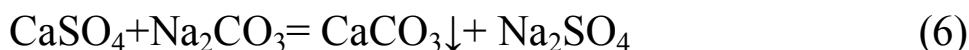
Термическое умягчение воды связано со значительными затратами, поэтому применяется лишь в тех случаях, когда вода должна подвергаться соответствующему нагреву.

**Реагентное умягчение воды** основано на осаждении малорастворимых соединений кальция и магния. В зависимости от используемых реагентов методы классифицируют на известковый, содовый, известково-содовый, щелочной, фосфатный и бариевый.

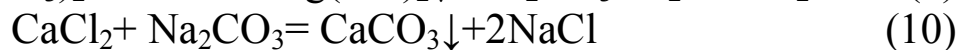
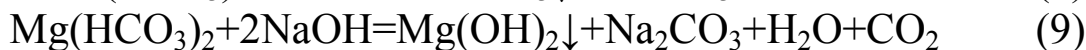
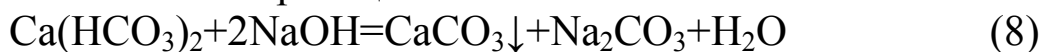
При добавлении **гашеной извести** устраняется карбонатная жесткость воды:



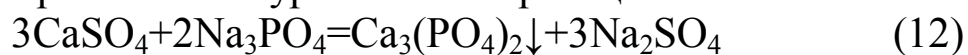
Некарбонатную жесткость воды можно устранить прибавлением соды:



**Щелочной метод** умягчения воды описывается следующими уравнениями химической реакции:

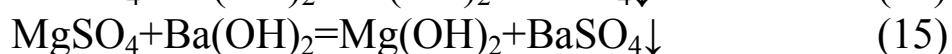
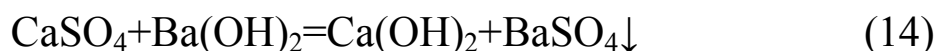


**Фосфатный метод** умягчения воды является наиболее эффективным реагентным методом. Химизм процесса умягчения воды фосфатом натрия связан с уравнениями реакции:



Фосфаты кальция и магния обладают малой растворимостью в воде, поэтому умягчение воды происходит достаточно глубоко.

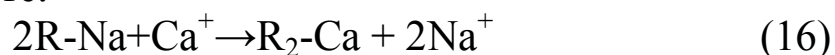
**Бариевый метод** умягчения воды основан на введении в неё гидроксида бария:



Этот метод умягчения воды очень дорогой, кроме того бариевые соли ядовиты, поэтому их используют ограничено.

Современные методы устранения жесткости связаны с **ионным обменом**; используют вещества - **иониты**, способные к сорбционному обмену ионов с раствором электролита. Вещества, обменивающие катионы, называются **катиониты**; вещества, обменивающие анионы - **аниониты**.

Для устранения жесткости этим методом воду пропускают через слой катионита в Na-форме. При этом катионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  находящиеся в воде, обмениваются на катионы Na, содержащиеся в применяемом катионите:



Когда процесс ионного обмена доходит до равновесия, ионит утрачивает способность умягчать воду. Однако любой ионит легко подвергается регенерации. Для этого через катионит пропускается раствор NaCl или HCl.

При этом ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  входят в раствор, а катионит вновь насыщается ионами  $\text{Na}^+$  или  $\text{H}^+$ .

Каждый катионит обладают определенной обменной способностью, которая выражает то количество катионов, которое может задержать катионит в течение фильтроцикла.

**Обменной емкостью катионита** называют максимальное количество ионов (в мэкв/л или мэкв/г), поглощенное 1 г катионита обменным путем:

$$E = \frac{Ж \cdot V}{m}, \quad (17)$$

где  $V$  - объём воды, пропущенной через катионит, л;  
 $Ж$  - жесткость воды, мэкв/л;  
 $m$  - масса катионита, г;  
 $E$  - объёмная ёмкость ионита, мэкв/г.

Расчеты, связанные с жесткостью воды, проводят по формуле:

$$Ж = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V}, \quad (18)$$

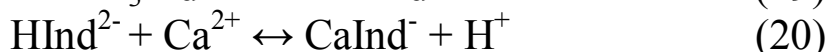
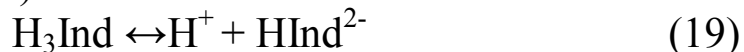
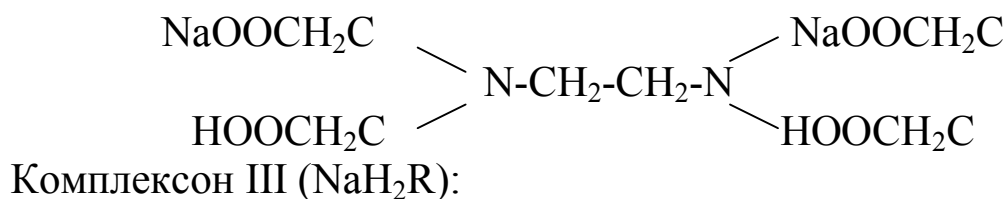
где  $Ж$  - жесткость воды, мэкв/л;  
 $m$  - масса ионита, соли, содержащихся в воде или реагента, добавленного для устранения жесткости, мг;  
 $M_{\text{Э}}$  - эквивалентная масса иона, соли, реагента;  
 $V$  - объём воды, л.

### *Оборудование и реактивы*

1. Титровальная установка (штатив, бюретка, титровальные колбы, вспомогательная колба);
2. Мерные цилиндры (стаканы) или пипетка на 100 мл;
3. 0,05 н. раствор комплексона III;
4. Эриохром черный Т;
5. Водопроводная вода.

### **Опыт №1. Определение общей жесткости воды комплексометрическим способом**

Наиболее распространённый способ определения общей жесткости воды - **комплексометрический**. Он основан на образовании ионами  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  прочных внутрикомплексных соединений с комплексомом III. В качестве индикатора при определении общей жесткости воды используется краситель - **эриохром чёрный Т**. В щелочной среде (pH=8-11) ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  образуют с эриохром чёрный комплексы фиолетового цвета менее прочные, чем комплексы этих металлов с комплексомом III. При титровании пробы воды комплексомом III в присутствии эриохрома фиолетовые комплексы кальция и магния разрушаются, образуя комплексы этих металлов с комплексомом III, не имеющих окраску. Поэтому в точке эквивалентности фиолетовая окраска переходит в синюю, обусловленную окраской индикатора  $\text{HInd}^{2-}$  (эриохром  $\text{H}_3\text{Ind}$ ):



### Ход выполнения работы. Обработка результатов

Измеряют пипеткой 100,00 мл анализируемой воды, переносят в коническую колбу для титрования, добавляют 5-7 мл аммиачного буферного раствора и 1-2 мл микрошпателя эриохром чёрный Т.

Приготовленную пробу медленно при постоянном перемешивании титруют раствором комплексона III до перехода окраски индикатора из фиолетовой в синюю. Записывают объёма раствора комплексона III, пошедшего на титрование. Повторяют титрование ещё раз. Если результаты двух титрований совпадают ( $\Delta V \leq 0,1$  мл), рассчитывают общую жесткость воды. В противном случае титруют ещё одну пробу.

Найдите среднее значение объёма раствора комплексона III, израсходованное на титрование.

Общую жесткость ( $J_0$ , мэkv/л) воды высчитывают по закону эквивалентов:

$$J_0 = \frac{V_2 \cdot N_2 \cdot 1000}{V_1}, \quad (22)$$

где  $V_1$ - объём анализируемой воды, мл;

$V_2$  - объёма раствора комплексона III, мл;

$N_2$  - нормальная концентрация раствора комплексона III, экв/л.

Результаты опыта сведите в табл. 7.

Таблица 7 - Результаты определения общей жесткости воды

Объём раствора комплексона III, $V_2$	Нормальная концентрация раствора комплексона III, $N_2$	Объём исследуемой воды, $V_1$	Общую жесткость воды, $J_0$

Сделайте вывод о пригодности воды для питья по величине её жесткости.

### **Опыт 2. Умягчение воды термическим способом и определение остаточной жесткости**

Определение основано на сравнении величин общей жесткости воды до и после кипячения. Гидрокарбонаты кальция и магния при этом переходят в карбонаты, и объёма комплексона III, пошедшего на титрование покипяченной пробы, характеризует величину **остаточной жесткости**. Устранимую жесткость находят по разности между общей и остаточной жесткостью.

#### **Ход выполнения работы. Обработка результатов**

В коническую колбу для титрования отмерить пипеткой 100,00 мл исследуемой воды. Термостойким карандашом по стеклу отметить уровень воды в колбе. Закрывать колбу воронкой и кипятить 1 час. По мере испарения в колбу осторожно прилить дистиллированную воду до метки. После охлаждения профильтровать кипяченую воду через сухой фильтр в сухую чистую колбу. Добавить 5-7 мл аммиачной буферной смеси, 1-2 мл микрошпателя эриохрома титровать раствором комплексона III, рассчитать остаточную жесткость по выше указанной формуле. Результаты опыта сведите в табл. 8.

Таблица 8 - Результаты по умягчению воды термическим методом

<b>Объём раствора комплексона III, <math>V_2</math></b>	<b>Нормальная концентрация раствора комплексона</b>	<b>Объём исследуемой воды, <math>V_1</math></b>	<b>Остаточная жесткость, <math>J_{ост}</math></b>	<b>Устранённая жесткость, <math>J_{уст}</math></b>

Сделайте вывод по результатам анализа о термическом способе устранения жесткости.



### Опыт 3. Умягчение воды методом катионирования

Через колонку, заполненную катионитом, пропустите 300-400 мл водопроводной воды. Скорость фильтрации регулируется зажимом и не должна превышать 15 капель в минуту. Умягченную воду соберите в стакан, ополоснутый первыми порциями фильтрата. Определите общую жесткость умягченной воды (см. опыт 1). Результаты опыта сведите в табл. 9.

Таблица 9 - Результаты по умягчения воды ионным обменом

Объём раствора комплексона III, $V_2$	Нормальная концентрация раствора комплексона III, $N_2$	Объём исследуемой воды, $V_1$	Общая жесткость после катионирования, $J_0'$

Растайте число молей эквивалентов ионов жесткости, поглощённых катионитом из каждого литра водопроводной воды,  $J_0 - J_0'$ . Сделайте вывод об умягчении воды методом ионного обмена.

### Вопросы для самопроверки

1. Жесткость воды и причины её образования. Единицы измерения жесткости.
2. Виды жесткости: временная, постоянна, общая, карбонатная и некарбонатная. Какими ионами они обусловлены?
3. Негативные последствия использования жесткой воды в промышленности.
4. Основные методы умягчения промышленных вод. Чем руководствуются при их выборе?
5. Термический метод умягчения. Достоинства и недостатки.
6. Реагентные методы, используемые для умягчения воды.
7. Какие химические реакции происходят при устранении жесткости методом: а) известкования; б) содовым; в) фосфотирования; г) добавления гидроксида натрия.
8. Сущность ионообменного метода умягчения воды.
9. Ионообменная емкость катионита и анионита. В каких единицах она выражается? От каких факторов зависит?

10. Как проводят регенерацию ионитов? Какими реагентами можно воспользоваться для регенерации катионитов?

### **Лабораторная работа № 3** **«Нейтрализация сточных вод.»**

#### **Определение общей и свободной кислотности воды»**

**Цель работы:** на примерах определения общей и свободной кислотности воды познакомить студентов с методом титрометрического (объёмного) анализа, уяснить, чем обусловлена кислотность воды и виды кислотности, научиться вести расчет по нейтрализации сточных вод.

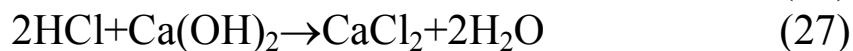
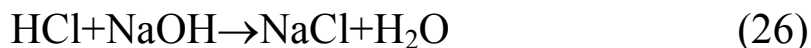
**Химические методы очистки воды** основаны на использовании реагентов и применяются для снижения щелочности и кислотности, уменьшения жесткости воды, осаждения из сточных вод загрязнений и т.д.

**Нейтрализацией** называется обработка воды с целью регулирования значения pH, т.е. снижения щелочности и кислотности.

Артезианская вода может стать кислой после прохождения ее через гранитные породы, в которых содержится повышенное содержание диоксида углерода CO<sub>2</sub>. Её нейтрализуют различными щелочными реагентами:



Кислые производственные сточные воды также нейтрализуют щелочами:



При обработке сточных вод обязательно рассматривается возможность взаимной нейтрализации кислых и щелочных стоков, если и те и другие образуются в технологическом процессе производства.

При расчете количеств нейтрализующего вещества составляют стехиометрическое уравнение реакции и принимают величину на 10% больше расчетной.

Можно вести расчеты дозы реагента, используя **закон эквивалентов**:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2, \quad (28)$$

где  $N_1, N_2$  - нормальности растворов (сточных вод и реагентов);

$V_1, V_2$  - объемы растворов.

$$\frac{m_1}{M_{э(1)}} = \frac{N_2 \cdot V_2}{1000}, \quad (29)$$

где  $m_1$  и  $M_{э(1)}$  - масса и эквивалентная масса реагентов,  
 $N_2$  и  $V_2$  - нормальность и объем сточной воды.

**Кислотность** природных и сточных вод обусловлена присутствием в них ионов водорода, которые могут находиться в свободном и связанном состоянии. Ионы водорода могут образоваться при диссоциации свободных кислот (слабых и сильных), некоторых кислых солей (например,  $\text{NaHSO}_3$ ), а также вследствие гидролиза солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами. Различают общую и свободную кислотность.

**Общей кислотностью воды** называется сумма растворённых веществ, реагирующих с сильными щелочами.

В состав общей кислотности входят несколько компонентов, которым отвечают определённые интервалы изменения pH. Так, в интервале от 0 до 4,5 кислотность воды обусловлена присутствием свободных сильных кислот; солями, образованными сильными кислотами и слабыми основаниями; свободной углекислотой. Эти компоненты образуют свободную кислотность воды.

Если pH воды больше 4,5, то свободная кислотность её равна 0.

В интервале pH от 4,5 до 8,3 кислотность воды создаётся в основном слабыми нелетучими кислотами (например, гуминовые и другие).

**Свободная кислотность**, как правило, присуща только сточным и подземным водам, где концентрация свободной углекислоты довольно высока.

Аналитически общая и свободная кислотности определяются методом нейтрализации, т.е. титрованием воды сильными щелочами, и выражается в мэкв/л.

*Оборудование и реактивы*

1. Титровальная установка (штатив, бюретка, титровальные колбы, вспомогательная колба);
2. Мерные цилиндры (стаканы) или пипетка на 100 мл;
3. 0,1н раствор гидроксида натрия;
4. 0,1%-ный спиртовой раствор фенолфталеина;
5. 0,05%-ный водный раствор метилоранжа;
6. Водопроводная вода и контрольные образцы воды.

**Опыт 1. Определение общей кислотности воды****Ход выполнения работы. Обработка результатов**

В титровальную колбу наливают 100 мл испытуемой воды, прибавляют 2-3 капли раствора фенолфталеина и титруют раствором щелочи до установления точки эквивалентности по появлению устойчивее розовой окраски. Фиксируют уровень раствора щелочи в бюретке. Проводят не менее 3-х титрований. Расчет общей кислотности воды ( $K_O$ , мг-экв/л) осуществляют по формуле:

$$K_O = \frac{N_{щ} \cdot V_{щ} \cdot 1000}{V_B}, \quad (30)$$

где  $K_O$  - общая кислотность, мг-экв/л;

$N_{щ}$  - нормальность щелочи, г-экв/л;

$V_{щ}$  - объем титрованного раствора щелочи, пошедшего на титрование 100 мл воды, мл;

$V_B$  - объём анализируемой воды, мл;

1000 - переводной коэффициент.

Результаты титрования включить в табл. 10.

Таблица 10 - Общая кислотность воды

Образец воды	Объем воды, мл	Объем раствора щелочи, мл	Нормальность щелочи, г-экв/л	Общая кислотность $K_O$ , мг-экв/л
Питьевая вода	100		0,1	
	100		0,1	
	100		0,1	
Контрольный	100		0,1	
	100		0,1	

образец	100		0,1	
---------	-----	--	-----	--

### Опыт 2. Определение свободной кислотности воды

В титровальную колбу наливают 100 мл испытуемой воды, добавляют 2-3 капли раствора метилоранжа и титруют раствором щелочи до появления заметной оранжевой окраски. Фиксируют уровень раствора щелочи в бюретке. Проводят не менее 3-х титрований. Расчет свободной кислотности ( $K_C$ , мг-экв/л) осуществляют по формуле:

$$K_C = \frac{N_{щ} \cdot V_{щ} \cdot 1000}{V_B}, \quad (31)$$

где  $K_C$  - свободная кислотность, мг-экв/л;

$N_{щ}$  - нормальность титрованного раствора щелочи, г-экв/л;

$V_{щ}$  - объем титрованного раствора щелочи, пошедшего на титрование 100 мл воды, мл;

$V_B$  - объём испытуемой воды, мл;

1000 - переводной коэффициент.

Результаты титрования включить в табл. 11.

Таблица 11 - Свободная кислотность воды

Образец воды	Объем воды, мл	Объем раствора щелочи, мл	Нормальность щелочи, г-экв/л	Свободная кислотность $K_C$ , мг-экв/л
Питьевая вода	100		0,1	
	100		0,1	
	100		0,1	
Контрольный образец	100		0,1	
	100		0,1	
	100		0,1	

### Вопросы для самопроверки

1. Что понимают под кислотностью воды? Чем она обусловлена?
2. Какие виды кислотности выделяют? Что характеризует активную кислотность?

3. Что называют общей кислотностью воды? Присутствием каких веществ она создаётся?
4. Как аналитически определяют общую кислотность воды?
5. Что называют свободой кислотностью воды? Присутствием каких веществ она создается?
6. На какие виды делят свободную кислотность? Охарактеризуйте их.
7. Как аналитически определяют свободную кислотность?
8. Какая кислотность выше: общая или активная? Почему?
9. Какая кислотность выше: общая или свободная? Почему?
10. При каких значениях рН в воде присутствует общая кислотность? При каких значениях рН в воде присутствует свободная кислотность?

#### **Лабораторная работа №4** **«Щелочность воды»**

**Цель работы:** уяснить, чем обусловлена щёлочность воды, и виды щёлочности.

Под общей **щелочностью** воды понимают содержание в ней веществ, вступающих в реакцию нейтрализации с сильными кислотами.

Щелочность природных и сточных вод обусловлена присутствием в ней гидроксид-ионов, находящихся не только в свободном, но и в связанном состоянии, способных вступать в реакцию нейтрализации с сильными кислотами.

Гидроксид-ионы, обуславливающие щёлочность воды, образуются при диссоциации свободных оснований (сильных и слабых), а также вследствие гидролиза солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами.

Концентрация реально присутствующих ионов  $\text{OH}^-$  в растворе при данных условиях характеризуется активной щёлочностью, которая устанавливается при колориметрическом и потенциометрическом определении рН.

Концентрация ионов  $\text{OH}^-$ , которая определяется в процессе проведения реакции нейтрализации, характеризует общую щёлочность воды.

**Общая щелочность воды** определяется в лабораторных условиях методом кислотно-основного титрования. В качестве титранта используют титрованный раствор соляной или серной кислоты в присутствии индикатора - метилоранжа. Общая щелочность определяется количеством титрованного раствора сильной кислоты (мг-экв/л), которое необходимо для полной нейтрализации исследуемого раствора по достижении рН 4,5. Точка эквивалентности, соответствующая окончанию реакции нейтрализации, определяется визуально по изменению окраски индикатора.

Общая щелочность включает сумму растворенных веществ, реагирующих с сильными кислотами. В природных и сточных водах при рН > 8,3 щелочность в основном создается присутствием гидратов, гидрокарбонатов, карбонатов, гуматов и силикатов металлов:

$$\text{Щ}_O = \text{Щ}_Г + \text{Щ}_{ГК} + \text{Щ}_К + \text{Щ}_{ГУМ} + \text{Щ}_{СИЛ} \quad (32)$$

Каждая из этих составляющих существует в строго определенном интервале рН.

Гидрокарбонатная составляющая существует в основном в интервале рН от 4,5 до 8,3 (в этом интервале в окрашенных водах может быть и гуматная щелочность). В интервале рН от 8,3 до 12,4 щелочность создается как гидрокарбонатной, так и карбонатной составляющими. При рН больше 12,4 существуют только гидратная и карбонатная составляющие. Если рН меньше 4,5, то её общая щелочность равна нулю.

Та часть общей щелочности, которая соответствует количеству кислоты, необходимому для понижения рН воды до 8,3, называется **свободной щелочностью**. Свободная щелочность определяется титрованием воды кислотой в присутствии фенолфталеина и выражается в мг-экв/л. Если рН воды меньше или равна 8,3, то свободная щелочность отсутствует.

Следовательно, общая и свободная щелочность определяются методом нейтрализации, т.е. титрование воды сильными кислотами и выражаются в мг-экв/л.

### *Оборудование и реактивы*

1. Титровальная установка (штатив, бюретка, титровальные колбы, вспомогательная колба);

2. Мерный цилиндр (стакан) или пипетка на 100 мл;
3. 0,1 н. раствор соляной (серной) кислоты;
4. 0,1 %-ный спиртовой раствор фенолфталеина;
5. 0,05%-ный водный раствор метилоранжа;
6. Водопроводная вода.

### Опыт 1. Определение общей щёлочности воды

#### Ход выполнения работы. Обработка результатов

В Титровальную колбу наливают 100 мл испытуемой воды, 2-3 капли раствора метилоранжа и титруют раствором соляной кислоты до установления точки эквивалентности по появлению заметной оранжевой окраски. Фиксируют уровень раствора кислоты в бюретке. Проводят не менее 3 титрований.

Расчёт общей щелочности воды ( $Щ_0$ , мг-экв/л) осуществляют по формуле:

$$Щ_0 = \frac{N_{\text{щ}} \cdot V_{\text{щ}} \cdot 1000}{V_{\text{в}}}, \quad (33)$$

где  $Щ_0$  - свободная кислотность в мг-экв/л;

$N_{\text{щ}}$  - нормальность титрованного раствора щелочи, г-экв/л;

$V_{\text{щ}}$  - объем титрованного раствора щелочи, пошедшего на титрование 100 мл воды, мл;

$V_{\text{в}}$  - объём испытуемой воды, мл;

1000 - переводной коэффициент.

Результаты определения общей щелочности воды приведены в табл. 12.

Таблица 12 - Общая щелочность воды

Образец воды	Объём воды, мл	Объём раствора кислоты, мл	Нормальность кислоты, мл	Общая щёлочность, мг-экв/л
Водопроводная (питьевая) вода	100		0,1	
	100		0,1	
	100		0,1	



Контроль- ный образец	100		0,1	
	100		0,1	
	100		0,1	

## Опыт 2. Определение свободной щелочности воды

### Ход выполнения работы. Обработка результатов

В титровальную колбу наливают 100 мл испытуемой воды, прибавляют 2-3 капли раствора фенолфталеина и титруют раствором кислоты до обесцвечивания. Фиксируют уровень раствора кислоты в бюретке. Проводят не менее 3-х титрований.

Расчёт свободной щёлочности воды ( $Щ_C$ , мг-экв/л) осуществляют по формуле:

$$Щ_C = \frac{N_{щ} \cdot V_{щ} \cdot 1000}{V_B}, \quad (34)$$

где  $Щ_C$ - свободная кислотность в мг-экв/л;

$N_{щ}$  - нормальность титрованного раствора щелочи, г-экв/л;

$V_{щ}$  - объем титрованного раствора щелочи, пошедшего на титрование 100 мл воды, мл;

$V_B$  - объём испытуемой воды, мл;

1000- переводной коэффициент.

Результаты титрования включают в табл. 13.

Таблица 13 - Свободная щёлочность воды

Образец воды	Объём во- ды, мл	Объём рас- твора ки- слоты, мл	Нормальность кислоты, г-экв/л	Свободная щёлочность ( $Щ_C$ ), мг-экв/л
Кон- трольный образец	100		0,1	
	100		0,1	
	100		0,1	

### Вопросы для самопроверки

1. Что понимают под щелочностью воды? Чем она обусловлена?

2. Какие виды щелочности выделяют? Что характеризует активную щёлочность

3. Что называют общей щёлочностью воды? Присутствием, каких веществ она создаётся?
4. Как аналитически определяют общую щёлочность воды?
5. Что называют свободной щёлочностью воды?
6. При каких значениях рН в воде присутствует общая щёлочность?
7. При каких значениях рН в воде присутствует свободная щёлочность?

### Лабораторная работа №5

#### «Турбидиметрическое определение хлорид-ионов»

**Цель работы:** ознакомиться с методом турбидиметрии, научиться определять содержание хлорид-ионов этим методом.

Свет, прошедший через суспензию, рассеивается и поглощается. Интенсивность рассеянного света возрастает с увеличением числа частиц. На этом основаны два родственных метода определения концентрации вещества: нефелометрический и турбидиметрический,

**Турбидиметрический метод** основан на измерении ослабления светового потока, прошедшего через суспензию. Связь между интенсивностью прошедшего света и размером частиц взвеси описывается приближенным уравнением:

$$D = \frac{I_0}{I} = K \cdot \frac{l \cdot c \cdot r^3}{r^4 + \alpha \lambda^4}, \quad (35)$$

где  $D$  - рассеивающая способность (величина, аналогичная оптической плотности);

$I_0$  - интенсивность падающего света;

$I$  - интенсивность прошедшего через суспензию света;

$l$  - толщина поглощающего слоя;

$r$  - средний диаметр частиц;

$\lambda$  - длина волны падающего света;

$k$  - коэффициент пропорциональности, зависящей от природы суспензии и метода измерения;

$\alpha$  - константа, зависящая только от метода измерения.

Уравнение (35) справедливо только для сильно разбавленных суспензий. Суспензии готовят по строго определенной прописи.

Таким образом,  $k$ ,  $r$ ,  $\lambda$  и  $\alpha$  остаются постоянными, поэтому уравнение (35) переходит в следующее:

$$D = k \cdot l \cdot c, \quad (36)$$

Это отношение подобно уравнению Ламберта-Бера для поглощения света окрашенным раствором. Поэтому для турбидиметрии используют колориметр, фотоэлектроколориметр и спектрофотометр.

Для получения надежных результатов необходимо получить взвесь с одинаковыми размерами частиц (монодисперсную взвесь), так как размер частиц сильно влияет на интенсивность прошедшего света. Поэтому кислотность растворов, порядок сливания растворов, температура и наличие посторонних веществ должны быть одинаковы. Кроме того, чтобы суспензия была устойчива во времени, нужно добавлять стабилизатор (желатин, крахмал и др.). Большого применения этот метод не получил, так как он имеет не высокую воспроизводимость.

#### *Оборудование и реактивы*

1. Фотоэлектроколориметр;
2. Мерные колбы на 50 мл;
3. Набор пипеток;
4. Стандартный раствор хлорида калия (0,1 мг  $\text{Cl}^-$  в 1 мл);
5. Раствор серной кислоты ( $\rho=1,19$  г/см<sup>3</sup>);
6. 0,1 н. раствор азотной кислоты;
7. 0,005 н. раствор нитрата серебра.

#### **Опыт 1. Определение содержания хлорид-ионов**

##### **Ход выполнения работы. Обработка результатов**

В пяти колбах на 50 мл готовят растворы сравнения с различным содержанием хлорид-ионов, наливая соответственно 2,5 / 5,0 / 7,5 / 9,0 / 11 мл стандартного раствора  $\text{KCl}$  (0,1 мг  $\text{Cl}^-$  в 1 мл). Затем в колбы добавляют по 20 мл ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  -  $\rho=1,19$ ) в каждую, по 10 мл 0,1 н. раствора азотной кислоты и по 10 мл 0,005 н. раствора  $\text{AgNO}_3$ . Водой доводят раствор в колбах до метки (50 мл).

Вместе с растворами сравнения готовят выданную задачу с неизвестной концентрацией хлорид-иона, добавляя реактивы в том же порядке. Измерения производят на фотоэлектроколориметре

(любой марки) с синим светофильтром. Строят калибровочную кривую в координатах  $D=f(C)$  и по ней находят концентрацию хлорид-ионов в растворе задачи.

#### **Построение кривой градуировки:**

1. Приготовить серию растворов сравнения (не менее пяти с известной концентрацией).

2. После подготовки аппарата в соответствии с инструкцией, заполнить одну кювету растворителем, а вторую заполнить образцовым раствором, поставить нужный светофильтр,

3. Установить держатель с кюветами так, чтобы поток света проходил сквозь кювету с растворителем, и установить стрелку в положение 100% T.

4. Переставить корзинку с кюветами так, чтобы пучок света проходил сквозь кювету с раствором неизвестной плотности и произвести отчет на измерительном приборе значения экстинкции (оптической плотности).

5. По исполнении серии измерений оптической плотности растворов сравнения нужно построить эпюр концентрации.

6. Имея график зависимости плотности раствора от концентрации, нужно определить плотность раствора неизвестной концентрации и по графику найти его концентрацию.

#### **Вопросы для самопроверки**

1. На чем основаны методы нефелометрии и турбидиметрии?
2. Как связана интенсивность света, прошедшего через суспензию, с концентрацией анализируемого вещества в турбидиметрии?
3. Какие условия необходимо соблюдать для обеспечения достаточной точности турбидиметрических определений?
4. Назвать достоинства и недостатки турбидиметрии,

#### **Лабораторная работа № 6**

#### **«Определение химического потребления кислорода (ХПК)»**

**Цель работы:** познакомить студентов с важной характеристикой воды - ее окисляемостью, научить их определять ХПК (химическое потребление кислорода).

**Окисляемость** воды обусловлена наличием в ней восстановителей:

- а) органических веществ (чаще всего гумуса в природной воде);
- б) неорганических веществ ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  и др.).

Окисляемость воды характеризуют двумя величинами: **ХПК** (химическое потребление кислорода) и **БПК** (биологическое потребление кислорода).

**ХПК** - мера загрязненности воды органическими и неорганическими восстановителями, реагирующими с сильными окислителями. Выражают ее числом мг кислорода, израсходованного на окисление примесей, содержащихся в 1 л воды.

**БПК** - биологическое потребление кислорода, расходуемого на жизнедеятельность микроорганизмов; эта величина служит для характеристики загрязненности сточных вод органическими веществами. БПК характеризуют количеством кислорода, затраченного на окисление органических примесей аэробными микроорганизмами.

Окисляемость воды (ХПК и БПК) являются важной гигиенической характеристикой воды: чем выше окисляемость, тем хуже ее качество. Загрязнение и, как следствие, окисляемость природных вод является переменной величиной и колеблется в широких пределах, указанных в табл. 14.

Таблица 14 - Окисляемость природных вод

Образец воды	ХПК (мг/л $\text{O}_2$ )
Артезианские и чистые грунтовые воды	1-3
Чистые озерные воды	5-8
Речные воды	1-60
Болотные воды	до 400

Резкое повышение окисляемости воды служит сигналом о загрязнении источника бытовыми отходами. Вода считается пригодной для питья, если окисляемость (ХПК) не превышает 3 мг/л  $\text{O}_2$ .

### Ход выполнения работы. Обработка результатов

Теоретически ХПК можно рассчитать по стехиометрическим уравнениям, если известен химический состав примесей, содержащихся в воде.

Однако анализ концентраций всех органических веществ в воде представляет значительные трудности, поэтому определяют суммарный ХПК опытным путем.

Экспериментально ХПК определяют **2 методами**:

а) **бихроматным** (окислитель  $K_2Cr_2O_7$ ),

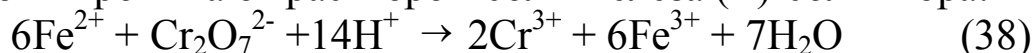
б) **перманганатным** (окислитель  $KMnO_4$ ).

Наиболее полное окисление органических веществ, содержащихся в воде, происходит при использовании бихромата калия  $K_2Cr_2O_7$  в качестве окислителя, поэтому этот метод является арбитражным для определения окисляемости воды. Его применяют также для определения окисляемости тех вод, где ХПК достигает 100 мг/л  $O_2$  и более высоких значений.

**В бихроматном методе** используют способ титрования по остатку. К анализируемой пробе воды добавляю серную кислоту (вспомогательное вещество) и строго измеренный объем бихромата калия (в избытке). При окислении примесей в воде бихромат восстанавливается согласно уравнению:



Реакцию проводят при нагревании в течение 2 часов. Остаток бихромата оттитровывают раствором соли железа (II)-соль Мора:



Зная объем соли железа (II), можно найти объем бихромата, израсходованный на окисление примесей в воде, и рассчитать ХПК:

$$ХПК = \frac{(V_1 - V_2) \cdot N \cdot 8 \cdot 1000}{V_в}, \quad (39)$$

где  $V_1$  - объем раствора соли железа в холостом опыте;

$V_2$  - объем раствора соли железа в эксперименте;

$N$  - нормальность соли железа (II);

8 - эквивалентная масса кислорода;

$V_в$  - объем анализируемой воды;

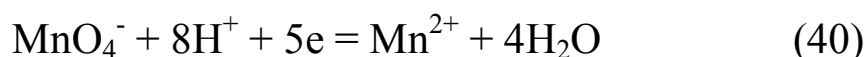
1000- переводной коэффициент.

Существует ускоренный метод определения ХПК, предназначенный для постоянных ежедневных анализов, проводимых для контроля очистных сооружений или состояния воды в водоеме.

Главная особенность ускоренного бихроматного метода - повышенная концентрация серной кислоты. Нагревание извне не требуется, температура повышается за счет тепла, выделяющегося при смешении воды с концентрированной серной кислотой.

**Перманганатный метод** определения окисляемости воды проще и короче бихроматного метода, он применяется для определения ХПК природных вод.

Метод основан на окислении веществ, присутствующих в воде, раствором  $\text{KMnO}_4$  в сернокислой среде при кипячении - метод Кубеля. При этом используют способ обратного титрования (титрование избытка реагента). Будучи сильным окислителем,  $\text{KMnO}_4$  реагирует в присутствии кислоты с восстановителями по уравнению:



Избыток  $\text{KMnO}_4$  реагирует с вводимой в избытке щавелевой кислотой  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ :



Не вступившая в реакцию щавелевая кислота оттитровывается раствором  $\text{KMnO}_4$ .

$$\text{ХПК} = \frac{V \cdot N \cdot 8 \cdot 1000}{V_B}, \quad (42)$$

где  $V$  - объем  $\text{KMnO}_4$ , пошедший на титрование;

$V_B$  - объем анализируемой воды.

Модификацию методики, используемой в щелочной среде, называют также метод Шульца. Ниже приводится методика определения окисляемости воды методом Кубеля.

*Оборудование и реактивы.*

1. Серная кислота (1:2);
2. Щавелевая кислота; 0,01 н.;
3. Перманганат калия; 0,01 н.;
4. Титровальная установка (штатив, бюретка, титровальные колбы);

5. Пипетка на 20 мл и 100 мл;
6. Мерный цилиндр на 5 мл;
7. Электроплитка.

### **Ход выполнения работы. Обработка результатов**

В колбу для титрования наливают 100,00 мл анализируемой воды, добавляют 5 мл разбавленной серной кислоты (1:2) и 20,00 мл 0,01 н. раствора перманганата калия. Смесь нагревают так, чтобы она закипела через 5 мин. и кипятят точно 10 мин. К горячему раствору прибавляют 20,00 мл 0,01 н. раствора щавелевой кислоты и хорошо перемешивают. Обесцвеченную смесь титруют горячим (лучше при 80-90°С) 0,01н раствором перманганата калия до розового окрашивания. Израсходованное количество перманганата отсчитывают с точностью до 0,05 мл. Окисляемость рассчитывают по формуле:

$$ХПК = \frac{V_1 \cdot N \cdot 8 \cdot 1000}{V_2} \quad , \quad (43)$$

где  $V_1$  - объем раствора перманганата калия, пошедшего на титрование воды, мл;

$N$  - нормальность раствора перманганата калия;

8 - эквивалентная масса кислорода;

$V_2$  - объем анализируемой воды, мл;

1000- переводной коэффициент.

### **Лабораторная работа №7**

#### **«Определение биологического потребления кислорода (БПК)»**

**Цель работы:** познакомить студентов с важной характеристикой воды - ее окисляемостью, научить их определять БПК.

**Биологическое потребление кислорода (БПК)** характеризуют количеством кислорода (мг/л), расходуемого на окисление органических примесей аэробными микроорганизмами. Растворенный в воде кислород расходуется в результате жизнедеятельности аэробных микроорганизмов на окисление органических веществ и на процесс нитрофикации, т.е. на превращение аммонийных ионов в нитрит-ионы и потом в нитрат-ионы.



Полное биохимическое окисление органических веществ требует для своего завершения длительного времени, что невозможно в лабораторных условиях. Поэтому на практике полным БПК считается количество кислорода, необходимое для окисления органических веществ до начала нитрификации, определяемого по появлению в растворе нитрит-ионов.

Практически считается, что полное окисление кислородом органических веществ заканчивается за 20 дней и **БПК<sub>20</sub>** считается полным БПК.

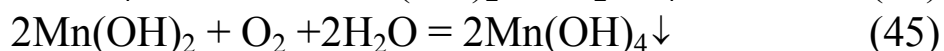
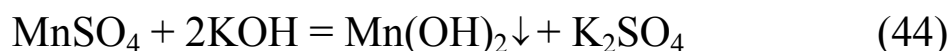
В лабораторных условиях вместо полного БПК обычно определяют биохимическое потребление кислорода за 5 суток - **БПК<sub>5</sub>** или его называют стандартное БПК.

Определить БПК можно по двум механизмам: по тому, как сокращается количество кислорода, содержащегося в пробе, и по тому, как уменьшается количество органических веществ. В первом случае определяют растворенный в воде кислород сразу и через определенное время. Во втором случае сразу и через 3, 5, 7 и т.д. суток определяют ХПК.

Рассмотрим первый способ определения БПК, основанный на йодометрическом определении кислорода (метод Винклера).

Отбирают 2 пробы анализируемой воды. К первой пробе добавляют раствор соли марганца (II) и щелочной раствор йодида калия, в результате чего образуется белый осадок гидроксида марганца (II). Он окисляется кислородом, растворенным в воде, до гидроксида марганца (IV), представляющего собой бурый осадок. При последующем добавлении к пробе раствора серной кислоты этот осадок растворяется, в растворе образуется йод в количестве, эквивалентном содержанию растворенного в воде кислорода. Выделившийся йод титруют раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала.

Протекающие процессы можно изобразить следующими уравнениями:



Расчет БПК ведут по формуле:

$$ХПК = \frac{V \cdot N \cdot 8 \cdot 1000}{V_1 - V_2}, \quad (48)$$

где V - объем тиосульфата натрия, мл;  
 N - нормальность раствора тиосульфата натрия;  
 V<sub>1</sub> - объем кислородной склянки, мл;  
 V<sub>2</sub> - общий объем прибавленных в склянку реактивов;  
 8 - эквивалентная масса кислорода;  
 1000- переводной коэффициент.

Вторую пробу закрывают и оставляют на 2, 3, 5, 10 или 20 суток, ее хранят при температуре 20°С в темноте. Далее, действуя описанным методом, находят остаток кислорода. Разность между первым и вторым определением дает БПК<sub>х</sub>. Если исследуемая сточная вода сильно загрязнена органическими веществами (предполагаемая величина БПК более 6 мг/л), рекомендуется предварительное разбавление ее перед анализом. Разбавление производится в соответствии с предлагаемой табл. 15.

Таблица 15 - Рекомендуемое разбавление проб исследуемой воды при определении БПК<sub>5</sub> с округлением результатов

Разбавление	Объем пробы в 1 л смеси, мл	Диапазон определяемого БПК <sub>5</sub> , мг/л	Округление мг/л
1	Неразбавленная	0 – 6	0,1
0,5	500	4 – 12	0,2
0,2	200	10 – 30	0,5
0,1	100	20 – 60	1
0,05	50	40 – 120	2
0,02	20	100 – 300	5
0,01	10	200 – 600	10
0,005	5	400 – 1200	20
0,002	2	1000 – 2000	50
0,001	1	2000 - 6000	100

Разбавляющая вода готовится на дистиллированной воде, насыщенной кислородом воздуха путем встряхивания в течение 10 мин или с использованием устройства для аэрации.

### *Оборудование и реактивы*

1. Кислородные склянки;
2. Пипетки на 2, 5, 10 и 100 мл;
3. Титровальная установка;
4. Мерная колба на 100 мл;
5. Цилиндры мерные;
6. Разбавляющая вода (0,3 г  $\text{NaHCO}_3$  на 1 л дистиллированной воды, насыщенной кислородом);
7. Раствор  $\text{MnCl}_2$  (425 г  $\text{MnCl}_2$  на 1 л раствора) или раствор  $\text{MnSO}_4$  (364 г  $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , или 400 г  $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  или 480 г  $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  на 1 л раствора), приготовленный раствор обязательно фильтруют через бумажный фильтр;
8. Серная кислота (2:3);
9. Щелочной раствор (700 г  $\text{KOH}$  и 150 г  $\text{KJ}$  на 1 л воды);
10. Раствор  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0,01н.;
11. Раствор крахмала 1%.

### **Ход выполнения работы. Обработка результатов**

Пробу воды (разбавленную или неразбавленную) налить в 3 кислородные склянки так чтобы под пробкой не было пузырьков воздуха.

Лучше для этой цели иметь специальные склянки с притертыми пробками и колпачками. В этом случае колпачки также заполняются водой и склянки, заполненные и закрытые пробкой, опрокидываются в колпачки.

Лишняя вода из колпачка при этом выливается. В одной из трех склянок тотчас определяется кислород.

Время между разбавлением пробы, аэрацией и фиксированием кислорода при определении его в день отбора пробы не должно быть более 15 мин. Оставшиеся две кислородные склянки поместите в термостат при  $20^\circ\text{C}$ , опрокинув их в мелкие чашки, наполненные дистиллированной водой, если склянки без колпачков. Если склянки с колпачками, их просто ставят в термостат. Кислородные склянки хранят в термостате при  $20^\circ\text{C}$  в течение 5 суток. Через 5 суток в обеих склянках определяют концентрацию растворенного кислорода.

В кислородную склянку пипеткой вводят 1 мл раствора  $MnSO_4$  (или  $MnCl_2$ ) и 1 мл щелочного раствора  $KI$ , слегка погружая концы пипеток в воду (при необходимости объем добавленных реагентов увеличивают до 2 мл). Осторожно закрывают склянку (пузырьков воздуха не должно быть) и перемешивают перевертыванием несколько раз. После отстаивания осадка в склянку прибавляют 5 мл разбавленной (2:3) серной кислоты, осадок растворяется. Затем содержимое склянки переливают в коническую колбу для титрования (на 250 - 300 мл), ополаскивают склянку небольшим количеством дистиллированной воды и сливают в коническую колбу. Колбу закрывают часовым стеклом и ставят на 5 мин в темное место для завершения реакции.

Полученный раствор титруют 0,01 н. раствором  $Na_2S_2O_3$  до бледно желтого цвета, затем в колбу прибавляют 1 мл раствора крахмала и титруют до исчезновения синей окраски. Измеряют объем 0,01 н.  $Na_2S_2O_3$ , пошедшего на титрование.

Расчет растворенного кислорода (мг/л) вычисляют по формуле:

$$БПК = \frac{V \cdot N \cdot 8 \cdot 1000}{V_1 - V_2}, \quad (49)$$

где  $V$  - объем  $Na_2S_2O_3$ , мл;

$N$  - нормальность раствора  $Na_2S_2O_3$ ;

$V_1$  - объем кислородной склянки;

$V_2$  - общий объем прибавленных в склянку реактивов;

8 - эквивалентная масса кислорода;

1000- переводной коэффициент

Аналогичным образом определяют растворенный кислород в сточной воде через 5 суток.

$БПК_5$  (мг/л) рассчитывают по разности растворенного кислорода в воде в момент взятия пробы  $C_{O_2}$  и после его расхода микроорганизмами за 5 суток  $C^1_{O_2}$ :

$$БПК_5 = C_{O_2} - C^1_{O_2}. \quad (50)$$

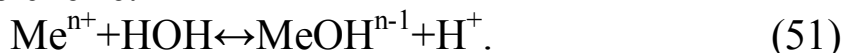
## Лабораторная работа № 8 «Коагулирование примесей воды»

**Цель работы:** познакомиться с методом очистки воды от примесей - коагулированием, научиться определять дозу коагулянта.

В природных и сточных водах могут содержаться коллоидные примеси, несущие отрицательный заряд. В природных водах, например, в коллоидном состоянии находятся кремниевая кислота, алюмосиликаты (глины), гуммины и др. Наличие этих примесей нежелательно, для их удаления ведут обработку воды коагулянтами.

**Коагулянты** - вещества, введение которых вызывает коагуляцию коллоидных частиц. Коагуляция - укрупнение коллоидных частиц в результате их взаимного слипания. Процесс коагуляции часто приводит к седиментации - выпадению осадка. В технологии очистки воды коагуляцией называют слипание коллоидных частиц с последующим выпадением образовавшихся агрегатов в осадок.

В качестве коагулянтов обычно применяют  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Эти реагенты являются солями слабых оснований и сильных кислот, поэтому в растворе они гидролизуются по схеме:



Гидролиз может происходить до  $\text{Me}(\text{OH})_n$ , если воду подщелачивать или если обрабатываемая вода имеет достаточную общую щелочность.

Получившиеся в результате гидролиза частицы адсорбируют из раствора обычно катионы и образуют гранулы, несущие положительный заряд. При взаимодействии их с отрицательно заряженными гранулами коллоидных примесей воды происходит взаимная коагуляция частиц. Наименьшая концентрация электролита, вызывающая коагуляцию данного коллоида, называется **порогом коагуляции**. Величина порога коагуляции при прочих равных условиях зависит от заряда коагулирующего иона:

$$\gamma_1 : \gamma_2 : \gamma_3 \approx 700 : 60 : 1, \quad (52)$$

где  $\gamma_1, \gamma_2, \gamma_3$  - концентрация (г-ион/л) коагулирующих ионов с зарядом 1, 2, 3.

При коагулировании мутных природных вод взвешенные частицы захватываются в процесс слипания коллоидными частицами

и выпадают совместно. Таким образом, при коагулировании повышается прозрачность и понижается цветность воды.

Для выяснения оптимальных условий проводится пробное коагулирование, в процессе которого устанавливаются оптимальная доза коагулянта, рН раствора, интенсивность перемешивания, температура.

Очень важен правильный выбор дозы коагулянта. **Доза коагулянта** - оптимальное количество коагулянта, которое добавляется к единице объема обрабатываемой воды (мг/л, г/м<sup>3</sup>). Расчет доз коагулянта для мутных и цветных вод ведут по формулам:

$$D_k = 3,5\sqrt{M} \text{ (мг/л)}, \quad (53)$$

$$D_k = 4\sqrt{Ц} \text{ (мг/л)}, \quad (54)$$

где М и Ц - мутность (мг/л) и цветность (град) воды, соответственно.

При низкой щелочности воды её предварительно подщелачивают известью или содой, чтобы обеспечить образование гидроксидов. Дозу подщелачивающего агента ( $D_{щк}$ , мг/л) подсчитывают по формуле:

$$D_{щк} = \left( \frac{D_k}{M_{\text{э}}} - Щ + 1 \right) \cdot M_{\text{э}}, \quad (55)$$

где  $D_{щк}$  - доза коагулянта;

$M_{\text{э}}$  - эквивалентная масса коагулянта;

Щ - щелочность воды мэкв/л.

Если рассчитанная по формуле  $D_{щк}$  получается отрицательной величиной, то щелочность воды достаточная и предварительная обработка перед коагуляцией не требуется.

От правильной дозировки зависит эффективность коагуляции. При недостаточном количестве коагулянта образующихся хлопьев гидроокиси не хватает для очистки воды от коллоидных примесей, при избытке - может произойти явление перезарядки коллоидных частиц и переход осадка в раствор. В зависимости от условий доза алюминиевого коагулянта колеблется в пределах от 0,2 до 1 мг-экв/л (то есть от 20 до 100 мг/л), для железного - от 0,1 до 0,5 мг-экв/л.



ки	мо ль/ л	фект коа- гуля- ции	мо ль/ л	фект коа- гуля- ции	мо ль/ л	фект коа- гуля- ции	мо ль/ л	фект коа- гуля- ции	мо ль/ л	фект коа- гуля- ции

Затем к оставшемуся в пробирке 1 мл раствора электролита добавляют из бюретки 1 мл воды (то есть разбавляют раствор вдвое), после перемешивания отбирают пипеткой 1 мл полученного раствора, приливают его в следующую пробирку с золев и сравнивают полученную систему с эталоном. Результаты наблюдения каждый раз записывают в табл. 16.

Разбавление раствора электролита продолжают до тех пор, пока не будет обнаружен переход от устойчивого состояния к коагуляции.

Порог коагуляции находят для всех пяти электролитов.

При определении коагулирующей концентрации электролита  $C_{кр}$  нужно учитывать разбавление раствора электролитом золев: концентрация его в смеси с золев вдвое меньше концентрации в добавляемом растворе.

Следует иметь в виду, что, если электролит содержит многовалентный ион, может произойти перезарядка поверхности частиц; в этом случае нужно определить не один, а три порога коагуляции.

Сравнив найденные значения порогов коагуляции различных электролитов, определяют знак иона-коагулянта и, соответственно, знак заряда коллоидных частиц исследуемого золя. Затем по экспериментальным данным находят отношение порогов коагуляции для трех электролитов, содержащих ионы-коагуляторы разных валентностей ( $KNO_3$ ,  $Ba(NO_3)_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $K_2SO_4$ ,  $K_3(COO)_3C_3H_4OH$  для отрицательно заряженного золя), для чего найденные значения порогов коагуляции делят на наименьшее его значение (в приведенном примере на  $C_{кр Al(NO_3)_3}$ ). Полученные результаты сравнивают с вычисленным теоретическим (см. уравнение (52)).

### Вопросы для самопроверки

1. Сущность процесса коагуляции?
2. Какие ионы называются потенциал образующими?



3. Почему в процессе коагуляции происходит удаление из воды коллоидов природных вод?
4. Что такое «порог коагуляции»?
5. В чем сущность правила Шульца-Гарди?
6. От каких факторов зависит процесс коагуляции?
7. какие коагулянты находят широкое применение?
8. В чем сущность процесса электрокоагуляции?
9. С какой целью при очистке воды используют флокулянты?
10. Чем отличен принцип «работы» коагулянтов от флокулянтов?
11. Назовите широко распространенные флокулянты.

**Библиографический список**

1. Будыкина Т.А., Емельянов С.Г. Процессы и аппараты защиты гидросферы: учебное пособие. – М.: Академия, 2010
2. Фомин Г.С. Вода. Контроль химической и бактериальной безопасности по международным стандартам. Москва, 2000.
3. Яковлев С.В. Водоотведение и очистка сточных вод: Учебник: М.: Высш. шк., 2004.
4. Яковлев С.В., Прозоров И.В., Иванов Е.Н., Губий И.С Рациональное использование водных ресурсов. М.: Высш. шк., 1991.
5. Родионов А.И., Клушин В.Н., Горчешников Н.С Техника защиты окружающей среды. М.: Химия, 1985.
6. Яковлев СВ., Карелин Я.А., Ласков Ю.М. и др. Очистка производственных сточных вод. М.: Стройиздат, 1985.
7. В.М. Попов, Т.А. Будыкина, П.Л. Кукин. Технология подготовки питьевой воды. КГТУ, Курск, 2006.



