

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ  
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра экологии и рационального использования водных ресурсов

В. С. ДЕЦУК

# МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ КАЧЕСТВА СТОЧНЫХ И ПРИРОДНЫХ ВОД

Лабораторный практикум

*Одобрено методической комиссией факультета  
промышленного и гражданского строительства*



Гомель 2008

## ВВЕДЕНИЕ

Общее количество воды на земле оценивается в 14000 млн.км<sup>3</sup>. Однако стационарные запасы **пресных вод, пригодных для использования** составляют всего 0,3 % объема гидросферы ( около 4 млн.км<sup>3</sup> ).

С поверхности мирового океана испаряется около 412 тысяч км<sup>3</sup> в год, а количество атмосферных осадков, выпадающих на поверхность морей и океанов, составляют около 310 тыс. км<sup>3</sup> в год. Разница и представляет собой речной сток с суши в моря и океаны.

Единовременный запас воды во всех реках земного шара составляет примерно 1200 км<sup>3</sup>, причем этот объем возобновляется примерно каждые 12 суток.

Речной сток состоит из подземного и поверхностного. Наиболее ценным является подземный источник воды.

Запасы пресной воды ограничены и распределены по поверхности и в земной коре неравномерно.

Огромное количество пресной воды необходимо для функционирования промышленных предприятий. Еще большее количество пресной воды используется в сельском хозяйстве, в рыболовческих хозяйствах. Повышение жизненного уровня населения также требует больших расходов пресной воды на хозяйственные и бытовые нужды. В среднем один человек расходует около 250 литров воды в сутки. Все масштабней проводится переброска стока, урбанизация, создание водохранилищ, орошение и обводнение засушливых земель, осушение, агролесомелиоративные мероприятия и т.д. При этом на каждом водосборе могут одновременно действовать если не все, то многие из перечисленных факторов. Создается диспропорция между естественным запасом пресной воды и ее потреблением. **Возникает угроза дефицита воды.**

В результате интенсивного использования водных ресурсов не только изменяется количество воды, пригодной для той или иной области хозяйственной деятельности, но и происходит изменение составляющих водного баланса, гидрологического режима водных объектов и, самое главное, изменяется ее качество. **Качество - это характеристика состава и свойств воды, определяющая ее пригодность для конкретных видов водопользования.**

Объясняется это тем, что большинство рек и озер являются одновременно источниками водоснабжения и приемниками хозяйственно-бытовых, промышленных и сельскохозяйственных стоков. Это привело к тому, что в наиболее обжитых районах земного шара в настоящее время не осталось крупных речных систем с естественным гидрологическим режимом и химическим составом, не нарушенным антропогенной деятельностью. Качество воды обусловлено как антропогенными, так и

природными факторами. В природе не существует воды, которая не содержала бы примесей. Даже атмосферные осадки содержат до 100 мг / л различных загрязнителей. В этой связи возникает вопрос о рациональном использовании водных ресурсов.

В основе рационального использования водных ресурсов лежит контроль за показателями качества воды. **Показатели качества - это перечень свойств воды, численные значения которых сравнивают с нормами качества воды.**

**Нормы качества - это установленные значения показателей качества воды для конкретных видов водопользования**, в частности, **ПДК** (предельно-допустимая концентрация) загрязняющих веществ.

Существуют стандартные методы анализа санитарно-химических показателей качества воздуха, воды и почвы.

Состав воды оценивают физическими, химическими и санитарно-биологическими показателями.

Физические показатели: температура; прозрачность и мутность; окраска (цветность); привкусы и запахи.

Химические показатели: плавающие примеси; взвешенные вещества; водородный показатель pH; минеральный состав (растворенные вещества); растворенный кислород; биохимическое потребление кислорода - БПК; ядовитые вещества (более 1000 химических веществ).

Санитарно-биологические показатели: наличие возбудителей заболеваний (характеризуется коли-индексом).

Данные лабораторные работы знакомят с наиболее широко применяемыми методами определения этих показателей.

## **ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

**В лаборатории студент должен соблюдать правила химической, электрической и противопожарной безопасности, знать место хранения аптечки. Ознакомиться с этой информацией необходимо на первом занятии и расписаться в журнале.**

Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать следующие общие правила:

- 1 Избегать попадания химикатов и растворов на слизистые оболочки (рта, глаз), кожу, одежду;
- 2 не принимать пищу (питье);
- 3 избегать вдыхания химикатов, особенно образующих пыль или пары;
- 4 при работе со стеклянной посудой соблюдать осторожность во избежание порезов кожи рук;

5 подключение приборов и аппаратуры к источникам питания и проведение опыта производить только с разрешения преподавателя или лаборанта.

6 При ожоге кожи кислотой обожженное место промывают сильной струей из водопроводного крана. Затем осторожно промывают 1%-ным раствором гидрокарбоната натрия (питьевая сода), а при попадании в глаза – 3%-ным раствором соды. При ожоге полости рта промывают рот водной суспензией масла или оксида магния.

7 При ожоге кожи щелочью обожженное место промывают сильной струей из водопроводного крана. Затем осторожно промывают 1%-ным раствором уксусной кислоты, а при попадании в глаза – 2%-ным раствором борной кислоты. При ожоге полости рта полоскать рот 1%-ным раствором уксусной или лимонной кислоты.

8 При неглубоком порезе рану обработать спиртовым раствором иода и перебинтовать.

9 При глубоком порезе **не промывать водой и не использовать вату!**  
Перевязать **стерильным бинтом.**

Студент несет материальную ответственность за порчу лабораторного оборудования и приборов,

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, предварительно ознакомившиеся с ее основным содержанием по методическим указаниям, в соответствии с графиком выполнения работ, вывешенным в лаборатории.

Отчеты по выполненным работам оформляются в тетради или на отдельном типовом бланке и предъявляются преподавателю в конце каждого занятия. Отчет должен содержать название и цель работы, таблицы экспериментальных данных, графики, выполненные на миллиметровой бумаге (в тех работах, где они необходимы), расчеты и выводы.

## ОТБОР И ХРАНЕНИЕ ПРОБ

При взятии проб необходимо выполнять два основных: условия:

1 Характерность для исследуемого объекта.

2 Представительность (репрезентативность), т.е. соответствие поставленной задаче по количеству проб, их объему и выбранным точкам отбора.

Отбор к хранению проб воды (ГОСТ 17.1.5.04-81). Для отбора проб воды используют в основном специальные устройства - батометры различных систем или бутыли.

Хранят пробы обычно в бутылках из бесцветного химически стойкого стекла, закрытых стеклянными (притертыми) или полиэтиленовыми пробка-

ми в холодильнике. Срок хранения должен быть минимальным.

Перед использованием бутылки тщательно моют синтетическими моющими средствами, хлористоводородной кислотой, а сильно загрязненные - хромовой смесью. После этого многократно ополаскивают их водопроводной, затем - дистиллированной водой.

## ПОСТРОЕНИЕ ГРАФИКОВ

Калибровочную кривую проводят через все точки, однако, если точки не лежат на одной прямой, следует провести аппроксимирующую прямую.

## АНАЛИЗ РЕЗУЛЬТАТОВ

Для контроля аналитической работы вычисляют:

### 1 Сходимость результатов $p$ , %

$$p = \frac{2(A_1 - A_2)}{A_1 + A_2} \cdot 100\%,$$

где  $A_1$ ,  $A_2$  - соответственно больший и меньший результаты из двух параллельных определений.

Допустимые значения сходимости при различных концентрациях загрязняющих веществ приведены в таблице 1

Таблица 1- Допустимые значения сходимости результатов

Концентрация, мг/л	<0,01	>0,01-1	>1-10	>10
$p$ , %	<30	<25	<15	<10

Определение можно считать удовлетворительным, если сходимость составляет от 10 до 30%.

### 2 Абсолютную $\delta$ и относительную $A$ погрешности:

среднее значение серии параллельных измерений  $X$

$$\bar{X} = \frac{\sum_{i=1}^n X_i}{n},$$

где  $X_i$  - результаты отдельных измерений (1, 2, 3, ...,  $n$ );

абсолютная погрешность  $\delta$

$$\delta = |X_i - \bar{X}|,$$

относительная погрешность  $A$ , %

$$A = \frac{\delta}{X_i} \cdot 100 .$$

В конце каждой работы необходимо рассчитать либо сходимость результатов, либо погрешность по указанию преподавателя.

### **Контрольные вопросы**

Влияние антропогенной деятельности на качество воды в водоемах.

Что такое качество воды?

Что такое показатели качества воды?

Основные показатели качества воды и их классификация.

Каким параметром нормируется содержание загрязняющих веществ?

Принципы отбора проб воды.

Как проводится аппроксимирующая прямая?

Сходимость результатов анализа и погрешность.

Стандартные методы анализа физико-химических показателей воды.

## Лабораторная работа № 1

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЦВЕТНОСТИ ВОДЫ (ИНТЕНСИВНОСТИ ОКРАШИВАНИЯ)

**Цель работы:** Определить интенсивность окрашивания воды фотоколориметрическим методом, сравнить с нормативом и сделать вывод о пригодности использования.

#### Теоретическая часть

**Цветностью** называют показатель качества воды, характеризующий интенсивность окраски воды. Цветность воды обусловлена в естественных условиях главным образом присутствием гуминовых веществ и комплексных соединений трехвалентного железа. Гуминовые вещества представляют собой высокомолекулярные органические соединения. Количество окрашивающих соединений зависит от геологических условий, характера почв, определяется свойствами и структурой дна водоема, характером водной растительности, наличием в водосборном бассейне болот и торфяников и др.

Существенное влияние оказывают сточные воды промышленных предприятий, городские стоки, захоронение отходов и т.п.

Цветность является косвенным показателем количества содержащихся в воде растворенных органических веществ и относится к важнейшим физико-химическим показателям свойств природных вод и питьевой воды. Высокая цветность воды ухудшает ее органолептические свойства и оказывает отрицательное влияние на развитие водной флоры и фауны в результате резкого снижения концентрации растворенного кислорода в водоеме, который расходуется на окисление соединений железа и гумусовых веществ. Сам по себе показатель цветности не говорит о характере загрязнения, но если он высокий, значит, какие-то загрязнения есть.

Изучение общей смертности от онкологических заболеваний всех локализаций показало, что наиболее высокие интенсивные показатели за все годы наблюдения отмечаются в городах, в которых население пользуется питьевой водой с наибольшей цветностью до 180 градусов. Установлена прямая положительная достоверная корреляция с высоким коэффициентом ( $r = 0,96$ ) между показателями онкологической смертности и цветностью питьевой воды.

Определению цветности мешает мутность, которую устраняют фильтрованием через фильтр "синяя лента" или центрифугированием. Пробы для определения цветности должны быть проанализированы не

позднее чем через 2-3 часа после их отбора, поскольку при длительном стоянии окраска вода изменяется.

Норматив цветности в водах санитарно-бытовых водоемов составляет 35 градусов, а для культурно-бытовых – 70 градусов. СанПиН нормирует допустимый показатель цветности питьевой воды – 20 градусов хромово-кобальтовой шкалы (Приложение А.1).

### Принцип метода

Основной закон колориметрии – закон Бугера–Ламберта–Бера (с ним можно познакомиться подробнее в элементарном курсе физики) записывается следующим образом

$$D = \lg \frac{I_0}{I} = \varepsilon \cdot c \cdot l$$

где  $D$  – оптическая плотность раствора;

$I_0$  – интенсивность светового потока, попадающего на раствор

$I$  – интенсивность светового потока, прошедшего через раствор;

$\varepsilon$  – коэффициент светопоглощения (величина, постоянная для данного окрашенного вещества), л/г-моль·см;

$C$  – концентрация окрашенного вещества в растворе, г-моль/л;

$l$  – толщина поглощающего свет слоя раствора (длина оптического пути), см.

Данный вид исследования мутных сред основан на измерении изменения интенсивности потока световой энергии, прошедшего через дисперсную систему. Изменение потока световой энергии вызвано как поглощением, так и его рассеянием дисперсной системой и характеризует оптическую плотность раствора (рисунок 1).

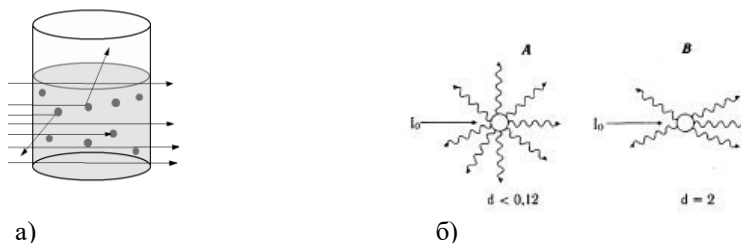


Рисунок 1 – Изменение потока световой энергии в дисперсных системах



а) прохождение светового потока через раствор; б) рассеяние светового потока при различных соотношениях размера частиц  $d$ .

Интенсивность и направление светового потока, рассеянного гомогенной взвесью частиц, зависят от размера частиц.

Рэлеевское или симметричное рассеяние имеет место, когда размер частиц не превышает 0,1 от длины волны — вариант «А».

Частицы больших размеров рассеивают свет неравномерно. Когда размер  $d$  приблизительно равен длине волны светового потока  $\lambda$ , вперед — по направлению потока рассеивается больше света, чем в обратном направлении — случай «Б» на рисунке.

Частицы, обуславливающие цветность, как правило, соответствуют варианту «А».

Принципы проведения фотометрических исследований показаны на рисунке 2.

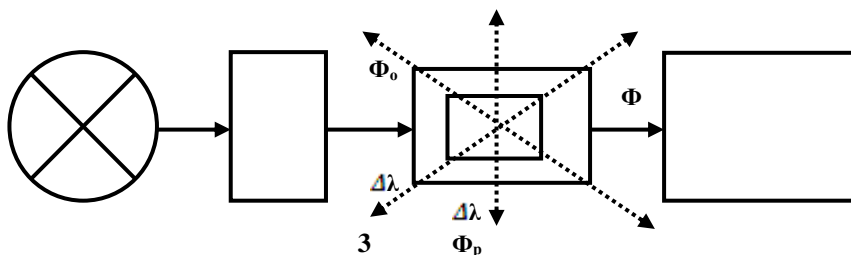
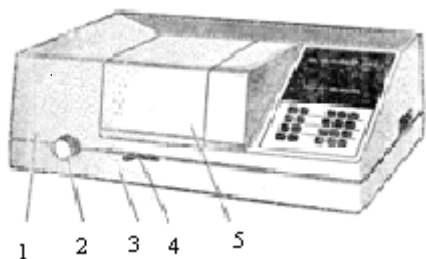


Рисунок 2 – Схема, иллюстрирующая направления светового потока при фотометрии

1 – источник световой энергии (лампа галогенная); 2 – полосовой фильтр; 3 – кювета; 4 – фотоприемник;  $\Phi_0$  – падающий поток световой энергии;  $\Phi_p$  – поток световой энергии, рассеянный жидкой дисперсной системой;  $\Phi$  – поток световой энергии, прошедший раствор.

Основные компоненты, которые используются при построении фотометрических приборов, похожи и включают источник света, фильтр и фокусирующую световой поток систему линз, кювету с образцом и детектор с устройствами отображения и регистрации результата. В качестве источника света обычно используются ртутные дуговые лампы, вольфрамо-йодистые лампы и гелий-неоновые лазеры. Лазеры излучают монохроматический свет, сконцентрированный в узкий и интенсивный луч. Однако лазеры очень дороги и могут излучать ограниченный набор фиксированных по частоте волн.

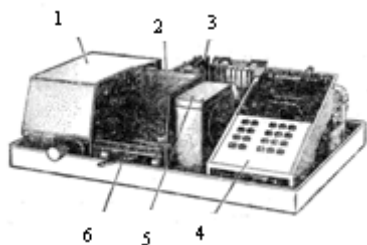
Цветность воды определяют фотометрически на спектрометре КФК (рисунки 3,4)



**Рисунок 3 – Общий вид фотометра**

1– кожух прибора; 2 –ручка поворота дифракционной решетки; 3 – механическое основание прибора; 4 – рукоятка для перемещения кювет; 5 – крышка кюветного отделения.

В фотометр входят фотометрический блок, блок питания и микропроцессорная система (рисунок 4).



**Рисунок 4 – Вид прибора без кожуха**

1 – монохроматор; 2 – кюветодержатель; 3 – блок питания; 4 – микропроцессорная система; 5 – фотометрический блок; 6 – кюветное отделение.

Монохроматор служит для получения излучения заданного спектрального анализа (заданной длины волны).

Определение цветности проводят методом сравнения с искусственными стандартами: раствор бихромата калия и сульфата кобальта, взятых в различных соотношениях (таблица I). Цветность выражается в градусах хромово-кобальтовой шкалы.

**Таблица 1 – Шкала цветности стандартных растворов**

Стандартный раствор	Градусы цветности													
	0	5	10	15	20	25	30	40	50	60	70	80	90	100
раствор бихромата калия	0	1	2	3	4	5	6	8	10	12	14	16	18	20
раствор сульфата кобальта	100	99	98	97	96	95	94	92	90	88	86	84	82	80

№ стандартного раствора	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
-------------------------	---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----

При цветности выше 80 градусов воду необходимо разбавлять.

### **Подготовка к работе**

1 Подсоединить спектрофотометр к сети 220 В, открыть крышку кюветного отделения и включить тумблер "Сеть", при этом должна загореться сигнальная лампа.

2 Нажать клавишу "Пуск" – на цифровом табло появляется символ «Г», соответствующее ему значение и значение длины волны.

3 Выдержать спектрофотометр во включенном состоянии в течение 30 минут при открытой крышке кюветного отделения.

4 Измерение "нулевого отсчета" производить с открытой крышкой кюветного отделения нажатием клавиши «нуль». Нулевой отсчет должен укладываться в интервал 0,005 – 0,200. В противном случае следует добиться нужного значения с помощью резистора «УСТ. 0» Установку нуля производить при нажатии клавиши «нуль».

### **Порядок выполнения работы**

1 Получить у преподавателя или лаборанта исследуемую пробу и стандартные растворы.

2 Построить калибровочную кривую:

2.1 Установить светофильтр  $\lambda=380$  нм. В кюветное отделение установить кюветы с толщиной оптического слоя 5 см с растворами цветной шкалы. Кювета с раствором с "0" градусов цветности (дистиллированная вода) устанавливается в дальнее гнездо кюветодержателя, а в ближнее – со стандартным раствором. Раствор и воду наливать до метки на боковой стенке кюветы. Не касаться пальцами боковых стенок ниже метки.

2.2 Ручку передвижения кюветодержателя установить в положение "Г" (влево до упора), при этом в световой пучок вводится кювета с раствором с "0" градусов цветности (дистиллированная вода).

2.3 Закрыть крышку кюветного отделения, нажать клавишу "Г". На нижнем цифровом табло слева от мигающей запятой появится символ "Г".

2.4 Нажать клавишу «Е» (оптическая плотность) или «П» (коэффициент пропускания). Слева от мигающей запятой высветится соответственно символ «Е» или «П», а справа от мигающей запятой – соответственно значения «0,000±0,002» или «100±0,2».

2.5 Ручку передвижения кюветодержателя установить в положение "2" (вправо до упора), при этом в световой пучок вводится кювета со стандартным раствором. Отсчет на световом табло справа от мигающей запятой соответствует оптической плотности или коэффициенту пропускания стандартного раствора.

**2.6** Это значение занести в соответствующую графу таблицы 2.

**2.7** Операцию по пп, 2.1 – 2.6 провести три раза. Оптическую плотность (коэффициент пропускания) определить как среднее арифметическое и занести в таблицу 2.

**2.8** Измерить плотности всех стандартных растворов, начиная с растворов с меньшей цветностью в соответствии с пп.2.1 – 2.7.

**2.9** Построить калибровочную кривую, откладывая по оси ординат значения оптической плотности, а по оси абсцисс - цветность, определенную по шкале стандартов (таблица 1) соответственно номеру стандартного раствора.

**3** Определить оптическую плотность пробы.

**3.1** В дальнее гнездо кюветодержателя установить кювету с раствором с "0" градусов цветности, а в ближнее - с исследуемым раствором.

**3.2** Провести операции по пп. 2.2 – 2.7.

**3.3** По калибровочной кривой найти градус цветности, соответствующий измеренному значению оптической плотности.

**Таблица 2** – Результаты определения цветности

Номер раствора	Оптическая плотность				Градус цветности
	1	2	3	средняя	
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					
9					
10					
11					
12					
13					
14					
Проба					

Полученный результат следует сравнить с нормативом (здесь и в других лабораторных работах см.Приложение А.1). Сделать вывод о пригодности использования.

### **Контрольные вопросы**

Что такое цветность воды и каковы ее естественные и антропогенные причины?

Для чего необходимо контролировать этот показатель?

На каких законах основан метод определения цветности?

Что такое оптическая плотность?

Что такое коэффициент пропускания?

От каких факторов зависит оптическая плотность раствора?

Почему определению цветности мешает мутность раствора?

Объяснить принцип работы КФК.

Назвать основные блоки, входящие в КФК.

Полихроматический или монохроматический свет используется в приборе и почему?

Для чего в каждом определении используется раствор с "0" градусов цветности?

Почему исследуемые растворы наливают в кюветы не ниже метки?

Что такое стандартные растворы?

Каким образом строится калибровочная кривая?

Как определяется цветность исследуемой пробы?

Каковы нормативы цветности в водоемах и для питьевой воды?

## Лабораторная работа № 2

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ МУТНОСТИ И ПРОЗРАЧНОСТИ ВОДЫ

**Цель работы:** Определить мутность фотокolorиметрическим методом и прозрачность методом измерения высоты столба воды в цилиндре, сравнить с нормативами и сделать вывод о пригодности использования.

#### Определение мутности

##### Теоретическая часть

**Мутность** воды зависит от тонкодисперсных примесей, обусловленных нерастворимыми или коллоидными неорганическими и органическими веществами различного происхождения, как естественного, так и антропогенного. Взвешенные вещества попадают в воду в результате смыва твердых частичек (глины, песка, ила) верхнего покрова земли дождями или тальми водами во время сезонных паводков, а также в результате размыва русла рек. Наименьшая мутность водоемов наблюдается зимой, наибольшая - весной (в период паводков) и летом, в период дождей, таяния горных

ледников и развития мельчайших живых организмов и водорослей, плавающих в воде. Также повышение мутности воды может быть вызвано промышленными отходами, а также окислением соединений железа и марганца кислородом воздуха, например, при попадании в водоем сточных вод (см. лабораторную работу №1).

Величина мутности связана с количеством взвешенных частиц. Размер частиц суспензии может различаться от мелкого коллоида до грубых зерен, которые остаются подвешенными в воде только пока ее взбалтывают. Те частицы, которые быстро оседают на дно, обычно называют осадком. Однако не существует твердых правил для классификации таких примесей. Вода из реки с быстрым течением или ручья может содержать значительное количество осадка. В наименьшей степени осадок содержится в воде из колодцев и родников. Осадок удаляется из этой воды, пока она просачивается через песок, гравий и камни.

ВОЗ (Всемирная организация здравоохранения) по показаниям влияния на здоровье мутность не нормирует, однако с точки зрения внешнего вида рекомендует, чтобы мутность была не выше 5 ЕМФ (единицы мутности по формазину), а для целей обеззараживания - не более 1 ЕМФ. В России по требованию СанПиН мутность питьевой воды не должна превышать 1,5 мг/л (по каолину), или 2,6 ЕМФ (по формазину). Мутность и суспензия - не синонимы, хотя большинство из нас считает эти термины более или менее взаимозаменяемыми. Строго говоря, суспензия - это то вещество, которое можно удалить из воды с помощью фильтрации. Мутность же - это количественная мера света, рассеянного и поглощенного водой из-за присутствия в ней частиц суспензии.

Главным отрицательным следствием высокой мутности является то, что она защищает микроорганизмы при ультрафиолетовом обеззараживании и стимулирует рост бактерий.

Воды с мутностью 50 мг/л предварительно перемешивают и разбавляют дистиллированной водой. Результат измерений **выражают в мг/л при использовании основной стандартной суспензии каолина** или в ЕМ/литр (единицы мутности на литр) при использовании основной стандартной суспензии формазина. Последнюю единицу измерения называют также Единица Мутности по Формазину (ЕМФ) или в западной терминологии FTU (Formazine Turbidity Unit).

$$1\text{FTU}=1\text{ЕМФ}=1\text{ЕМ/л}$$

Для перерасчета используют соотношения

$$1\text{ ЕМ/л} = 0,38\text{ мг/л}; \quad 1\text{ мг/л} = 1,73\text{ ЕМ/л}.$$

При мутности 20 мг/л и ниже содержание взвешенных частиц обычно не определяют.

### Принцип метода

Мутность воды измеряют фотометрически (измерением интенсивности ослабления проходящего света – см. лабораторную работу №1). Величину мутности находят, сравнивая с мутностью стандартных суспензий каолина или трепела (таблица 1).

**Таблица 1** – Величина мутности стандартных растворов

Стандартная суспензия	каолина						трепела			
	1	2	3	4	5	6	1	2	3	4
№ стандартного раствора										
величина мутности, мг/л	0,5	1	5	10	15	20	20	30	40	50

### Подготовка к работе

Производится в соответствии с описанием в лабораторной работе № 1, пп. 1 - 4.

### Порядок выполнения работы

1 Получить у преподавателя или лаборанта пробу и стандартные растворы.

2 Построить калибровочную кривую.

2.1 Использовать кюветы с толщиной оптического слоя 2 - 5 см. Установить светофильтр  $\lambda=530$  нм. Далее работу выполнять в соответствии с пп.2.1 - 2.8 лабораторной работы № 1.

2.2 Построить калибровочную кривую, откладывая на оси ординат значения оптической плотности, абсцисс - мутность в мг/л, определенную по шкале стандартов.

3 Определить оптическую плотность пробы. Производится в соответствии с описанием в лабораторной работе № 1 (пп. 3.1 - 3.3). Результаты занести в таблицу 2.

Величину мутности при разбавлении пробы рассчитывают по формуле

$$X = \frac{A \cdot 100}{V},$$

где  $A$  – мутность, найденная по калибровочному графику;

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

100 – объем, до которого была разбавлена проба, мл.

**Таблица 2** – Результаты определения мутности

Номер раствора	Оптическая плотность (коэффициент пропускания)				Мутность, мг/л
	1	2	3	средняя	
1					
2					
3					
4					
5					
6					
Проба					

По полученному результату сделать вывод о необходимости дальнейшего анализа на содержание взвешенных веществ. Для питьевой воды сравнить с нормативом и сделать вывод о пригодности использования.

### Определение прозрачности

**Прозрачность** (или светопропускание) воды обусловлена и цветом, и мутностью, т.е. содержанием в ней различных окрашенных и взвешенных органических и минеральных веществ.

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

Определение прозрачности воды – обязательный компонент программ наблюдений за состоянием водных объектов. Специальные нормы для контроля данного параметра СанПиНом не вводятся.

Прозрачность выражают в сантиметрах. Если прозрачность менее 10 см, то следует определять, содержание взвешенных веществ.

### Принцип метода

Мерой прозрачности служит высота столба воды в цилиндре, при котором можно различать на белой бумаге стандартный шрифт определенного размера и типа. Прозрачность, выраженную в сантиметрах, определяют по шрифту с точностью 0,5 см.

### Порядок выполнения работы



1 На дно цилиндра, проградуированного в единицах длины (сантиметрах или миллиметрах), поместить пластинку со стандартным шрифтом. В качестве стандарта используют шрифт с высотой букв 3,5 мм.

2 Исследуемую воду хорошо перемешать и постепенно приливать в цилиндр до тех пор, пока буква не станет неразличимой. Результат занести в таблицу 3.

Исследования проводят в хорошо освещенном помещении, но не на прямом свете, а на расстоянии 1 м от окна.

Измерение повторить 5 раз и за окончательный результат принять среднее значение.

**Таблица 3** – Результаты определения прозрачности

Номер измерения	1	2	3	4	5	Среднее
Высота столба воды, см						

По полученному результату сделать вывод о необходимости дальнейшего анализа на содержание взвешенных веществ.

### **Контрольные вопросы**

Что такое мутность воды, каковы ее естественные и антропогенные причины?

Для чего необходимо контролировать этот показатель?

На каких законах основан метод определения мутности?

Что такое оптическая плотность?

Что такое коэффициент пропускания?

От каких факторов зависит оптическая плотность раствора?

Объяснить принцип работы КФК.

Назвать основные блоки, входящие в КФК.

Полихроматический или монохроматический свет используется в приборе и почему?

Для чего в каждом определении используется раствор с "0" концентрацией мутности?

Почему исследуемые растворы наливают в кюветы не ниже метки?

Что такое стандартные растворы?

Каким образом строится калибровочная кривая?

Как определяется мутность исследуемой пробы?

Каковы нормативы мутности в водоемах и для питьевой воды?

Что характеризует прозрачность?

На какие категории по прозрачности делится вода?

Как определить прозрачность воды?

### **Лабораторная работа № 3**

## **ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ВЗВЕШЕННЫХ И РАСТВОРЕННЫХ ВЕЩЕСТВ**

**Цель работы:** Определить содержание взвешенных веществ и общую минерализацию воды гравиметрическим методом, указать категории воды, сравнить с нормативами и сделать вывод о пригодности использования.

### **Определение содержания взвешенных веществ**

#### **Теоретическая часть**

**Взвешенные вещества** представляют собой вещества минерального и органического происхождения, смываемые с верхнего покрова земли дождями или талыми водами во время весенних паводков. Наличие взвешенных частиц в воде обусловлено присутствием частиц песка, глины, ила, водорослей, планктона и продуктов их распада, а также сбросами сточных вод и другими антропогенными факторами (см. лабораторную работу №1).

В естественных условиях в южных реках содержание взвеси обычно выше, чем в северных, и может достигать до 30 - 40 мг/л.

Высокое содержание взвешенных веществ в водоемах негативно влияет на процессы фотосинтеза, ухудшает развитие зеленых водорослей, что уменьшает содержание кислорода, тем самым, снижая процессы биохимического окисления других загрязнителей. Ухудшается развитие и фауны водоемов.

При сбросе сточных вод содержание взвешенных частиц не должно увеличиваться больше чем на 0,25 мг/л для санитарно-бытовых водоемов и на 0,75 мг/л для рекреационных. В питьевой воде взвешенных не должно быть.

#### **Принцип метода**

Количественный анализ взвешенных веществ в воде основан на их отделении путем фильтрования с последующим определением гравиметрическим способом. Гравиметрическое определение (взвешивание) производят на аналитических весах.

Для фильтрования служат мембранные и бумажные фильтры.

Бумажные фильтры используют, если содержание взвешенных веществ не более 10 мг/л.

### **Порядок выполнения работы**

**1** Получить у преподавателя или лаборанта исследуемую пробу.

**2** Фильтр "Синяя лента" поместить в бюкс с притертой крышкой и высушить в сушильном шкафу (крышка бюкса открыта) при температуре 105°C до постоянного веса. При более низкой температуре процесс сушки идет медленно, а при более высокой может произойти разложение органических примесей.

**3** Бюкс с закрытой крышкой и фильтром, охлажденные до комнатной температуры, взвесить на аналитических весах с точностью до пятого знака после запятой.

**4** Результат взвешивания занести в таблицу 1.

**5** Фильтр извлечь из бюкса и поместить в воронку, вставленную в мерный цилиндр (рисунок 1).

**6** Исследуемую пробу (100 мл) тщательно перемешать и фильтровать через бумажный фильтр. Отфильтрованную пробу оставить для 2-й части работы.

**7** Фильтр с осадком вместе с воронкой вставить в другой цилиндр или стакан.

**8** Промыть колбу, в которой была проба, дистиллированной водой, фильтруя ее через тот же фильтр.

**9** Фильтрат для дальнейшей работы не нужен. Фильтр с осадком поместить в тот же бюкс (в котором взвешивался чистый фильтр) и высушить в сушильном шкафу при 105 °С с открытой крышкой до постоянного веса.

**10** После охлаждения до комнатной температуры бюкс вместе с крышкой взвесить на аналитических весах.

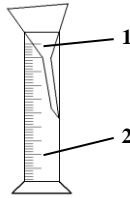
Содержание взвешенных веществ рассчитывают по формуле, мг/л

$$C_{\text{взв}} = \frac{m_1 - m_2}{V} \cdot 100\%$$

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

$m_1$  – исходная масса бюкса с крышкой и фильтром, мг;

$m_2$  – конечная масса бюкса с фильтром, осадком и крышкой, мг.



**Рисунок 1** – Фильтрация исследуемого раствора

Такое положение воронки (носик воронки прижат к стенке) обеспечивает максимальную скорость фильтрации.

## **Определение содержания растворенных веществ (общая минерализация)**

### **Теоретическая часть**

**Общая минерализация** представляет собой суммарный количественный показатель содержания растворенных в воде веществ. Этот параметр также называют содержанием растворимых твердых веществ или общим солесодержанием, так как растворенные в воде вещества находятся в виде солей. Минеральный состав воды отражает результат взаимодействия воды как физической фазы и среды жизни с другими фазами (средами): твердой, т.е. береговыми и подстилающими, а также почвообразующими минералами и породами; газообразной (с воздушной средой) и содержащейся в ней влагой и минеральными компонентами. Кроме того, минеральный состав воды обусловлен целым рядом протекающих в разных средах физико-химических и физических процессов. Это процессы растворения и кристаллизации, пептизации и коагуляции, седиментации, испарения и конденсации и др. Большое влияние на минеральный состав воды поверхностных водоемов оказывают протекающие в атмосфере и в других средах химические реакции с участием соединений азота, углерода, кислорода, серы и др.

В зависимости от солесодержания воды делят на следующие категории:

- ультрапресные – 100 мг/л;
- пресные – 100 - 1000 мг/л, (0,1-1 г/л);
- слабосоленые – 1000 - 3000 мг/л, (1-3 г/л);
- соленые – 3000 - 10000 мг/л, (3-10 г/л);
- сильносоленые – 10000 - 50000 мг/л, (10-50 г/л);
- рассолы – 50000 - 300000 мг/л, (50-300 г/л);
- ультрарассолы – > 300000 мг/л, (>300г /л).

Содержащиеся в воде минеральные соли вносят разный вклад в общее солесодержание, однако в основном – это соли 1-й группы (они образуют так называемые «главные ионы»), которые при анализах определяют в первую очередь. К ним относятся хлориды, карбонаты, гидрокарбонаты, сульфаты. Соответствующими катионами для названных анионов являются калий, натрий, кальций, магний. Соли 2-й группы также необходимо учитывать при оценке качества воды, т.к. на каждую из них установлено значение ПДК, хотя они вносят незначительный вклад в солесодержание природных вод (Приложение Б.2).

Кроме природных факторов, на общую минерализацию воды большое влияние оказывают промышленные сточные воды, городские ливневые стоки (особенно когда соль используется для борьбы с обледенением дорог) и т.п. (см. лабораторную работу № 1).

Многие производства, сельское хозяйство, предприятия питьевого водоснабжения предъявляют определенные требования к качеству вод, в частности, к минерализации, так как воды, содержащие большое количество солей, отрицательно влияют на растительные и животные организмы, технологию производства и качество продукции, вызывают коррозию, засоление почв. К величине минерализации с точки зрения отложения осадков и накипи в нагревательных приборах, паровых котлах, бытовых водогрейных устройствах применяются специальные требования, и чем меньше уровень минерализации (особенно содержание солей жесткости), тем лучше.

По данным Всемирной Организации Здравоохранения надежные данные о возможном воздействии на здоровье повышенного солесодержания отсутствуют. Поэтому по медицинским показаниям ограничения ВОЗ не вводятся. Тем не менее, изучение влияния воды при минерализации 1,5-3 г/л показало ее отрицательное влияние на секреторную функцию желудка и на водно-солевой баланс, при котором вода задерживается в организме, и могут возникнуть отеки на ногах, под глазами.

Большие дозы солености влияют на организм путем изменения осмотического баланса его клеток, что ведет к нарушению клеточных мембран организма. Обычно хорошим считается вкус воды при общем солесодержании до 600 мг/л, однако уже при величинах более 1000-1200 мг/л вода может вызвать нарекания у потребителей. Поэтому по органолептическим показаниям ВОЗ рекомендован верхний предел минерализации в 1000 мг/л. Разумеется, уровень приемлемости общего солесодержания в воде сильно варьируется в зависимости от местных условий и сложившихся привычек.

Согласно белорусским и российским нормативам в водоемах санитарно-бытового назначения общее содержание растворенных веществ не должно

превышать 1000 мг/л. СанПиН рекомендует и для питьевой воды верхний предел минерализации в 1000 мг/л. Вода же с низким содержанием слишком пресная и безвкусная.

### Принцип метода

Минеральный состав (сухой остаток) характеризует содержание в воде нелетучих растворенных веществ (главным образом минеральных) и органических веществ, температура кипения которых превышает 105–110°C. Сухой остаток определяют гравиметрическим и расчетным методами. Перед определением сухого остатка пробу необходимо фильтровать для отделения от взвешенных веществ.

Метод включает фильтрование пробы, выпаривание, высушивание при 105 °С и взвешивание.

### Порядок выполнения работы

- 1 Для анализа использовать фильтрат, полученный в 1-й части работы.
- 2 Высушить в сушильном шкафу при 105 °С фарфоровую чашку до постоянного веса.
- 3 Чашку, охлажденную до комнатной температуры, взвесить на аналитических весах.
- 4 Результат занести в таблицу 1.
- 5 Налить в чашку точно отмеренный объем исследуемой пробы и выпарить до постоянного веса в сушильном шкафу при 105 °С.
- 6 Взвесить на аналитических весах.
- 7 Результат занести в таблицу 1.

Содержание растворенных веществ рассчитывают по формуле, мг/л

$$C_{\text{раст}} = \frac{m_1 - m_2}{V} \cdot 100\% ,$$

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

$m_1$  – масса пустой чашки, мг;

$m_2$  – масса чашки после выпаривания, мг.

**Таблица 1** – Результаты определения взвешенных и растворенных веществ

Анализируемый раствор	Масса бюкса или чашки, мг		Объем исследуемой пробы, мл	масса определяемых веществ, мг/л	концентрация, мг/л
	начальная	конечная			

Взвешенные вещества					
Растворенные вещества					

Полученный результат следует сравнить с ПДК и определить категорию воды.

### Контрольные вопросы

Что такое взвешенные вещества, и каковы естественные и антропогенные причины появления их в воде?

В каких пределах может находиться этот показатель в природной воде?

Для чего необходимо контролировать этот показатель?

На чем основан принцип их определения?

Почему высушивание пробы проводят именно при 105 °С?

Почему 2-й фильтрат не используется в дальнейшей работе?

Каков допустимый предел увеличения содержания взвешенных веществ в водоемах?

Каковы нормативы взвешенных в питьевой воде?

Что такое минеральный состав, минерализация, сухой остаток?

От каких факторов зависит содержание растворенных веществ?

Какие соли преобладают в природной воде?

На какие категории по минерализации делится вода?

Для чего необходимо контролировать минерализацию воды?

Как определить общую минерализацию воды?

Каковы нормативы растворенных в водоемах и для питьевой воды?

### Лабораторная работа № 4

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВОДОРОДНОГО ПОКАЗАТЕЛЯ И КИСЛОТНОСТИ ВОДЫ

**Цель работы:** Определить водородный показатель, свободную и общую кислотность воды потенциометрическим и титрометрическим методами, сравнить с нормативами и сделать вывод о пригодности использования.

### Определение водородного показателя

## Теоретическая часть

**Водородный показатель** характеризует концентрацию свободных ионов водорода в воде. Для удобства отображения был введен специальный показатель, названный рН и представляющий собой логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:  $pH = -\lg[H^+]$ .

Если говорить проще, то величина рН определяется количественным соотношением в воде ионов  $H^+$  и  $OH^-$ , образующихся при диссоциации воды. Если в воде пониженное содержание свободных ионов водорода ( $pH > 7$ ) по сравнению с ионами  $OH^-$ , то вода будет иметь щелочную реакцию, а при повышенном содержании ионов  $H^+$  ( $pH < 7$ ) – кислотную. В идеально чистой дистиллированной воде эти ионы будут уравнивать друг друга. В таких случаях вода нейтральна и  $pH = 7$ . При растворении в воде различных химических веществ этот баланс может быть нарушен, что приводит к изменению уровня рН.

По степени кислотности воду делят на следующие категории (таблица 1):

**Таблица 1** – Категории воды по степени кислотности

Качество воды	Величина рН	причины
сильнокислые	$< 3$	результат гидролиза солей тяжелых металлов (шахтные и рудничные воды)
кислые	$3 - 5$	поступление в воду угольной кислоты, фульвокислот и других органических кислот в результате разложения органических веществ
слабокислые	$5 - 6,5$	присутствие гумусовых кислот в почве и болотных водах (воды лесной зоны)
нейтральные	$6,5 - 7,5$	наличие в водах $Ca(HCO_3)_2$ , $Mg(HCO_3)_2$
		наличие в водах



слабощелочные	7,5 – 8,5	<b>Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>
щелочные	8,5 – 10	присутствие <b>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b> или <b>NaHCO<sub>3</sub></b>
сильнощелочные	>10	присутствие <b>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b> или <b>NaHCO<sub>3</sub></b>

Хорошо известно, что повышение кислотности воды (снижение уровня pH) может быть вызвано увеличением ее внутренней энергии, приводящей к росту энтропии, снижению степени упорядоченности структуры, разрыву межмолекулярных водородных связей и ростом числа свободных молекул и отдельных протонов. Такие процессы происходят, например, при нагревании воды. При температуре около 0°C, величина pH чистой воды составляет приблизительно 7, а по мере повышения температуры и приближения к точке кипения (100°C) снижается до значений около 6,5. Возрастание щелочных свойств воды (повышение уровня pH) связано с обратными процессами - снижение внутренней энергии и энтропии, повышение структурной упорядоченности. Снижение уровня pH обусловлено также растворением CO<sub>2</sub>, содержащегося в воздухе.

Величина концентрации ионов водорода обычно колеблется в пределах:

- речные воды – 6,5 - 8,5;
- атмосферные осадки – 4,6 - 6,1;
- болота – 5,5 - 6,0;
- океан – 7,9 - 8,3 pH.

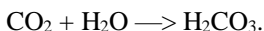
Величина pH воды шахт и рудников достигает иногда единицы, а содовых озер и термальных источников – 10. Концентрация ионов водорода подвержена сезонным колебаниям. Зимой величина pH для большинства речных систем составляет 6,8 – 7,4; летом при интенсивном фотосинтезе pH повышается до 7,4 – 8,2.

В природных водах pH зависит от соотношения концентраций свободного диоксида углерода CO<sub>2</sub> и бикарбонат-иона HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, а также от содержания других солей, гуминовых кислот и др.

При интенсивном разложении органического вещества вода может пересыщаться углекислым газом, в результате чего pH может снижаться. Особенно интенсивно эти процессы протекают в болотных водах

Снижение pH происходит также во время паводка, когда содержание карбонатов в речной воде падает вследствие разбавления. Напротив, растворение твердых карбонатов приводит к обратному эффекту.

Вода обычного дождя тоже представляет собой слабокислый раствор. Это происходит вследствие того, что природные вещества атмосферы, такие как двуокись углерода (CO<sub>2</sub>), вступают в реакцию с дождевой водой. При этом образуется слабая угольная кислота:



Тогда как в идеале рН дождевой воды равняется 5,6 – 5,7, в реальной жизни показатель кислотности рН дождевой воды в одной местности может отличаться от показателя кислотности дождевой воды в другой местности.

Для поверхностных вод в связи с меньшим содержанием в них углекислоты рН обычно выше, чем для подземных.

Сильное влияние на рН оказывает сточные воды, кислотные дожди и другие антропогенные факторы (см. лабораторную работу № 1).

В зависимости от величины рН может изменяться скорость протекания химических реакций, степень коррозионной агрессивности воды, токсичность загрязняющих веществ и т.д. Контроль за уровнем рН особенно важен на всех стадиях водоочистки, так как его отклонения в ту или иную сторону могут не только существенно сказаться на запахе, привкусе и внешнем виде воды, но и повлиять на эффективность водоочистных мероприятий.

Водяные растения лучше всего растут в воде со значениями рН между 7 и 9,2. С увеличением кислотности водяные растения начинают погибать, лишая других животных водоема пищи. При кислотности рН = 6 погибают пресноводные креветки. Когда кислотность повышается до рН = 5,5, погибают донные бактерии, которые разлагают органические вещества и листья, и органический мусор начинает скапливаться на дне. Затем гибнет планктон – крошечное животное, которое составляет основу пищевой цепи водоема и питается веществами, образующимися при разложении бактериями органических веществ. Смещение кислотности за пределы допустимого приводит к заболеванию рыб, при этом рыбы «чешутся» о грунт и растения, ведут себя беспокойно, при плавании совершают рывки, выпрыгивают из воды. Когда кислотность достигает рН 4,5, погибает вся рыба, большинство лягушек и насекомых, что приводит к гибели всей экосистемы водоема.

Роль рН в нашей жизни исключительно велика. Наш организм нормально функционирует только тогда, когда способен поддерживать определенный уровень рН и в крови и в других тканевых жидкостях. Например, рН желудочного сока = 1,1–1,7. При других значениях рН поступающие питательные вещества не расщепляются как надо, так как процесс пищеварения – это сложные химические реакции. При пониженной или повышенной кислотности желудка нарушается пищеварение – это уже

заболевание.

$\text{pH}$  крови = 7,4; слез = 7,0 – 7,4; слюны = 6,3 – 6,9;

В зависимости от величины  $\text{pH}$  может изменяться токсичность загрязняющих веществ. Под токсичностью понимают способность веществ вызывать нарушения физиологических функций организма, что в свою очередь приводит к заболеваниям.

Природную "щелочную" воду называют "живой", а "кислую" – "мертвой". Известно, что "живая" вода способствует делению клеток, росту различных тканей в живых организмах и заживлению ран, а "мертвая", наоборот, подавляет процессы роста тканей и микроорганизмов и может использоваться в качестве антисептического средства.

Известно, что при низком  $\text{pH}$  вода обладает высокой коррозионной активностью, а при высоких уровнях ( $\text{pH} > 11$ ) вода приобретает характерную мылкость, неприятный запах, способна вызывать раздражение глаз и кожи.

В большинстве природных вод  $\text{pH}$  составляет 6,5 - 8,5.

Для питьевой и хозяйственно-бытовой воды оптимальным считается уровень  $\text{pH}$  в диапазоне от 6,5 до 8,5 (СанПиН).

Значения  $\text{pH}$  различных напитков и пищевых добавок приведены в таблице Б.1 (Приложение Б).

### **Принцип метода**

Измерение концентрации ионов водорода в воде производят **потенциометрическим методом**, который основан на следующих теоретических положениях.

Даже дистиллированная вода является **электролитом**, т.е. жидкостью, в которой есть положительные и отрицательные ионы (анионы и катионы). Упорядоченное направленное движение ионов под действием внешнего поля и есть электрический ток, текущий в электролите.

Обычная водопроводная вода – тоже электролит, в ней есть дополнительные примеси различных солей, хлор, следовательно, есть ионы.

Метод основан на измерении **разности потенциалов**, возникающей между **индикаторным (измерительным)** электродом и электродом **сравнения (вспомогательным)** в отсутствие тока в электрохимической цепи.

**Нормальный потенциал (стандартный потенциал)** – физико-химическая величина, условно характеризующая равновесную разность потенциалов между электродом и раствором в том случае, когда вещества, участвующие в электродной реакции, находятся в стандартном состоянии, т.е. их активности (активные концентрации) равны 1. Поскольку фактическая разность потенциалов электрода и раствора недоступна измерению, пользуются величинами, характеризующими потенциалы различных

электродов относительно некоторого **электрода сравнения**.

Для измерения **разницы потенциалов**, а, следовательно, и активной концентрации иона  $M$ , необходимо обеспечить электрический контакт между внутренним раствором (стандартный раствор с известной концентрацией электролита) и исследуемым раствором. Для этой цели, как правило, используют хлорсеребряный электрод – **вспомогательный (1)** и **измерительный электрод (2)**. Собирают следующий гальванический элемент:

электрод вспомогательный 1	стандартный раствор 1	мембрана	исследуемый раствор 2	электрод измерительный 2
----------------------------------	--------------------------	----------	--------------------------	--------------------------------

Для определения электродного потенциала элемента необходимо измерить ЭДС гальванического элемента, составленного из измерительного электрода и электрода с точно известным потенциалом – электрода сравнения (вспомогательного).

В этих условиях анализируемая система находится в равновесии, и величина электродвижущей силы (ЭДС,  $E$ ) такой системы связана с активностью определяемого иона, в данном случае иона  $H^+$  и выражается уравнением Нернста

$$E = E^0 + \frac{RT}{F} \lg [H^+] = E^0 - 2,3 \frac{RT}{F} pH$$

где  $E^0$  – стандартный потенциал, который определяется выбором вспомогательных электродов сравнения и их электродных потенциалов,  
 $R$  – универсальная газовая постоянная, Дж/моль·град,  
 $T$  – абсолютная температура,  $^{\circ}K$ ,  
 $F$  – постоянная Фарадея.

Принцип действия любого мембранного электрода заключается в следующем. Мембрана – основной компонент любого электрода. Она разделяет внутренний раствор с постоянной концентрацией определяемого иона и исследуемый раствор. Одновременно мембрана служит средством электролитического контакта между ними. Мембрана обладает ионообменными свойствами. Проницаемость ее к ионам разного типа различна, т.е. мембрана селективна по отношению к некоторому иону (т.е. способна обмениваться этим ионом с раствором). Процесс переноса иона через мембрану состоит из трех стадий:

- 1) проникновение иона в мембрану,
- 2) перемещение иона внутри мембраны,
- 3) освобождение иона на границе раздела мембрана – водный раствор.

Очевидно, что ион, по отношению к которому мембрана проницаема, проникает в нее и перемещается в ней. В то же время для других ионов, по отношению к которым мембрана должна быть непроницаема, создаются условия, обеспечивающие ограниченное перемещение этих ионов в фазе мембраны либо предотвращающие их переход через границу раствор – мембрана.

Разность потенциалов, устанавливающаяся между двумя сторонами мембраны, измеряется с помощью двух электродов. При соответствующем составе и строении мембраны ее потенциал зависит только от активности иона, по отношению к которому мембрана селективна, по обе стороны мембраны.

Таким образом, электрод – это аналитическое устройство, позволяющее с помощью ионочувствительной мембраны узнавать конкретный тип ионов и давать информацию об их количестве в виде электрического сигнала – потенциала, который связан с активностью (концентрацией) определяемого иона в анализируемом растворе (рис. 1).

В качестве **вспомогательного электрода** обычно служит **хлорсеребряный электрод**. Это серебряная проволока, покрытая осадком хлористого серебра. К ней припаивается изолированный, экранированный и заземленный медный провод. Конструкция погружается в электродлит постоянного состава. Контакт с **анализируемым раствором** осуществляется через специальный барьер (волокно, пористая керамика, шлиф и т.д.), препятствующий смешиванию этих двух жидкостей. Для заполнения электродов сравнения должны применяться строго определенные электролиты. Чаще всего для заполнения электродов сравнения используют растворы KCl различной концентрации. Основная задача электрода сравнения – создание стабильного опорного потенциала.

В качестве стандартного электрода для измерения концентрации **ионов водорода** обычно используется **стеклянный электрод**. Стеклянный электрод – это система в виде трубки из изолирующего стекла, оканчивающейся тонкостенным шариком из специального электродного стекла, обладающего заметной электропроводностью. Шарик заполняется раствором HCl с определенной активностью ионов водорода. Стекло проводит электричество благодаря тому, что в нем могут мигрировать ионы щелочных металлов (натрия или лития), входящие в состав стекла при его синтезе. Внутренний стандартный раствор стеклянного электрода имеет **постоянную** активность ионов водорода, поэтому потенциал на внутренней поверхности мембраны не меняется. Это **стандартный потенциал**.

Для измерения рН исследуемого раствора в него погружают стеклянный электрод и электрод сравнения (хлорсеребряный). Зная  $E$  полученной цепи, можно вычислить и рН исследуемого раствора.

Значение рН контролируемого раствора определяется измерением ЭДС электродной системы с помощью преобразователя непосредственно в единицах рН.

Вычисления активной концентрации ведутся с использованием вышеприведенного уравнения в автоматическом режиме посредством микропроцессора, встроенного в прибор.

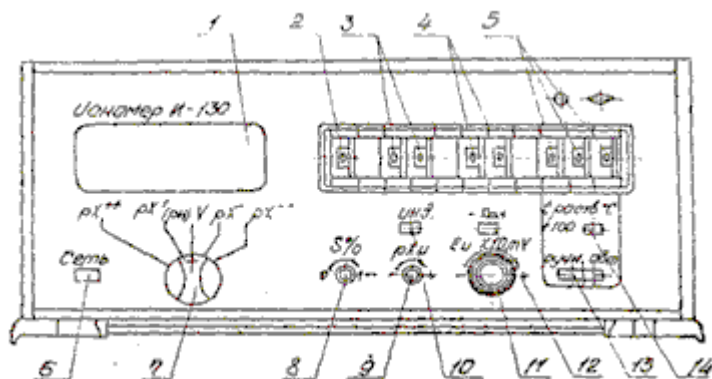
Сдвиг на единицу вызывает изменение потенциала электрода на 52,1 мВ при 20° С. Пределы линейной зависимости обусловлены свойствами стеклянного электрода.

### Подготовка к работе

1 Ионмер подключить к сети 220 В. Нажатием кнопки "Сеть" включить прибор и прогреть в течение 30 мин.

2 Переключатель рода работ установить в режим работы "рХ"(рН) поворотом ручки.

Общий вид прибора представлен на рисунке 1.



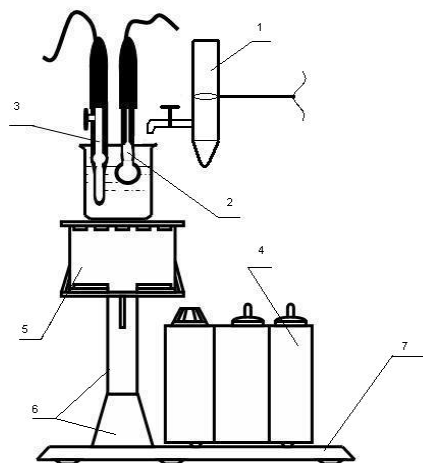
**Рисунок 1**— Общий вид прибора И-130

1 – цифровое табло со светофильтром; 2 – переключатель установки крутизны S%; 3 – переключатель установки координаты рХ; 4 –

переключатель установки координаты  $E_u$ ; 5 – переключатель ручной термокомпенсации; 6 – кнопка включения прибора; 7 – переключатель рода работ; 8 – шлиц приемного резистора установки крутизны  $S\%$ ; 9 – шлиц приемного резистора подстройки координаты  $pX_u$ ; 10 – кнопка индикации координаты ( $pX_u$ ); 11 – ручка подстройки координаты « $E_u$ »; 12 – кнопка полярности координаты « $E_u$ »; 13 – переключатель вида температурной компенсации; 14 – кнопка установки температуры « $+100^{\circ}\text{C}$ »

### Порядок выполнения работы

- 1 Получить у преподавателя или лаборанта исследуемую пробу.
- 2 Electroды перед погружением в раствор промыть дистиллированной водой и удалить остатки воды фильтровальной бумагой.
- 3 Стаканчик с исследуемой пробой установить на подставку штатива на магнитную мешалку (на активатор магнитной мешалки, установленный на блок управления).
- 4 Погрузить в стаканчик, предварительно закрепленный в штативе, термометр и электроды так, чтобы раствор полностью покрывал шарик стеклянного электрода. Нижний конец хлорсеребряного электрода должен быть ниже шарика стеклянного (рисунок 2).
- 5 Определить температуру раствора по термометру.
- 6 Установить ручкой вид температурной компенсации нажатием кнопки "Ручн."
- 7 Органами настройки "Раств." " $^{\circ}\text{C}$ " установить нужную температуру.
- 8 Отжать кнопку "Инд."
- 9 Снять показания по цифровому табло значения pH.
- 10 Результат занести в таблицу 2.
- 11 Пробу оставить на штативе для 2-й части работы.



### Рисунок 1– Определение рН и кислотности

1– бюретка с гидроксидом Na; 2 – измерительный электрод; 3 – вспомогательный электрод; 4 – блок управления; 5 – активатор; 6 – штатив; 7 – подставка.

Таблица 2 – Результаты определения рН

Исследуемые объекты	Водородный показатель рН
дистиллированная вода	
водопроводная вода	
исследуемая проба	

### Определение кислотности

#### Теоретическая часть

**Кислотностью** называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с гидроксил-ионами **ОН-**. Как известно, молекула воды состоит из двух химических элементов – водорода и кислорода, которые связаны между собой в виде ионов водорода ( $H^+$ ) и гидроксида ( $OH^-$ ). Ионы водорода ( $H^+$ ) обуславливают кислотность воды, и чем их больше в воде, тем более кислой она будет.

**Естественная кислотность** обусловлена преимущественно содержанием слабых органических кислот природного происхождения (например, гуминовых кислот), диоксида углерода (углекислого газа)  $CO_2$  и бикарбонатов кальция и натрия. В этих случаях рН воды не бывает ниже **4,5**.

В загрязненных водоемах может содержаться большое количество сильных кислот или их солей за счет сброса промышленных сточных вод и других антропогенных факторов. В этих случаях **рН** может быть ниже 4,5.

**Свободная кислотность** – это кислотность до рН, равной 4,5. Она связана с большим количеством органических кислот и диоксидом углерода. Свободная кислотность – часть общей кислотности.

**Общая кислотность** – это кислотность до рН, равной 8,3, является суммой всех форм кислотности, включая минеральную кислотность, уголекислоту и кислые соли. При рН от 4,5 до 8,3 она обусловлена в основном присутствием бикарбонатов кальция.

В сильнощелочных водах ( $pH > 8,3$ ), щелочность в большинстве случаев связана с присутствием соды (карбонатом или бикарбонатом



натрия) (таблица 1).

Происходящие в почвах процессы окисления органических веществ вызывают расход кислорода и выделение углекислоты, поэтому в воде при фильтрации ее через почву возрастает содержание углекислоты, что приводит к обогащению природных вод карбонатами кальция, магния и железа, с образованием растворимых в воде кислых солей типа:



Бикарбонаты присутствуют почти во всех водах в тех или иных количествах.

### **Принцип метода**

Кислотность воды определяют титрованием раствором сильного гидроксида. Обычно используют раствор NaOH с концентрацией 0,1 моль/л.

**Свободная кислотность** определяется при титровании до значений pH = 4,5. В этом диапазоне оттитровываются более сильные кислоты. Количество гидроксида, израсходованного до получения pH=4,5, характеризует свободную кислотность.

**Общая кислотность** определяется при титровании до значений pH = 8,3. В этом диапазоне оттитровываются некоторые органические слабые кислоты и, преимущественно, кислые соли.

Количество гидроксида, израсходованного до получения pH=8,3, характеризует общую кислотность.

Если pH воды больше 4,5, то ее свободная кислотность равна 0. Если pH >8,3, то ее общая кислотность равна 0.

Кислотность выражают в миллиграмм-эквивалентах на 1 л (мг-экв/л) или моль/л.

### **Порядок выполнения работы**

**1** В стаканчик с исследуемой пробой и электродами (из 1-й части работы), установленный на магнитной мешалке, поместить магнитную вертушку.

**2** Установить титровальную бюретку, полностью заполненную (на всю шкалу делений) 0,1 N раствором гидроксида натрия NaOH так, чтобы ее кончик был расположен над стаканчиком (рисунок 2).

**3** Включить магнитную мешалку и тумблер "Сеть" на блоке управления мешалки. Поворотом ручки отрегулировать скорость вращения магнитной вертушки (не допускать разбрызгивания раствора).

**4** Отжать кнопку "Инд."

**5** Постепенно небольшими порциями добавлять из бюретки гидроксид,

натрия, наблюдая за показателями иономера. Объем израсходованного гидроксида смотреть по шкале титровальной бюретки.

**6** После добавления каждой порции гидроксида результаты показания рН и объем израсходованного гидроксида записывать в таблицу 3.

**7** Построить график зависимости рН (ось У) от объема гидроксида (ось Х, мл).

Расчет свободной С и общей О кислотности (мг-экв/л) проводят по формулам

$$C = \frac{A \cdot 0,1 \cdot 1000}{V} = \frac{A \cdot 100}{V},$$

$$O = \frac{B \cdot 0,1 \cdot 1000}{V} = \frac{B \cdot 100}{V},$$

где *A* – объем 0,1 Н NaOH, израсходованного на титрование (находится по графику) до рН = 4,5, мл;

*B* – то же, до рН = 8,3, мг;

*V* – объем пробы, взятой для анализа, мл.

Полученные результаты расчета занести в таблицу 4.

**Таблица 3** – Результаты титрования исследуемой пробы

рН	Объем NaOH, пошедший на титрование, мл

**Таблица 4** – Результаты исследования кислотности

Определяемый показатель	рН	Кислотность, мг-экв/л

Свободная кислотность	4,5	
Общая кислотность	8,3	

Величину рН сравнить с нормативом, указать свободную и общую кислотность воды, сделать вывод о пригодности использования воды.

### Контрольные вопросы

- Что такое водородный показатель воды?
- От каких природных и антропогенных факторов зависит рН воды?
- В каких пределах может находиться этот показатель в природной воде?
- На какие категории делятся воды по степени кислотности?
- Почему болотные воды более кислые?
- Почему рН воды в реках ниже, чем в океане?
- Почему рН подземных вод ниже, чем поверхностных?
- Почему рН водопроводной воды отличается от 7?
- Чем вызваны сезонные колебания рН?
- Имеет ли значение рН для технической воды и почему?
- Как влияет этот показатель на живые организмы?
- Что такое «живая» и «мертвая» вода?
- Что такое электролит?
- Что такое стандартный потенциал?
- Что необходимо для измерения разности потенциалов?
- Каким уравнением описывается величина ЭДС?
- Каков принцип действия мембранных электродов?
- Чем отличается вспомогательный электрод от измерительного?
- Каким образом с помощью иономера определяют концентрацию ионов водорода?
- Принцип работы иономера?
- Каков норматив по рН в водоемах и питьевой воде?
- Что такое кислотность воды?
- Что такое свободная кислотность и что ее обуславливает?
- Что такое общая (полная) кислотность и что ее обуславливает?
- В чем суть метода определения кислотности?
- Как определить свободную кислотность?
- Как определить общую кислотность?
- Какую размерность имеет кислотность?

## Лабораторная работа № 5

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ХЛОРИДОВ В ВОДЕ

**Цель работы:** определить потенциометрическим методом с использованием хлор-селективного электрода содержание хлоридов в воде, сравнить с нормативами и сделать вывод о пригодности использования.

#### Теоретическая часть

Большую роль в формировании химического состава воды играют подстилающие почву грунты, с которыми вода вступает в соприкосновение, фильтруясь и растворяя некоторые минералы. Особенно интенсивно обогащают воды осадочные породы, такие, как известняки, доломиты, мергели, гипс, каменная соль и др. В свою очередь почва и породы обладают способностью адсорбировать из природной воды некоторые ионы (например,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ), замещая их эквивалентным количеством других ионов ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ).

Наиболее распространенными в природных водах являются следующие ионы:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ .

Подпочвенными водами легче всего растворяются **хлориды** и сульфаты натрия и магния, **хлорид** кальция. Таким образом, в поверхностных водах количество хлоридов зависит от характера пород, слагающих бассейны, и варьируется в широких пределах.

Хлориды присутствуют практически во всех пресных поверхностных и грунтовых водах, а также в питьевой воде в виде солей металлов.

В северных реках хлоридов обычно немного, не более 10 мг/л, в южных – доходит до сотен миллиграммов в 1 литре воды. Одной из причин этого является более высокая температура воды, что приводит к интенсификации процессов растворения и вымывания хлоридов и подстилающих грунтов и пород.

Большие количества хлоридов могут образовываться в промышленных процессах концентрирования растворов, ионного обмена, высаливания и т.д., образуя сточные воды с высоким содержанием хлорид-аниона. Сельскохозяйственные стоки, содержащие удобрения также являются источниками попадания хлоридов в природные воды.

Этот показатель весьма важен при оценке санитарного состояния водоема. Соленые воды очень коррозионно активны по отношению к металлам, пагубно влияют на рост растений, вызывают засоление почв.

Высокие концентрации хлоридов в питьевой воде не оказывают токсического воздействия на человека, однако если в воде присутствует хлорид натрия, она имеет соленый вкус уже при концентрациях свыше 250 мг/л. В случае хлоридов кальция и магния соленость воды возникает при концентрациях свыше 1000 мг/л. Именно по органолептическому показателю – вкусу установлена ПДК для питьевой воды по хлоридам – 350 мг/л.

Концентрация хлоридов в водоемах санитарно-бытового назначения также допускается до 350 мг/л.

### **Принцип метода**

Подробное описание метода см. в лабораторной работе № 4.

В данной работе для анализа используют мембранный хлор-селективный (измерительный) и хлорсеребряный (вспомогательный) электроды.

Метод основан на измерении разности потенциалов, возникающих на границах между внешней поверхностью мембраны электрода и исследуемым раствором, с одной стороны, и внутренней поверхностью мембраны и стандартным раствором – с другой. Внутренний стандартный раствор **хлор-селективного электрода** имеет **постоянную активность ионов хлора**, поэтому потенциал на внутренней поверхности мембраны не меняется.

Электрод изготавливается в пластиковом корпусе. Материалом мембраны является прессованный порошок  $\text{Ag}_2\text{S}$  с добавлением соответствующего галогенида серебра.

Не допускается эксплуатация этих электродов в растворах, содержащих сильные окислители и органические растворители, разрушающие или растворяющие материал корпуса (ПВХ).

Контролируемая среда не должна образовывать пленки и осадки на мембране и содержать ионы  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$  и органические вещества, растворяющие полистирол.

### **Подготовка к работе**

- 1 Ионномер подключить к сети 220 В,
- 2 Нажатием кнопки "Сеть" включить прибор и прогреть в течение 30 минут.
- 3 Переключатель рода работ установить в режим "рХ" поворотом ручки.

### Порядок выполнения работы

1 Получить у преподавателя или лаборанта растворы для калибровочной кривой и исследуемую пробу.

2 Произвести измерение  $pCl$  всех калибровочных растворов, начиная с наименьшей концентрации, в соответствии с п.п 2 – 8 лабораторной работы №4.

3 Тщательно вымыв электроды дистиллированной водой и обсушив их фильтровальной бумагой произвести измерение  $pCl$  исследуемой пробы.

4 Результаты измерения занести в таблицу 1.

5 Построить калибровочный график. Для построения калибровочной кривой на оси абсцисс откладывают концентрацию калибровочных растворов, а на оси ординат – значения  $pCl$ .

6 По калибровочной кривой найти концентрацию ионов хлора  $Cl$  соответствующую измеренному значению  $pCl$ .

7 Полученный результат пересчитать в мг/л и сравнить с ПДК.

$pCl = -\lg[Cl]$  ;  $[Cl]$  выражен в моль/л; т.к. 1 моль (г-экв иона) хлора равен 35 г, а 1 г равен 1000 мг, то 1 моль/л = 35000 мг/л;

Работу можно выполнить и с другими селективными электродами по указанию преподавателя, переключая ручку режима работы в соответствующее положение:

Одновалентные катионы  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $NH_4^+$  -  $pX^+$

Одновалентные анионы  $NO_2^-$ ,  $Fe^-$ ,  $Br^-$  -  $pX^-$

Двухвалентные катионы  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$  -  $pX^{++}$

Двухвалентные анионы  $SO_4^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$  -  $pX^{--}$

**Таблица 1** – Результаты измерения концентрации хлоридов

№ стандартного раствора	$pCl$	Концентрация раствора, моль/л
1		$10^{-5}$
2		$10^{-4}$
3		$10^{-3}$
4		$10^{-2}$
5		$10^{-1}$
6		1

проба		
-------	--	--

### Контрольные вопросы

От каких природных и антропогенных факторов зависит содержание хлоридов в воде?

В каких пределах может находиться этот показатель в природной воде?

Как влияет этот показатель на живые организмы?

Что такое электролит?

Что такое стандартный потенциал?

Что необходимо для измерения разности потенциалов?

Каким уравнением описывается величина ЭДС?

На чем основан изучаемый принцип метода определения хлоридов?

Каков принцип действия мембранных электродов?

Чем отличается вспомогательный электрод от измерительного?

Как устроен хлор-селективный электрод?

Каким образом с помощью иономера определяют концентрацию ионов хлора?

Принцип работы иономера?

Имеет ли метод какие-либо ограничения в применении?

Можно ли его применять для определения других ионов?

Что такое рСl?

Каков норматив рСl в водоемах и питьевой воде?

## Лабораторная работа № 6

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ СУММАРНОГО СОДЕРЖАНИЯ ОРГАНИКИ В ВОДЕ

**Цель работы:** определить суммарное содержание органики в воде методом хлорной окисляемости, сравнить с ХПК и нормативами и сделать вывод о возможности использования.

#### Теоретическая часть

Природная вода в естественных условиях всегда содержит некоторое количество органических веществ. Органические вещества, находящиеся в воде весьма разнообразны по своей природе и химическим свойствам. Их состав формируется как под влиянием внутриводоемных биохимических процессов, так и за счет поступлений извне. В самих водоемах органические вещества непрерывно поступают в воду в качестве продуктов

жизнедеятельности растений и водных обитателей, отмирания различных водных организмов, а также попадания в нее органических составляющих почвы.

Извне органические вещества попадают в водоемы за счет поступления поверхностных и подземных вод и атмосферных осадков.

Однако большую часть органических веществ вносят в водоемы промышленные и хозяйственно-бытовые сточные воды, вынос с полей удобрений и пестицидов, захоронение отходов и т.д.

Из органических веществ, попадающих извне, следует отметить гуминовые вещества, вымываемые водой из гумусовых почв (торфяников, сапропелитов и др.). Большая часть из них находится в коллоидном состоянии. При этом часть из них остается взвешенной в воде, а другая опускается на дно, где происходит их распад. Органические вещества находятся в воде также и в виде истинно растворенных соединений.

Наличие в воде органических соединений придает воде цветность, запах, резко ухудшает органолептические показатели воды, повышает вспениваемость воды и оказывает неблагоприятное действие на организм человека и животных. Многие органические вещества являются токсичными. Их содержание свыше ПДК может привести к гибели гидробионтов и всей экосистемы.

Метод основан на окисляемости органики, содержащейся в анализируемой пробе воды.

**Окисляемость** – это величина, характеризующая содержание в воде органических и минеральных веществ, окисляемых (при определенных условиях) одним из сильных химических окислителей. Окисляемость является очень удобным комплексным параметром, позволяющим оценить общее загрязнение воды органическими веществами. Существует несколько видов окисляемости воды: перманганатная, бихроматная, иодатная, цериевая, хлорная. Наиболее высокая степень окисления достигается методами бихроматной и иодатной окисляемости воды.

Чаще всего определяют бихроматную окисляемость (называемую также ХПК – "химическое потребление кислорода").

Выражается этот параметр в миллиграммах кислорода, пошедшего на окисление этих веществ, содержащихся в 1 дм<sup>3</sup> (литре) воды.

Величина окисляемости природных вод может варьироваться в широких пределах от долей миллиграммов до десятков миллиграммов O<sub>2</sub> на литр воды. Поверхностные воды имеют более высокую окисляемость (а значит и более "богаты" органикой) по сравнению с подземными. Так, горные реки и озера характеризуются окисляемостью 2-3 мг O<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>, реки равнинные - 5-12 мг O<sub>2</sub> /дм<sup>3</sup>, реки с болотным питанием - десятки миллиграммов на 1 дм<sup>3</sup>. Подземные же воды имеют в среднем окисляемость на уровне от сотых до десятых долей миллиграмма O<sub>2</sub> /дм<sup>3</sup> (исключения



составляют воды в районах нефтегазовых месторождений, торфяников, в сильно заболоченных местностях).

Окисляемость незагрязненных поверхностных вод проявляет довольно отчетливую физико-географическую зональность (табл. 3.5).

**Таблица 1 – Физико-географическая зональность природных вод**

Окисляемость	мг О <sub>2</sub> /дм <sup>3</sup>	Зона
Очень малая	0-2	Высокогорье
Малая	2-5	Горные районы
Средняя	5-10	Зоны широколиственных лесов, степи, полупустыни и пустыни, а также тундра
Повышенная	15-20	Северная и южная тайга

Окисляемость подвержена закономерным сезонным колебаниям. Их характер определяется, с одной стороны, гидрологическим режимом и зависящим от него поступлением органических веществ с водосбора, с другой, – гидробиологическим режимом.

В водоемах и водотоках, подверженных сильному воздействию хозяйственной деятельности человека, изменение окисляемости выступает как характеристика, отражающая режим поступления сточных вод (таблица 2).

В соответствии с требованиями к составу и свойствам воды водоемов санитарно-бытового (питьевого) водопользования величина ХПК не должна превышать 15 мг О/дм<sup>3</sup>; в зонах рекреации в водных объектах допускается величина ХПК до 30 мг О/дм<sup>3</sup>. ХПК питьевой воды на основании требований СанПиН не должна превосходить 5,0 мг О<sub>2</sub>/л.

**Таблица 2 – Величины ХПК в водоемах с различной степенью загрязненности**

Степень загрязнения (классы водоемов)	ХПК, мг О <sub>2</sub> /дм <sup>3</sup>
Очень чистые	1
Чистые	2
Умеренно загрязненные	3
Загрязненные	4
Грязные	5-15

### Принцип метода

Метод предназначен для оперативного контроля суммарного содержания органики в технологических и сточных водах и экологического контроля водных источников по содержанию избыточного растворенного в воде хлора, а также процессов, связанных с сорбцией и десорбцией органических веществ.

Метод основан на **хлорной окисляемости** органики, содержащейся в анализируемой пробе воды. При этом хлор количественно генерируется из хлорида натрия. Генерация хлора происходит в результате электролиза NaCl.

**Электролиз** (от электро- и греческого lysis – разложение, растворение, распад) – совокупность процессов электрохимического окисления-восстановления на погруженных в электролит электродах, при прохождении через него электрического тока.

Электролиты – это вещества и растворы, которые проводят электрический ток. К электролитам относятся водные растворы солей, кислот и оснований.

Говоря о совокупности процессов при электролизе, имеется в виду миграция ионов (положительных к катоду, отрицательных к аноду), электрохимические реакции разряда ионов, вторичные химические реакции продуктов электролиза между собой, с веществом электролита и электрода, диффузия ионов, разряжающихся на электродах.

В растворах электролитов имеются катионы и анионы, которые находятся в хаотическом движении. Если в такой раствор электролита погрузить инертные (угольные) электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться к электродам: катионы – к катоду, анионы – к аноду.

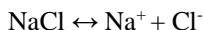
На катоде, в результате электролиза происходит восстановление ионов или молекул электролита, с образованием новых продуктов. Катионы принимают электроны и превращаются в ионы более низкой степени окисления или в атомы.

На аноде, в результате электролиза, происходит окисление ионов или молекул, находящихся в электролите или принадлежащих материалу анода (анод растворяется или окисляется).

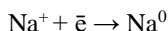
Таким образом, первичными продуктами электролиза оказываются те же части кислот, оснований и солей, которые при реакциях обмена, не изменяются, переходят из одного вещества в другое.

При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме HF и фторидов) у анода разряжаются анионы. В частности, при электролизе растворов NaCl у анода выделяется хлор.

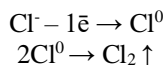
Электролиз раствора соли NaCl:



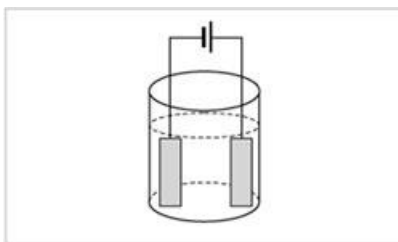
Катод (-)



Анод (+)



Приборное оформление процесса электролиза сводится к тому, что два электрода, подключенные к источнику тока, опускают в сосуд с раствором электролита (рисунок 1).



**Рисунок 1 – Схема электролитической ячейки**

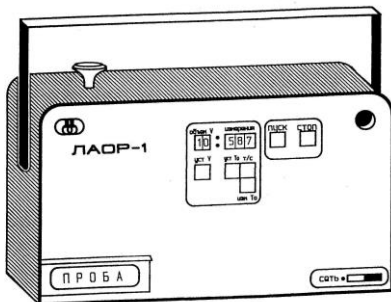
В ходе анализа регистрируется количество хлора, израсходованного на окисление органики, находящейся в пробе, точка эквивалентности фиксируется по достижении заданного порога избыточной концентрации хлора в объеме электрохимической ячейки.

В основе расчета выделившегося количества хлора лежат первый и второй законы Фарадея:

«Масса вещества, выделившегося на электроде при прохождении по раствору электролита электрического тока, прямо пропорциональна количеству электричества».

«При определенном количестве прошедшего электричества отношения масс прореагировавших веществ равно отношению их химических эквивалентов».

Анализ проводят на лабораторном экспресс-анализаторе ЛАОР-1  
Общий вид прибора представлен на рисунке 1.

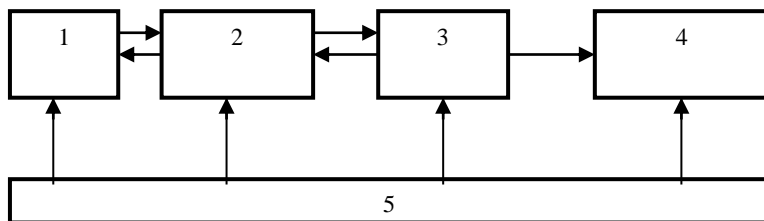


**Рисунок 2 – Общий вид прибора**

Прибор содержит следующие функциональные узлы:

- 1 электрохимический узел;
- 2 сравнивающее устройство;
- 3 контролер;
- 4 устройство отображения результатов измерения;
- 5 блок питания.

Блок-схема прибора представлена на рисунке 2.



**Рисунок 2 – Блок-схема прибора**

- 1 – электрохимический узел; 2 – сравнивающее устройство; 3 – контроллер;  
4 – устройство отображения результатов измерения; 5 – блок питания.

Электрохимический узел состоит из генераторной и индикаторной пар электродов и мешалки с электрическим приводом. В нем осуществляется окисление органики, находящейся в пробе, хлором, получаемым

электролизом из электролита до точки эквивалентности

Сравнивающее устройство предназначено для фиксации точки эквивалентности окисления органики, находящейся в пробе, хлором и для формирования управляющего сигнала, поступающего на контролер – процессорный блок.

Контролер управляет работой всего прибора, а также осуществляет расчет результатов анализа с индикацией на цифровом табло. Работа контролера определяется программой, записанной в ПЗУ.

### **Подготовка к работе**

**1** Анализатор ЛАОР-1 подключить к сети 220 В.

**2** Включить прибор нажатием кнопки "СЕТЬ", индикатор должен загореться. Прибор прогреть в течение 5 минут.

### **Порядок выполнения работы**

**1** Получить у преподавателя или лаборанта электролит (200 г NaCl в 1М растворе H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, приготовленном на дистилляте) и исследуемую пробу.

**2** Приготовить "холостую" пробу (без органики).

**2.2** В мерный цилиндр объемом 50 см<sup>3</sup> залить 10 см<sup>3</sup> электролита.

Затем долить до метки 50 см<sup>3</sup> дистиллированную воду.

**2.3** Содержимое мерного цилиндра слить в электрохимическую ячейку – стеклянный бюкс вместимостью 50 см<sup>3</sup>.

**2.4** С помощью круглого держателя, расположенного на верхней поверхности экспресс анализатора "ЛАОР", приподнять электродную систему, выдвинуть подставку, на подставку установить бюкс с холостой пробой, задвинуть обратно, после чего опустить электродную систему.

**3** Приготовить пробу с органикой (исследуемый раствор).

В мерный цилиндр объемом 50 см<sup>3</sup> залить 10 см<sup>3</sup> электролита и анализируемую пробу с помощью пипеток в количестве, заданном преподавателем и соответствующим какому-либо значению ряда 1, 2, 3, 5, 10, 15, 20, 30, 40 см<sup>3</sup>. Затем долить дистиллированную воду до метки 50 см<sup>3</sup>.

**4** Выбрать объем пробы. Для этого нажать кнопку "УСТ У" и держать до появления на индикаторе нужной цифры (последовательный перебор индикации объема пробы: 1, 2, 3, 5, 10, 15, 20, 30, 40 см<sup>3</sup>).

**5** Произвести анализ "холостой" пробы нажатием кнопки "Изм. Т<sub>0</sub>".

**6** Заменить в электрохимической ячейке "холостую" пробу на исследуемую по пп.2.2 - 2.3.

7 Нажать кнопку "ПУСК".

8 После подачи звукового сигнала об окончании опыта, нажать кнопку "СТОП".

9 Окончание процесса измерений фиксируется автоматически. Результат измерений в единицах хлорной окисляемости (мг Cl/л) фиксируется на цифровом индикаторе "Измерения" нажатием кнопки "T/c".

После окончания измерений электроды должны находиться в растворе холостой пробы до следующего цикла измерений.

В процессе работы анализатора предусмотрен автоматический контроль последовательности операций,

В случае нарушения порядка работы на трехразрядном индикаторе "Измерения" фиксируется информация о нарушении в виде "E01"- "E05".

**E01** – не выбран объем пробы. Установить объем пробы.

**E02** – провести опыт с "холостой" пробой.

**E03** – проверить дистиллированную воду на наличие органики.

**E04** – Провести несколько раз опыт с "холостой" пробой.

2 Разбавить анализируемую пробу.

**E05** – проба содержит столь малое количество органики, что необходимо провести "холостой" опыт на бидистилляте.

Для сброса информации об ошибке с индикатора нажать кнопку "СТОП".

В случае предварительного разбавления пробы с органикой показания прибора умножают на коэффициент разбавления.

Записать полученный результат и, используя коэффициент корреляции с ХПК, указанный преподавателем, рассчитать суммарное содержание органики

$$C_0 = C_{Cl} \cdot K,$$

где  $C_0$  – концентрация органики, мг/л;

$C_{Cl}$  – концентрация хлора (хлорная окисляемость), мг/л;

$K$  – коэффициент корреляции с ХПК.

$K$  можно принять равным 0,45.

Полученный результат сравнить с нормативом и сделать вывод.

### **Контрольные вопросы**

Какие факторы обуславливают наличие органических веществ в воде?

В каком состоянии находятся органические вещества в воде?

Какое воздействие они оказывают на организмы?

Какими методами можно определить содержание органики в воде?

Что такое окисляемость?

Какие виды окисляемости существуют?

Что такое ХПК?

Какую размерность имеет окисляемость?

В каких пределах бывает окисляемость в природных водах?  
 Какая связь окисляемости с географическими и сезонными факторами?  
 Можно ли по ХПК судить о степени загрязнения водоемов?  
 Что лежит в основе метода хлорной окисляемости?  
 Что такое электролиз?  
 Какие продукты образуются при электролизе NaCl?  
 Каков принцип действия прибора "ЛАОР"?  
 Какие основные блоки он включает?  
 Можно ли по показателю хлорной окисляемости определить ХПК в исследуемой пробе?  
 Каковы нормативы ХПК для питьевой воды и природных водоемов?

## ПРИЛОЖЕНИЕ А

(обязательное)

Таблица А.1 – Общие требования к составу воды санитарно-бытового, рекреационного и рыбохозяйственного назначения

№ п/п	Показатели состава и свойства воды	Питьевого качества	Назначение водоема		
			санитарно-бытовое	рекреационное	рыбохозяйственное
1	Плавающие примеси	не должно быть	Не должно быть	Не должно быть	Не должно быть
2	Взвешенные вещества, мг/л	1,5	Не должна увеличиваться больше, чем на 0,25		
3	Запахи и	2	2	2	Не должна

4	привкусы, баллы Окраска, град.	20	35°	70°	придавать вкус мясу –
5	Температура, °С	–	Не должна повышаться выше, чем на 3°С летом	Не должна повышаться выше, чем на 3°С летом	Не должна повышаться выше, чем на 3°С летом, на 5°С зимой
6	рН	6,5 – 8,5	6,5 – 8,5	6,5 – 8,5	6,5 – 8,5
7	Минеральный состав мг/л	1000	1000, в т.ч. хлоридов 350 сульфатов 500	–	–
8	Растворенный кислород, мг/л	–	4	4	6
9	БПК, мг/л	–	3	6	3
10	ХПК, мг/л	5	15	30	–
11	Ядовитые вещества	не должно быть	ПДК	ПДК	ПДК
12	Коли-индекс, шт/л	не должно быть	1000	1000	–

**ПРИЛОЖЕНИЕ Б**  
(справочное)

**Таблица Б.1**– Кислотность напитков и пищевых продуктов

Вид продукта	рН
<b>Напитки</b>	
Содовая шипучая вода	3,16
Сок в бутылках	3,92
Черный чай	4,26
Черный кофе	5,58
Молоко (сырое)	6,19



Свежеприготовленный апельсиновый сок	4,60
Свежеприготовленный морковный сок	6,68
Сок проросшей пшеницы	7,40
<b>Пищевые продукты</b>	
Яйца (сырые натуральные)	6,45
Белый хлеб	5,63
Пшеничный хлеб	4,89
Крупяные блюда для завтрака	5,52
Бекон (вареный)	4,02
Гамбургер (готовый)	3,98
Консервированный тунец	3,76
Пицца	4,34
Свежий атлантический лосось	5,78
Копченый лосось	4,91
Свеженарезанный салат без приправы	6,98
Арбуз	6,67
Бананы	7,19
Сыр	5,92
Мороженое	5,17
<b>Пищевые добавки</b>	
Витамин С	3,88
ОПЦ (олигомерные проантоцианидины)	5,23
Мультивитамины	4,63
Пищеварительные ферменты	5,41
Кальций (морские отложения)	7,89

**Таблица Б.2** – Основные компоненты минерального состава воды

Компонент минерального состава воды	Предельно допустимая концентрация (ПДК)
<b>ГРУППА 1</b>	
<i>1. Катионы:</i>	
Кальций ( $Ca^{2+}$ )	200 мг/л
Натрий ( $Na^+$ )	200 мг/л
Магний ( $Mg^{2+}$ )	100 мг/л

<i>2. Анионы:</i>	
Гидрокарбонат ( $HCO_3^-$ )	1000 мг/л
Сульфат ( $SO_4^{2-}$ )	500 мг/л
Хлорид ( $Cl^-$ )	350 мг/л
Карбонат ( $CO_3^{2-}$ )	100 мг/л
ГРУППА 2	
<i>1. Катионы:</i>	
Аммоний ( $NH_4^+$ )	2,5 мг/л
Тяжелые металлы (сумма)	0,001 ммоль/л
Железо общее (сумма $Fe^{2+}$ и $Fe^{3+}$ )	0,3 мг/л
<i>2. Анионы:</i>	
Нитрат ( $NO_3^-$ )	45 мг/л
Ортофосфат ( $PO_4^{3-}$ )	3,5 мг/л
Нитрит ( $NO_2^-$ )	0,1 мг/л

## СО Д Е Р Ж А Н И Е

Введение.....	3
1 Общие указания по проведению лабораторных работ.....	4
2 <i>Лабораторная работа №1</i> Определение цветности (интенсивности окрасивания) воды.....	8
3 <i>Лабораторная работа №2</i> Определение мутности и прозрачности	

воды.....	4
4 Лабораторная работа №3 Определение содержания взвешенных и растворенных веществ.....	19
5 Лабораторная работа №4 Определение водородного показателя и кислотности воды.....	24
6 Лабораторная работа №5 Определение содержания хлоридов в воде.....	36
7 Лабораторная работа №6 Определение суммарного содержания органики в воде.....	40
Приложение А.....	48
Приложение Б.....	49
Список рекомендуемой литературы .....	52

Учебное издание

Децук Валерия Сергеевна

Методы исследования качества сточных и природных вод

Лабораторный практикум по дисциплине «Основы экологии»

Редактор

Технический редактор

Компьютерный набор и верстка В.С. Децук

### Рекомендуемая литература

1 Мониторинг и методы контроля окружающей среды/Ю.А. Афанасьев, С.А. Фомин, В.В. Меньшиков и др. - М.: Изд-во МНЭПУ, 2001 - 337 с.

2 Муравьев А.Г. Руководство по определению показателей качества воды полевыми методами. - СПб: "Крисмас+", 1999 - 345 с.

3 МР 18.1.04-96 «Методические рекомендации. Внутрिलाбораторный контроль качества результатов анализа разных типов вод, растворов, продуктов и отходов их обработки».

4 ГН 2.1.5.689-98 «Предельно допустимые концентрации (ПДК) химических веществ в воде водных объектов хозяйственно-питьевого и

культурно-бытового водопользования», Минздрав России, Москва, 1998.

5 ГН 2.1.5.690-98 «Ориентировочные допустимые уровни (ОДУ) химических веществ в воде водных объектов хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования», Минздрав России, Москва, 1998.

бДмитриев М.Т., Казнина И.И., Пинигина И.А. Санитарно-химический анализ загрязняющих веществ в окружающей среде: Справочник. М.: Химия, 1989. 400 с.