



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
УПРАВЛЕНИЕ ДИСТАНЦИОННОГО ОБУЧЕНИЯ И ПОВЫШЕНИЯ  
КВАЛИФИКАЦИИ

Кафедра «Производственная безопасность»

# **СБОРНИК ЗАДАЧ**

по дисциплине

## **«Экология»**

Автор

Савускан Т.Н.

Ростов-на-Дону, 2015



## Аннотация

Методические указания соответствуют учебной программе дисциплины «Экология».

Предназначены для студентов I, II курсов всех направлений и всех профилей.

## Автор



к.х.н., доцент Савускан Т.Н.



## Оглавление

Качественное определение химических элементов почвы	4
Определение кислотности почвы .....	8
Определение общей минерализации природных вод.....	13
Загрязнение пищевых продуктов нитратами и их Определение в различных овощных культурах в зависимости от вида, сорта, органа, ткани .....	20
Определение рН природных и питьевых вод.....	28
Определение жесткости питьевой воды комплексометрическим способом .....	34
Определение органолептических свойств питьевой воды .....	39

## КАЧЕСТВЕННОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ПОЧВЫ

### Цель работы

Познакомиться с основными химическими элементами почвы и их ролью в жизненных процессах растительных и животных организмов.

Провести качественный анализ почвы на содержание в ней некоторых химических элементов.

### ОБЩАЯ ЧАСТЬ

Почва является источником элементов минерального питания растений. Около 20 химических элементов извлекаются живыми организмами из почвы, главными из которых являются 7 элементов: азот, фосфор, кальций, магний, железо, алюминий, сера.

**Азот** составляет более 2/3 земной атмосферы, но ни зелёные растения, ни животные его в таком виде не усваивают. Им нужен только связанный азот в виде соединений азотной ( $\text{HNO}_3$ ) или азотистой ( $\text{HNO}_2$ ) кислот и аммиака ( $\text{NH}_3$ ). Растения перерабатывают азот, образуя белки и другие азотистые соединения. Благодаря деятельности микроорганизмов, живущих на клубеньковых растениях, запасы связанного азота из атмосферы в почве ежегодно пополняются.

Азот, входящий в состав хлорофилла, участвует в фотосинтезе, поэтому при его недостатке листья и стебли растений приобретают бледно-зелёную окраску.

В почве соединения азота представлены в 4 формах:

1. Азот органических соединений, содержащихся в составе почвенного гумуса, растительных остатков и живых тел микроорганизмов.

2. Аммиачный азот, поглощённый почвенными коллоидами  $(\text{NH}_4)_2^+[\text{ППК}]^{2-}$

3. Азот минеральных солей нитратов и нитритов, находящихся в почвенном растворе.

4. Молекулярный азот  $\text{N}_2$  почвенного воздуха.

**Фосфор** — составная часть веществ, играющих большую роль в жизненных процессах. Он участвует в синтезе белков, образовании хлорофилла, росте и разложении организмов, передаче наследственных свойств. Фосфор входит в состав фер-

ментов и витаминов, влияет на азотный обмен в растениях. Наряду с другими химическими элементами фосфор является составной частью нуклеиновых кислот (РНК и ДНК), которые обеспечивают передачу наследственных свойств организма. «Фосфор — элемент жизни и мысли» (академик А. Е. Ферсман). Основной запас фосфора, необходимый растению, содержится в почве, где его меньше, чем азота и калия. Соединения фосфора находятся в почве в 2 формах: органической (гумус) и минеральной (соли фосфорной кислоты), содержание которой является преобладающим. Лучше всего растения используют водно-растворимые соединения фосфора – ортофосфаты натрия, калия, аммония,

кислые соли кальция и магния. Их в почве очень мало, но запас пополняется за счёт растворения сложных фосфатов.

**Калий** академик А. Е. Ферсман считал основой жизни растений. Он усиливает передвижение углеводов из листьев в другие органы растений, способствует нормальному протеканию фотосинтеза, образованию белковых веществ.

Калий содержится в почве в виде различных труднорастворимых минералов. Растения способны усваивать только ионы калия  $K^+$  из почвенных растворов. Ионы калия, адсорбированные на поверхности коллоидов почвы  $K_2[ППК]$ , являются главными источниками питания растений. Они вытесняются в почвенный раствор в обмен на другие ионы. Запасы растворимого и обменного калия в почве пополняются в результате выветривания сложных минералов. Калий — распространённый элемент земной коры — 2,24 %. Песчаные и супесчаные, торфяные почвы наиболее бедны калием, а солонцовые содержат его в избытке.

## ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

*Химические реактивы и оборудования:*

*Реактивы:*

раствор дифениламина в серной кислоте

HCl 0,2н раствор

NaCl 2н раствор

$Na_3[Co(NO_2)_6]$  сухой

мажные

10 %-й р-р оксалата аммония  $(NH_4)_2C_2O_4$

1 % р-р  $AgNO_3$

10 %-й р-р HCl

*Оборудование:*

стаканы хим. 200 мл

колбы 100 мл

воронки

фильтры бумажные

оловянная палочка

цилиндры 100 мл

пробирки



%-го раствора  $\text{HCl}$  и 3 мл 20 %-го раствора хлорида бария ( $\text{BaCl}_2$ ). При наличии сульфатов образуется белый мелкозернистый осадок, что свидетельствует о присутствии сульфатов, в количестве нескольких десятых долей процента и более. При меньшем их содержании наблюдается лишь слабое помутнение, лучше заметное на чёрном фоне.

**Опыт 7. Качественное определение хлоридов**

Налить 5 мл водной вытяжки, прибавить несколько капель 10 %-го раствора  $\text{HNO}_3$  и по каплям раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . Образование белого творожистого осадка подтверждает содержание в почве хлоридов в количестве 0,1 % и более. При меньшем их содержании происходит помутнение раствора без выпадения осадка.

**Опыт 8. Качественное определение карбонатов**

1/2 чайной ложки высушенной почвы поместить в фарфоровую чашку и прилить пипеткой несколько капель 10 %-го раствора  $\text{HCl}$ . Карбонатная почва «закипает» из-за выделения  $\text{CO}_2$ .

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие основные химические элементы почвы необходимы для нормального развития растительных организмов?
2. В каком виде находится азот в почве?
3. Какова роль азота в жизни растений?
4. Почему фосфор называют элементом жизни?
5. Какую роль играет фосфор в питании растений?
  
6. В каком виде содержится фосфор в почве?
7. Какова роль калия как основы жизни растений?
8. Что является главным источником калийного питания растений?

## ЛИТЕРАТУРА

1. Алексеев С. В., Беккер А. М. Изучаем экологию экспериментально.— СПб.: Просвещение,1993.
2. Асаров Х. К. Практикум по агрохимии.— М.: Просвещение. 1979.

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ КИСЛОТНОСТИ ПОЧВЫ

**Цель работы:** научиться определять кислотность почвы по величине рН водной вытяжки.

### ОБЩАЯ ЧАСТЬ

Кислотность почвы, одно из важнейших свойств многих почв, обусловленное наличием водородных ионов в почвенном растворе, а также обменных ионов водорода и алюминия в почвенном поглощающем комплексе.

Повышенная кислотность почвы отрицательно влияет на развитие растений и многих полезных микроорганизмов. Степень кислотности почвы необходимо учитывать при выборе минеральных удобрений, подготовке их перед внесением в почву.

рН	Кислые/Щелочные
14	Самые щелочные
13	
12	
11	
10	Сильнощелочные
9	Щелочные
8	Слабощелочные
7	Нейтральные
6	Слабокислые
5	Кислые
4	Сильнокислые
3	
2	
1	Самые кислые

Почвы бывают **кислые, нейтральные и щелочные**. Степень кислотности почвы обозначают условно, знаком рН с соответствующей цифрой:

- Сильнокислые..... ..3-4 рН
- Кислые..... ..4-5 рН
- Слабокислые..... ..5-6 рН
- Нейтральные..... ..6-7 рН
- Щелочные..... ..7-8 рН
- Сильнощелочные ... 8-9 рН

Знание кислотности почвы имеет огромное практическое значение. Многие культуры лучше всего развиваются на почве слабокислой или близкой нейтральной.

Для определения кислотности почвы существует множество способов.

- **Способы определения кислотности почвы**
- 1) Визуальное состояние почвы**  
Если в лужах после дождя вода стоит ржавого оттенка, с радужной пленкой на поверхности и темно-желтым рыхлым осадком,



знайте — на участке сильнокислая почва. Также сигналом очень кислой земли может послужить зеленоватый бархатистый мох на ее поверхности (даже на самых освещенных ее участках. Белесая, похожая на золу, прослойка грунта на небольшой глубине также свидетельствует о кислой среде.

**2) С помощью растений-сорняков**  
Как Вы думаете, могут ли быть полезными сорняки? Да, и сейчас я вам это докажу.

Наверное, Вы не раз обращали внимание, что на разных его участках земли растут совершенно разные растения-сорняки. Вот например, в обрамлении изумрудного пырея обосновалась семья жизнерадостных одуванчиков, раскинулись клевер, ромашки. Будьте уверены, они говорят Вам о том что земля в этом месте слабокислая (рН 5,1-6). На слабокислых почвах охотно растут также папоротники, мать-и-мачеха, сныть.

А вот, совсем казалось бы, рядом уже абсолютно другая картина. Вдоль забора раскинулись великолепные кусты дикого щавля, хвоща, подорожника. И всю эту жизнерадостность подчеркивают великолепные цветы трехцветной фиалки, ароматы дикой мяты. Земля в этом месте кислая (рН 4,1-5,0).

На нейтральной почве (рН 6,1-7) растут крапива, пастушья сумка, лебеда, мокрица. Ну а на щелочной почве (в которой рН > 7) прекрасно чувствуют себя мак, вьюнок, дрема белая.

**3) Природные реактивы**  
Чтобы определить уровень кислотности почвы нужно взять 3-4 листика обычной черной смородины, ну а если вы не найдете ее — сгодиться и листья черемухи. Заварите их в стакане кипятка, остудите и в полученный раствор добавьте ложечку земли. Если «чай» окрасится в красноватый цвет — значит реакция почвы кислая, зеленоватый оттенок — сигнал слабокислая почвы, ну а синеватый — нейтральной.

**4) Метод «химика по жизни»**  
2 столовые ложки испытываемой почвы засыпать в бутылку 0,5 литра (важное условие — бутылка должна быть с узким горлышком), затем налить в нее 6 столовых ложек воды комнатной

температуры.

Отдельно приготовить пакет из обычной свернутой бумаги, засыпав в него чайную ложку обычного измельченного мела завернуть в небольшой кусочек бумаги (5×5 см) и протолкнуть в бутылку.

На горлышко бутылки одеть детский маленький надувной шарик , скатанный в плотный валик (его можно заменить также резиновым напальчиком, который наверняка найдется в любой аптечке). После бутылку, обернутую в полотенце, нужно энергично встряхивать в течение 5 минут.

Если грунт кислый, то при взаимодействии с мелом в бутылке начнется химическая реакция с выделением углекислого газа, давление станет повышаться и резина на горлышке выпрямится полностью, если грунт слабокислый — шарик распрямится наполовину, если нейтральный — не распрямится вовсе, оставшись сплюснутым.

### 5) Классический лакмусовый метод

Чтобы определить уровень кислотности почв можно купить и обычный набор лакмусовой бумаги. Погрузив листок-тестер на пару секунд в смоченную почву и сравнив полученную расцветку со шкалой на упаковке вы получите очень точный результат.



### 6) Определение при помощи pH-метров.

Это маленькие портативные приборы, которые достаточно просто поместить в землю, и через несколько секунд Вы узнаете не только уровень кислотности почвы, но ее влажность. Измеряют

кислотность такие приборы очень точно и оперативно – до 1 минуты, с точностью до десятых.

### **Нейтрализация кислой почвы**

Для нейтрализации кислых почв применяют: гашеную известь, доломитовую муку, известковую муку с медленным действием, известняк доломитизированный с еще более медленным действием, цементную пыль, известковый туф, мел молотый.

Вносить известь лучше весной перед перекопкой почвы и перед посадкой. Равномерно рассыпьте ее на поверхности почвы и хорошо перекопайте. Не вносите известь вместе с аммиачными формами азотных и фосфорных удобрений, так как возможны потери азота, а фосфор хуже усваивается растениями.

Перед внесением удобрений выясните, какая почва у вас на участке. Ведь одни удобрения (аммиачная селитра, мочевины, сульфат аммония) подкисляют почву, а другие (фосфорная и костяная мука, кальциевая селитра) подщелачивают.

Растения плохо развиваются не только на кислых, но и на известковых почвах. На такой почве деревья будут постоянно желтеть, или хлорозировать (желтые листья – хлороз), поскольку известь связывает железо, необходимое для образования хлорофилла в листьях.

### **МАТЕРИАЛЬНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ**

Конические колбы, универсальная индикаторная бумага, дистиллированная вода, технические весы, пробирки, мерный стеклянный цилиндр.

### **ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ**

Отобрать 5-6 столовых ложек почвы, высушить и на листе бумаги, взвесить из этой высушенной почвы 20 грамм. Взвешенную почву перенести в колбу, добавить 50 мл. дистиллированной воды, в течение 10-15 минут взбалтывать. Полученной суспензии дать отстоять и отфильтровать. Этот раствор является водной вытяжкой почвы. С помощью индикаторной бумаги определить pH раствора.

Сделать вывод о величине pH.

### Контрольные вопросы:

1. Что такое кислотность почвы?
2. Какие бывают почвы (разделение по pH)?
3. Как определить кислотность почвы по визуальному состоянию?
4. Как определить кислотность почвы с помощью растений сорняков?
5. Как определить кислотность почвы с использованием лакмусовой бумаги?
6. Каким образом нейтрализуется кислая почва?
7. Для чего необходимо учитывать кислотность почвы?

### ЛИТЕРАТУРА

1. Экология. *Коробкин В.И., Передельский Л.В.*, 12-е изд., доп. и перераб. - Ростов н/Д: Феникс, 2007. - 602 с.
2. Акимова Т.В. Экология. Человек-Экономика-Биота-Среда: Учебник для студентов вузов/ Т.А.Акимова, В.В.Хаскин; 2-е изд., перераб. и дополн.- М.:ЮНИТИ, 2009.- 556 с. Рекомендован Минобр. РФ в качестве учебника для студентов вузов.
3. Стадницкий Г.В., Родионов А.И. Экология: Уч. пособие для студ. химико-технол. и техн. сп. вузов./ Под ред. В.А.Соловьева, Ю.А.Кротова.- 4-е изд., испр. – СПб.: Химия, 2007. -238с. Рекомендован Минобр. РФ в качестве учебника для студентов вузов.

# ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ МИНЕРАЛИЗАЦИИ ПРИРОДНЫХ ВОД

## Инструкция по технике безопасности

При выполнении лабораторной работы “Определение общей минерализации природных вод” студенты должны соблюдать следующие правила:

1. Аккуратно обращаться со стеклянной или фарфоровой посудой и оборудованием.
2. Осторожно проводить нагревание и выпаривание растворов. Не трогать горячие предметы незащищенными руками.
3. Осторожно обращаться с растворами кислот! Не допускать попадание кислот на одежду, кожу, в глаза и на окружающие предметы.
4. Работу проводить аккуратно и точно в соответствии с инструкцией.
5. После окончания работы вымыть всю посуду, убрать оборудование и рабочее место.
6. Со всеми неясными вопросами обращаться к преподавателю.

### 1. Цель работы

- 1.1. Закрепить теоретические знания об экологическом и гигиеническом значении качества природных вод.
- 1.2. Овладеть навыками определения показателя общей минерализации воды с целью ее гигиенической оценки.

### 2. Общие положения

Вода является основой всех жизненных процессов, единственным источником кислорода в главном движущем процессе на Земле – фотосинтезе.

Качество воды в природе определяется совокупностью физико-географических факторов (климат, рельеф местности, почвенный покров, характер прибрежной растительности, площадь стока и др.)

Под качеством воды понимают совокупность ее свойств, обусловленных характером содержащихся в воде примесей (ми-

неральных и органических веществ и биологических загрязнений).

Стремительное возрастание потребления воды населением, для нужд промышленного и сельскохозяйственного производства сопровождаются отбором значительных масс воды из рек, озер, других поверхностных и подземных водных объектов, что оказывает существенное влияние на состояние водоемов и природной среды в целом. Вместе с возрастанием потребления воды увеличивается сброс сточных вод в водоемы, в результате которого они загрязняются (рис. 1).

Под загрязнением водоемов понимается снижение их биосферных функций и экономического значения в результате поступления в них вредных веществ.



Экология

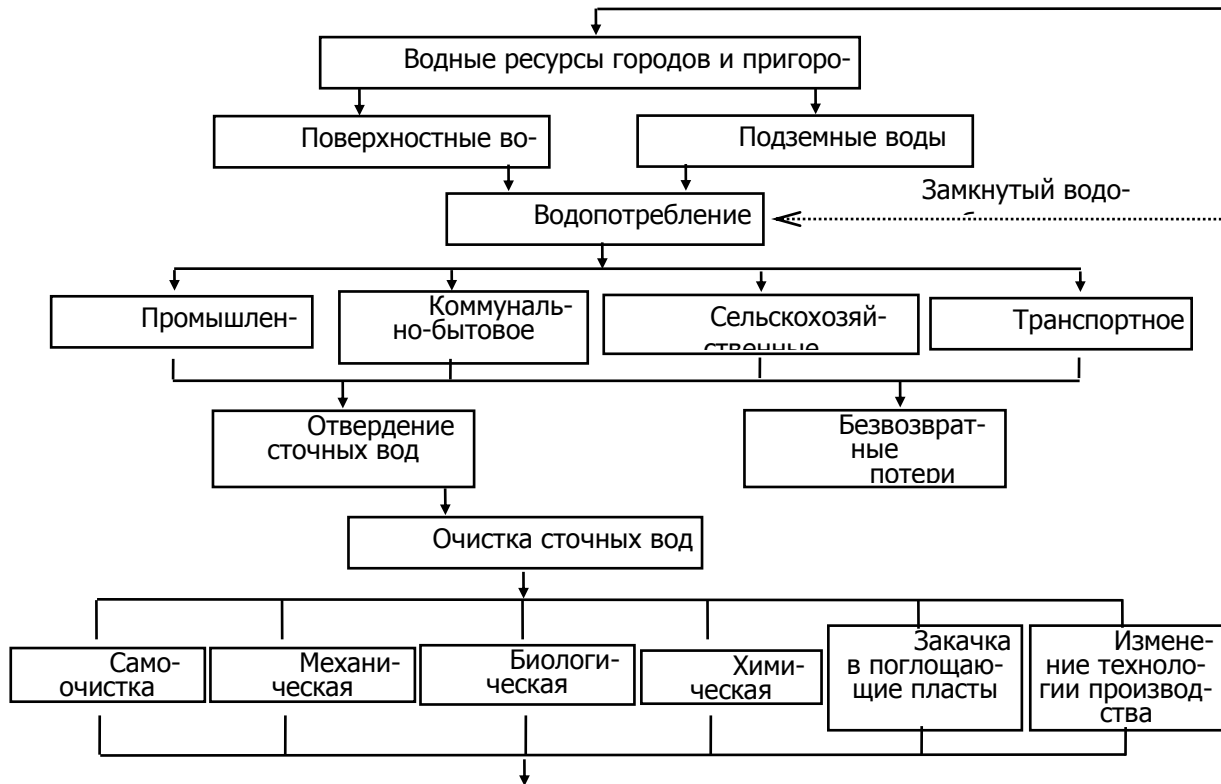


Рис. 1. Схема использования водных ресурсов (по В.С. Кожевникову)

Основная причина загрязнения водных бассейнов – сброс в водоемы неочищенных или недостаточно очищенных сточных вод промышленными предприятиями, коммунально-бытовым и сельским хозяйством. Объемы сточных вод и их качественные характеристики определяются численностью населения города или населенного пункта, развитием водоемких отраслей промышленности и сельскохозяйственного производства, объемом водопотребления, токсичностью стоков и т.д.

Законодательство устанавливает для каждого загрязняющего вещества предельно допустимый сброс (ПДС) и предельно допустимую концентрацию (ПДК) его в водной среде.

**Предельно-допустимый сброс) (ПДС)** – это масса загрязняющего вещества, выбрасываемая отдельными источниками за единицу времени, превышение которой приводит к неблагоприятным последствиям в окружающей среде и опасно для здоровья человека. При спуске сточных вод вне черты города ПДС для отдельных предприятий рассчитывают с учетом возможного разбавления сточных вод, а также с учетом процессов естественного самоочищения вод от поступающих в них веществ.

**Предельно допустимая концентрация (ПДК)** – это максимальная концентрация, при которой вещество не оказывает отрицательного воздействия на здоровье человека или его потомство при воздействии на организм в течение всей жизни и не ухудшает гигиенические условия водопотребления.

В настоящее время при определении ПДК учитывают не только степень влияния загрязнителей на здоровье человека, но и воздействие их на животных, растения, грибы, микроорганизмы, а также на природное сообщество в целом. В соответствии с требованием санитарных норм, состав природных вод оценивается физическими, химическими и гигиеническими показателями.

**Физические показатели** – температура, содержание взвешенных веществ, цветность, запах и привкус характеризуют органолептические свойства воды, воспринимаемые человеком с помощью органов чувств.

**Химические показатели** характеризуют степень безвредности воды и включают содержание вредных веществ, наиболее часто встречающихся в природных водах, а также веществ антропогенного происхождения, получивших глобальное распространение.

**Гигиенические показатели** природных вод характеризуют степень безопасности воды в эпидемическом отношении.



В естественном состоянии вода никогда не свободна от примесей. В 1 л пресной воды может содержаться до 1 г солей. Высокое содержание солей в воде приводит к росту заболеваний, связанных с нарушением обмена веществ: остеохондроза, желче- и мочекаменной болезней. Поэтому СанПиН 2.1.4.559-96 устанавливает одним из показателей безвредности питьевой воды – показатель “общая минерализация (сухой остаток)”, в соответствии с которым ПДК сухого остатка не должна превышать 1000 мг/л.

### 3. Материальное обеспечение

1. Бутыль емкостью 1,0 л для забора воды из водоема.
2. Фарфоровая чашка емкостью 200 мл.
3. Фильтр.
4. Воронка.
5. Мерный цилиндр или мензурка.
6. Водяная баня.
7. Сушильный шкаф.
8. Весы.

### 4. Порядок выполнения работы

4.1 Из открытого водоема взять пробу воды с глубины 0,5-1 м. Для забора пробы привязать закрытую бутылку к шести или прикрепить к ней гирю и на веревке спустить на требуемую глубину. Бутылку открыть с помощью шнура, прикрепленного к пробке. Анализ должен быть проведен не позже 2 часов после забора.

4.2 Профильтровать 100-110 мл исследуемой воды.

4.3 Фарфоровую чашку прокалить, охладить и взвесить.

4.4 Налить в чашку 100 г профильтрованной воды и выпарить на водяной бане досуха.

4.5 Высушить чашку с остатком в сушильном шкафу при температуре 105°C до постоянного веса.

4.6 Вычислить содержание сухого остатка по формуле:

$$x = (A - B) \cdot 1000 / V,$$

где  $x$  – содержание сухого остатка, мг/л;

$A$  – масса чашки с сухим остатком, мг;

$B$  – масса пустой чашки, мг;

$V$  – объем исследуемой воды, мл;

- 1000 – коэффициент для пересчета на 1 л.  
4.7 Заполнить таблицу 1 протокола исследования.  
4.8 Оформить отчет по ниже приведенной форме.

Таблица 1

Протокол исследования

Показатель	Единица измерения	Результат исследования	Санитарная норма (ПДК)
Общая минерализация (сухой остаток)	мг/л		1000

### 5. Содержание отчета

1. Наименование и цель работы.
2. Причины загрязнения водоемов.
3. Схема использования водных ресурсов.
4. Формулировка ПДС и ПДК.
5. Показатели состава природных вод.
6. Формула вычисления содержания сухого остатка.
7. Таблица протокола исследований.
8. Вывод в соответствии качества воды санитарной норме по показателю "Общая минерализация (сухой остаток)".
9. Ответы на контрольные вопросы.

### 6. Контрольные вопросы

1. От каких факторов зависит качество воды в природе?
2. Что понимают под загрязнением водоемов?
3. Каковы причины загрязнения водоемов?
4. Каковы основные источники загрязнения водоемов?
5. Что такое ПДС и ПДК?
6. Какими показателями оценивают качество природных вод?
7. Каково влияние высокого содержания солей в воде на организм человека?

8. Что такое сухой остаток и что он характеризует?
9. Как определить общую минерализацию (сухой остаток) воды?

### ЛИТЕРАТУРА

1. Новиков Ю.В. Экология, окружающая среда и человек. – М.: Ун-т «Дружбы народов», 1998.
2. Экология и природопользование / Под ред. Э.А. Аристумова. – М.: Изд. Дом «Дашков и К», 1999.
3. Габович Р.Д. Гигиена. – М.: Медицина, 1982.
4. СанПин 2.1.4.559–96. Санитарные правила и нормы. Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды. – М.: Госкомсанэпиднадзор России, 1996.

## ЗАГРЯЗНЕНИЕ ПИЩЕВЫХ ПРОДУКТОВ НИТРАТАМИ И ИХ ОПРЕДЕЛЕНИЕ В РАЗЛИЧНЫХ ОВОЩНЫХ КУЛЬТУРАХ В ЗАВИСИМОСТИ ОТ ВИДА, СОРТА, ОРГАНА, ТКАНИ

**Цель работы:** научиться с помощью дифениламина определять избыток или недостаток нитратов в растениях.

### 1. Общая часть

Нитраты — неотъемлемая часть всех наземных и водных экосистем, поскольку процесс нитрификации, ведущий к образованию окисленных неорганических соединений азота, носит глобальный характер. В то же время, в связи с применением в больших масштабах азотных удобрений, поступление неорганических соединений азота в растения возрастает. Избыточное потребление азота удобрений не только ведет к аккумуляции нитратов в растениях, но и способствует загрязнению водоемов и грунтовых вод остатками удобрений, в результате чего загрязнение сельскохозяйственной продукции нитратами увеличивается. Однако нитраты в растениях могут происходить не только от переизбытка азотных удобрений, но и от недостатка других их видов (фосфорных, калийных и др.) частичной заменой недостающих ионов нитрат-ионами при минеральном питании, а также при снижении у ряда растений активности фермента нитратредуктазы, превращающего нитраты в белки.

Ввиду этого четко различаются виды и сорта растений по накоплению и содержанию нитратов. Существуют, например, виды овощных культур с большим и малым содержанием нитратов. Так, накопителями нитратов являются семейства тыквенных, капустных, сельдерейных. Наибольшее их количество содержится в листовых овощах: петрушке, укропе, сельдерее, наименьшее — в томатах, баклажанах, чесноке, зеленом горошке, винограде, яблочках и др. И между отдельными сортами существуют в этом отношении сильные различия. Так, сорта моркови «шантанэ», «пионер» отличаются низким содержанием нитратов, а «нантская», «лосиноостровская» — высоким. Зимние сорта капусты мало накапливают нитратов по сравнению с летними.

Наибольшее количество нитратов содержится в сосущих и проводящих органах растений — корнях, стеблях, черешках и

жилках листьев. Так, у капусты наружные листья кочана содержат в 2 раза больше нитратов, чем внутренние. А в жилке листа и кочерыжке содержание нитратов в 2–3 раза больше, чем в листовой пластинке (рисунок). У кабачков, огурцов и т. п. плодов нитраты убывают от плодоножки к верхушке.

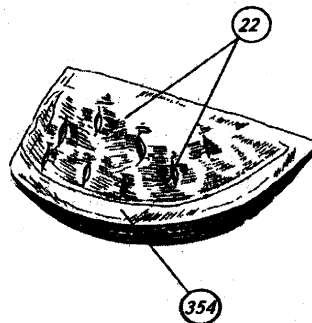
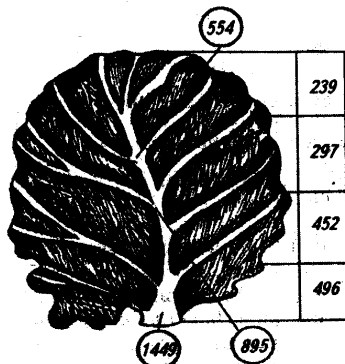
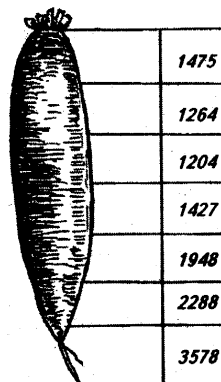
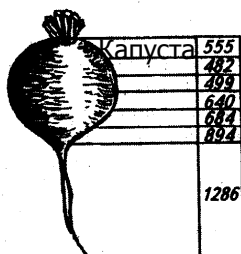
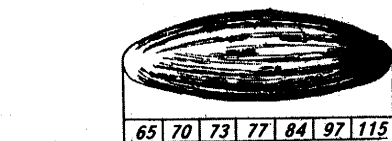
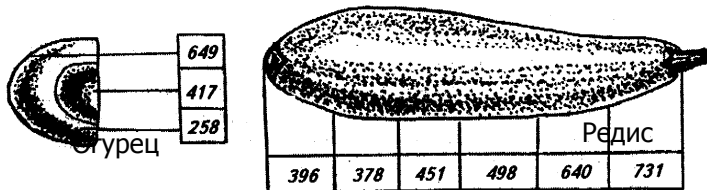
Таблица

**Содержание нитратов в сельскохозяйственной продукции и их допустимые уровни (мг/кг сырой массы по нитрат-иону)**

Вид растений	Содержание нитратов	Допустимые уровни для грунта	
		открытого	закрытого
Арбузы	40–600	60	
Баклажаны	80–270		
Брюква	400–550	400	
Горошек зеленый	20–80		
Дыни	40–500	90	
Капуста белокочанная	600–3000	900	
Капуста кольраби	160–2700	400	
Кабачки	400–700	400	400
Картофель	40–980	250	
Кресс-салат	1300–4900	2000	3000
Лук зеленый	40–1400	600	800
Лук репчатый	60–900	80	
Морковь	160–2200	400	
Огурцы	80–560	150	400
Перец сладкий	40–330	200	400
Петрушка (зелень)	1700–2500	1800	
Редька черная	1500–1800	1300	
Редис	400–2700	1500	
Репа	600–900	700	
Салат	400–2900	2000	3000
Свекла столовая	200–4500	1400	
Томаты	10–180	150	300
Укроп	400–2200	2000	3000
Фасоль	20–900		

## Экология

Чеснок	40–300		
Шпинат	600–4000	1200	
Щавель	240–400		



Распределение нитратов в растениях (мг/кг сырой массы)

В результате употребления продуктов с повышенным содержанием нитратов человек может заболеть метгемоглобинией. При этом заболевании ион  $\text{NO}_3^-$  взаимодействует с гемоглобином крови, окисляя железо, входящее в гемоглобин, до трехвалентного, а образовавшийся в результате этого метгемоглобин не способен переносить кислород и человек испытывает кислородную недостаточность: задыхается при физических нагрузках. В желудочно-кишечном тракте избыточное количество нитратов под действием микрофлоры кишечника превращается в токсичные нитриты, а далее возможно превращение их в нитрозоамины — сильные канцерогенные яды, вызывающие опухоли. В связи с этим при употреблении в пищу растений — накопителей нитратов важно нитраты разбавлять и употреблять в малых дозах. Содержание нитратов можно уменьшить вымачиванием, кипячением продуктов (если отвар не используется), удалением тех частей, которые содержат большое количество нитратов.

Допустимые нормы нитратов (по данным ВОЗ) составляют 5 мг (по нитрат-иону) в сутки на 1 кг массы взрослого человека, т. е. при массе 50—60 кг — это 220—300 мг, а при 60—70 кг — 300—350 мг.

Поэтому излаается метод определения нитратов у различных видов, сортов, тканей и частей овощной продукции, который основан на хорошо известной реакции нитрат-иона с дифениламином. При этом описываются два варианта: с использованием выжатого сока и целых растений.

## 2. МАТЕРИАЛЬНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

1) Ступки малые с пестиками; 2) предметные стекла; 3) марлевые салфетки; 4) мелкие емкости – пузырьки из-под пенициллина с пробками; 5) пипетки химические на 5 мл; 6) пипетки медицинские; 7) скальпели; 8) 1%-й раствор дифениламина в концентрированной серной кислоте; 9) исходный раствор  $\text{NaNO}_3$  для построения калибровочной кривой; 10) дистиллированная вода; 11) термостойкий химический стакан объемом 0,5–1 л для кипячения овощей; 12) электроплитка; 13) части различных овощей, содержащих наибольшее количество нитратов, с неокрашенным соком (капуста, огурцы, кабачки, картофель, дыня и др.).

### 3. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

#### **А. Определение нитратов в соке растений**

За несколько дней до занятия студентам дается задание принести различные овощи, купленные в магазине или с собственного участка. Овощи следует вымыть и обсушить.

В один из пузырьков наливают 10 мл исходного раствора  $\text{NaNO}_3$ , соответствующего по концентрации максимальному содержанию нитратов в овощах (см. таблицу) — 3000 мг на кг. Следует отметить, что в отдельных органах растений встречаются и значительно большие концентрации.

Серию калибровочных растворов готовят разбавлением пополам предыдущего (например, к 3 мл исходного раствора прибавляется 3 мл дистиллированной воды, взбалтывается и т. д.) Получают серию растворов с разным содержанием нитратов: 3000, 1500, 750, 375, 188, 94, 47, 23 мг/кг.

Баллы	Характер окраски	Содержание нитратов, мг/кг
6	Сок или срез окрашиваются быстро и интенсивно в иссиня-черный цвет. Окраска устойчива и не пропадает	>3000
5	Сок или срез окрашиваются в темно-синий цвет. Окраска сохраняется некоторое время	3000
4	Сок или срез окрашиваются в синий цвет. Окраска наступает не сразу	1000
3	Окраска светло-синяя, исчезает через 2–3 минуты	500
2	Окраска быстро исчезает, окрашиваются главным образом проводящие пучки	250
1	Следы голубой, быстро исчезающей окраски	100
0	Нет ни голубой, ни синей окраски. На целых растениях возможно порозовение	0

Под предметное стекло подкладывается лист белой бумаги, на стекло капают две капли изучаемого раствора и две такие же капли дифениламина в трехкратной повторности. Описывают реакцию согласно следующей градации, которую можно использовать как для калибровочных растворов, так и для двух типов ана-



лизов.

Следует отметить, что основой для определения содержания нитратов в соке должны быть собственные исследования, а не вышеприведенная таблица, так как окраска может варьировать в зависимости от качества реактивов, срока их годности, температуры в помещении и др.

Овощи и плоды расчленяют на части: зона, примыкающая к плодоножке, кожура, периферийная часть, срединная часть, кочерыжка (у капусты), жилки, лист без жилок. Вырезанные части мелко режут ножом и быстро растирают в ступке, сок отжимают через 2—3 слоя марли. 2 капли сока капают на чистое предметное стекло, положенное на белую бумагу, добавляют 2 капли дифениламина. Быстро описывают все наблюдаемые реакции согласно схеме. Повторность опыта 3-кратная. В случае сомнений в содержании нитратов в той или иной части овощной продукции рядом капают калибровочный раствор с известной концентрацией вещества и повторяют реакцию с дифениламином.

Анализ начинают с сока капусты и картофеля, затем помещают эти овощи в термостойкий химический стакан с кипящей дистиллированной водой и кипятят 10—15 мин, после чего анализируют и отварные овощи, и отвар. За время варки делают анализ различных частей других овощей и плодов (не менее четырех видов за занятие). Записывают в общую таблицу на доске и в частную — в тетради.

### Схема записи

*Содержание нитратов в различных овощах и плодах*

Исследуемое растение	Часть	Баллы	Содержание нитратов, мг/кг
Картофель свежий	а) Под кожурой б) Серединная часть		
Картофель отварной	Те же части		
Капуста	а) Жилки б) Кочерыжка в) Лист		

Капуста отварная	Те же части		
Отвар			

### Б. Определение нитратов в целых растениях

Отрезают у свежих растений части в виде толстых срезов: куски стеблей, черешков, плодов. Кладут их на полоску восковой бумаги. Капают на различные части среза по несколько капель 1%-ого раствора дифениламина в серной кислоте, отмечают окрашивание согласно вышеприведенной шкале. При этом в случае малых концентраций нитратов в продукции и при отсутствии синей окраски может наступить порозовение ткани вследствие ее обугливания от  $H_2SO_4$  в реактиве дифениламина.

Указанный метод дает возможность оценить и сравнить разные ткани овощных и других растений прямо в поле. Он проверен и хорошо действует на хлебных злаках, картофеле, корнеплодах, овощах бобовых, многолетних травах для оценки обеспеченности различных сельхозкультур азотом. Показано, что нитраты исчезают в фазе цветения, но их много в период вегетативного роста, который и должен быть использован для оценки. Нитраты сразу утилизируются (не проявляются в анализах) в меристемах, в почках, бутонах и цветках различных сельхозкультур.

## 4. Приготовление реактивов

1) 1%-й раствор дифениламина в серной кислоте: 1 г дифениламина растворяют в 99 г концентрированной серной кислоты (плотностью 1,84). Это соответствует приблизительно 54 мл  $H_2SO_4$ .

Расчет:

$$\rho = \frac{m}{V}; V = \frac{m}{\rho} = 53,8 \text{ мл,}$$

где  $\rho$  — плотность;  $m$  — масса;  $V$  — объем.

2) Исходный раствор  $NaNO_3$  для построения калибровочной кривой.

Если растворить 1 г  $NaNO_3$  в 1 л воды, то это будет соответствовать 729 мг/кг нитратов (по нитрат-иону):

85 ——— 1000 мг (1 гр)

$$62 \text{ — } X$$
$$X = \frac{62 \cdot 1000}{85} = 729 \text{ мг/кг,}$$

где 85 — молекулярный вес  $\text{NaNO}_3$ ; 62 — молекулярный вес нитрат-иона ( $\text{NO}_3^-$ ).

Однако, согласно таблице, наибольшее содержание нитратов в распространенных видах овощей — 3000 мг/кг.

$$729 \text{ — } 1000 \text{ мг (1 гр)}$$
$$3000 \text{ — } X$$
$$X = \frac{3000 \cdot 1000}{729} = 4,11 \text{ гр,}$$

т. е. надо растворить 4,11 г соли в литре дистиллированной воды. Однако при небольшом количестве анализов в учебных целях достаточно и 100 мл, т. е. 411 мг  $\text{NaNO}_3$  нужно растворить в 100 мл воды.

#### 4. контрольные вопросы

1. Дайте определение нитратов.
2. Как происходит накопление нитратов в растениях?
3. Какие растения являются накопителями нитратов?
4. Где содержится наибольшее количество нитратов?
5. К каким болезням приводит употребление продуктов, содержащих повышенное количество нитратов?
6. Назовите допустимые нормы нитратов.

#### Литература

1. Фёдорова А.И., Никольская А.Н. Практикум по экологии и охране окружающей среды: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений. — М.: Гуманит. изд. Центр ВЛАДОС, 2001. — 288 с.
2. Атлас распределения нитратов в растениях / Ин-т почвоведения и фотосинтеза РАН. — Пушкино, 1989. — 67 с.
3. Клейн Р.М., Клейн Д.Т. Методы исследования растений. — М.: Колос, 1974. — 526 с.

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH ПРИРОДНЫХ И ПИТЬЕВЫХ ВОД

**Цель работы:** научиться оценивать величину pH воды и выявить причины отклонения pH от нормы.

### 1. Общая часть

Гидросфера служит естественным аккумулятором большинства загрязняющих веществ, поступающих в атмосферу или литосферу. Это связано с большой растворяющей способностью воды, с круговоротом воды в природе, а также с тем, что водоемы являются конечным пунктом на пути движения различных сточных вод.

Присутствие загрязняющих веществ в водной среде оказывает влияние на жизнедеятельность отдельных живых организмов и на функционирование всей водной системы.

Природная вода является неоднородной средой, в ней присутствуют взвешенные частицы и микропузырьки газа. Размер частиц различен. Оседающие частицы состоят из минерального ядра и органического слоя. Толща воды, кроме того, наполнена множеством микроорганизмов, находящихся в равновесии с окружающей средой.

Воздействие загрязнителей на природные водоемы различно. Тепловое загрязнение вызывает интенсификацию процессов жизнедеятельности водных организмов, что нарушает равновесие экосистемы. Минеральные соли опасны для одноклеточных организмов, обменивающихся с внешней средой осмотически. Взвешенные частицы уменьшают прозрачность воды, снижают фотосинтез водных растений и аэрацию водной среды, способствуют заилению дна в зонах с малой скоростью течения, оказывают неблагоприятное воздействие на жизнедеятельность водных организмов-фильтраторов. На взвешенных частицах могут сорбироваться различные загрязняющие вещества, оседая на дно, они могут стать источником вторичного загрязнения воды.

Загрязнение вод тяжелыми металлами не только оказывает экологический вред, но и наносит значительный экономический ущерб. Источниками загрязнения воды тяжелыми металлами служат гальванические цехи, предприятия горнодобывающей промышленности, черной и цветной металлургии. При загрязнении воды нефтепродуктами на поверхности образуется пленка, пре-

пятствующая газообмену воды с атмосферой. В ней, а также в эмульсии тяжелых фракций накапливаются другие загрязнители, кроме того, сами нефтепродукты аккумулируются в водных организмах. Основными источниками загрязнения вод нефтепродуктами является водный транспорт и поверхностный сток с городских территорий. Загрязнение водной среды биогенными элементами ведет к эвтрофированию водоемов.

Органические вещества-красители, фенолы, ПАВ, диоксины, пестициды и др. создают опасность возникновения токсикологической ситуации в водоеме. Особенно токсичными и устойчивыми в окружающей среде являются диоксины. Это две группы хлорсодержащих органических соединений относящихся к дибензодиоксином и дибензофуранам. Один из них — 2, 3, 7, 8-тетрахлордибензодиоксин (2, 3, 7, 8 — ТХДД) является самым токсичным соединением, известным науке. Токсическое действие различных диоксинов проявляется одинаково, но отличается по интенсивности. Диоксины накапливаются в окружающей среде, и концентрация их растет.

Изучение загрязнения воды имеет свои особенности. Как и при определении атмосферных загрязнений приходится определять малые количества веществ непостоянного состава в присутствии других загрязнителей. Отличие в том, что в незагрязненной воде постоянно содержатся органические и неорганические вещества сложного строения, кроме того, в воде протекают химические и фотохимические процессы, приводящие к изменению состава химических веществ. В химических превращениях большое участие принимают биологические объекты животного и растительного происхождения. Поэтому содержание кислорода является одним из важнейших показателей строения водной системы.

Особое значение для правильной оценки загрязнения воды, и в том числе для отбора проб, имеет распределение веществ, которое зависит от многих локальных условий: скорости и характера движения воды, осадков, физико-химических свойств загрязняющих веществ, их устойчивости в воде и т. д. Обычно устанавливается динамическое равновесие между ними. Если условно рассеять водную массу вертикальной плоскостью, можно выделить места различной реакционной способности: поверхностную пленку, основную водную массу и донный осадок.

Донный осадок и поверхностная пленка являются зонами концентрирования загрязняющих веществ. На дно оседают нерастворимые в воде соединения, а осадок является хорошим сор-

бентом для многих веществ.

В воду могут попадать не разлагаемые загрязняющие вещества. Но они способны реагировать с другими химическими соединениями, образуя устойчивые конечные продукты, которые накапливаются в биологических объектах (планктоне, рыбах и т. д.) и через пищевую цепь попадают в организм человека.

При выборе места отбора пробы воды учитываются все обстоятельства, которые могут оказать влияние на состав взятой пробы.

Различают две основные пробы: разовую и среднюю. Разовую пробу получают путем отбора требуемого объема воды за один раз. Средняя проба получается смешением равных объемов проб, отобранных через равные промежутки времени. Средняя проба тем точнее, чем меньше интервалы между отдельно взятыми составляющими ее пробами.

Воду на анализ отбирают в чистую посуду, предварительно 2–3 раза сполоснув ее исследуемой водой. С открытых водоемов пробы отбирают в фарватере реки с глубины 50 см. Бутыль с грузом опускают на глубину, после чего пробку открывают с помощью прикрепленного к ней держателя. Лучше для этой цели использовать специальные приборы — батометры, которые позволяют применять посуду разной формы и емкости. Батометр состоит из зажима, плотно обхватывающего посуду, и приспособления для открывания пробки на нужной глубине.

При длительном стоянии пробы могут произойти существенные изменения в составе воды, поэтому, если нельзя начать анализ воды сразу после отбора или через 12 часов после отбора, ее консервируют для стабилизации химического состава. Универсального консервирующего средства не существует.

Выделяют 3 группы показателей, определяющих качество воды:

А — показатели, характеризующие органолептические свойства;

Б — показатели, характеризующие химический состав воды;

В — показатели, характеризующие эпидемическую безопасность воды.

## 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ АКТИВНОЙ РЕАКЦИИ (рН)

Водородный показатель выражают величиной рН, представляющей собой десятичный логарифм концентрации ионов

водорода, взятый с обратным знаком; рН определяют в интервале от 1 до 14. В большинстве природных вод рН находится в пределах от 6,5 до 8,5 и зависит от соотношения концентраций свободного диоксида углерода и бикарбонат-иона. Более низкие значения рН могут наблюдаться в кислых болотных водах. Летом при интенсивном фотосинтезе рН может повышаться до 9,0. На величину рН влияет содержание карбонатов, гидроокисей, солей, подверженных гидролизу, гуминовых веществ и т. п. Данный показатель является индикатором загрязнения открытых водоемов при выпуске в них кислых или щелочных сточных вод.

В результате происходящих в воде химических и биологических процессов и потерь углекислоты рН воды может быстро изменяться, и этот показатель следует определять сразу же после отбора пробы, желательна на месте отбора.

Для определения рН воды применяются специальные реактивы — индикаторы, а также приборы — рН-метры со стеклянными электродами. С помощью универсальной индикаторной бумаги можно определить рН с точностью до 0,2-0,3 единиц рН. Измерение рН цветных растворов и суспензий индикаторным способом невозможно.

Электрометрический (потенциометрический) метод определения рН воды отличается большой точностью (до 0,02), позволять проводить исследование практически в любой воде независимо ее окраски, мутности, солевого состава.

Метод основан на измерении разности потенциалов, возникающих на границах между внешней поверхностью стеклянной мембраны электрода и исследуемым раствором, с одной стороны, и внутренней поверхностью мембраны и стандартным раствором — с другой. Стандартный внутренний раствор стеклянного электрода имеет постоянную концентрацию ионов водорода, поэтому потенциал внутренней поверхности мембраны не меняется. Измеряемая разность потенциалов определяется потенциалом, возникающим на границе внешней поверхности электрода и исследуемого раствора. Изменение значения рН на единицу вызывает изменение потенциала электрода на 58,1 мВ при 20°C. Пределы линейной зависимости потенциала электрода от рН обусловлены свойствами стеклянного электрода. Результат определения не зависит от окраски, мутности, взвеси, присутствия свободного хлора, окислителей или восстановителей, повышенного содержания солей. Влияние температур компенсируется специальным устройством, вмонтированным в прибор.

Для измерения рН можно пользоваться потенциометрами (рН-метрами) различных марок. Стеклоэлектроды этих приборов калибруются по буферным растворам.

### 3. МАТЕРИАЛЬНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

- 1) рН-метр;
- 2) эталонные растворы;
- 3) дистиллированная вода;
- 4) стаканчики на 200 мл – 4 шт.;
- 5) фильтровальная бумага.

Материал: воды грунтовые, поверхностные и сточные.

### 4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

1. В пробирку налить испытуемую воду.
2. Поместить в пробирку универсальную индикаторную бумагу.
3. Подержите индикаторную бумагу в воде в течении 5 минут.
4. Сравните окраску индикаторной бумаги в пробирке с цветом по шкале.
5. Если же одинаковы по цвету, сделайте вывод о пригодности воды для питья.
6. Если цвет индикаторной бумаги различен, сделайте вывод о присутствии в испытуемой воде вредных примесей.
7. Записать величину рН и сделать вывод о кислотности воды: рН 6 – слабокислая, рН 7 – нейтральная, рН 8 – слабощелочная.

### 5. контрольные вопросы

1. В чем проявляется загрязнение подземных и поверхностных вод?
2. Каковы их главные загрязнители?
3. Назовите основные виды загрязнения подземных вод?
4. Как загрязняющие вещества попадают в поверхностные воды?
5. Как отбирают пробы воды?
6. Какие 3 группы показателей выделяют для определения качества воды?



## Литература

1. Фёдорова А.И., Никольская А.Н. Практикум по экологии и охране окружающей среды: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений. — М.: Гуманит. изд. Центр ВЛАДОС, 2001. — 288 с.
2. Коробкин В.И., Передельский Л.В. Экология. Изд. 4-е, доп. и переработ. — Ростов н/Д.: изд-во «Феникс», 2003. — 576 с.
3. Новиков Ю.В., Ласточкина К.О., Болдина З.Н. Методы исследования качества воды водоемов. — М.: Медицина, 1990. — 399 с.

# ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ПИТЬЕВОЙ ВОДЫ КОМПЛЕКСОМЕТРИЧЕСКИМ СПОСОБОМ

## Инструкция по технике безопасности

При выполнении лабораторной работы “Определение жесткости питьевой воды комплексометрическим методом” студенты должны соблюдать следующие правила:

1. Аккуратно обращаться со стеклянной или фарфоровой посудой и оборудованием.
2. Осторожно обращаться с растворами кислот! Не допускать попадание кислот на одежду, кожу, в глаза и на окружающие предметы.
3. Работу проводить аккуратно и точно в соответствии с инструкцией.
4. После окончания работы вымыть всю посуду, убрать оборудование и рабочее место.
5. Со всеми неясными вопросами обращаться к преподавателю.

### 1. Цель работы

- 1.1. Закрепить теоретические знания о гигиеническом и техно-технологическом значении жесткости воды.
- 1.2. Овладеть навыками определения санитарно-гигиенической экспертизы качества воды по жесткости.

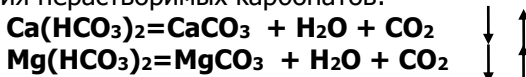
### 2. Общие положения

**Жесткость воды** - это свойство воды, обусловленное присутствием в ней ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Использование жесткой воды приводит к осаждению твердого осадка (накипи) на стенках паровых котлов, теплообменников, затрудняет варку пищевых продуктов, стирку. В результате экспериментальных и клинико-медицинских исследований установлено неблагоприятное влияние на организм **жесткости** воды, вызванное суммарным содержанием в ней солей кальция и магния. Высокая жесткость может играть этиологическую (причинную) роль в развитии мочекаменной болезни человека. Урологами выделяются даже так называемые “каменные” зоны - территории, на которых уролитиаз можно считать эндемическим заболеванием (эндемия - постоянное существование на какой-либо территории определенного забо-

левания).

Различают **карбонатную жесткость**, связанную с присутствием в воде гидрокарбонат иона  $\text{HCO}_3^-$ , и **некарбонатную жесткость**, обусловленную присутствием в воде хлоридов и сульфатов.

Карбонатная жесткость может быть временной и постоянной. Временная жесткость воды устраняется после кипячения (не менее 10 мин) в результате разложения гидрокарбонатов и образования нерастворимых карбонатов:



Постоянная жесткость, остающаяся в воде после 10-минутного кипячения, складывается из некарбонатной и частично карбонатной жесткости. Постоянная жесткость может быть устранена умягчением воды добавлением гашеной извести, соды, применения катионов и др.

Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости составляет **общую жесткость**.

Жесткость воды оценивают в миллимолях на 1 л (ммоль/л) (1 ммоль/л жесткости соответствует 56 мг окиси кальция или эквивалентного количества окиси магния). Вода, имеющая до 1,75 ммоль/л жесткости считается мягкой; от 1,75 до 3,5 ммоль/л - средней жесткости; от 3,5 до 17 ммоль/л - жесткой и свыше 17 ммоль/л - очень жесткой.

Определение общей жесткости воды производится по ГОСТ 4151-72 с помощью комплексометрического метода.

### 3. Материальное обеспечение

1. 0,1 н. раствор соляной кислоты (н. - нормальность раствора).
2. Метилоранж (индикатор).
3. Аммиачно-буферный раствор.
4. Эрихром черный (индикатор).
5. 0,1н. раствор трилона Б (двунатриевая соль этилендиаминтетра-уксусной кислоты).
6. Колба емкостью 100 мл.
7. Колба коническая емкостью 250 мл.
8. Пипетки на (100 мл, 5 мл).

## 4. Порядок выполнения работы

4.1 Определить временную жесткость воды.

Для этого в колбу налить 100 мл исследуемой воды, прибавить 2 капли метилоранжа и титровать 0,1 н. раствором соляной кислоты, интенсивно перемешивая до перехода желтой окраски в слабо-розовую. Каждый миллилитр 0,1 н. раствора соляной кислоты соответствует 1 ммолью жесткости. Вычислить временную жесткость исследуемой воды ( $H_v$ ) по формуле:

$$H_v = a \cdot T \cdot 1000 / V,$$

где  $V$  - объем пробы воды, мл;

$a$  - расход на титрование 0,1 н. раствора HCl, мл;

$T$  - титр азотной кислоты, ммоль/мл;

1000 - коэффициент для пересчета на 1 л воды.

Сделать оценку степени временной жесткости воды.

4.2 Определить общую жесткость воды комплексометрическим методом. Метод основан на способности трилона Б связывать ионы  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$  в прочные комплексы. В тот момент, когда ионы  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$ , находящиеся в воде, связаны в комплекс, добавленный заранее индикатор эрихром черный изменит свою первоначальную окраску с красной на синюю с зеленоватым оттенком.

В коническую колбу налить 100 мл анализируемой воды, добавить 5 мл аммиачно-буферного раствора и 6 капель индикатора (эрихрома черного), после чего титровать 0,1 н. раствором трилона Б, интенсивно перемешивая до изменения окраски воды в голубовато-зеленую. Каждый миллилитр 0,1 н. раствора трилона Б соответствует 0,1 ммоль жесткости.

Общую жесткость анализируемой воды ( $H$ ) вычислить по формуле:

$$H = a \cdot T \cdot 1000 / V,$$

где  $a$  - расход на титрование 0,1 н. раствора трилона Б, мл;

$T$  - титр трилона Б, ммоль/мл;

1000 - коэффициент для пересчета на 1 л воды.

Сделать гигиеническую оценку общей жесткости воды с учетом санитарного норматива - не более 7 ммоль/мл.

## 5. Содержание отчета

- 5.1 Наименование работы, ее цель.
- 5.2 Формулировка жесткости воды.
- 5.3 Гигиеническое значение жесткости воды.
- 5.4 Виды жесткости воды и методы ее устранения.
- 5.5 Вычисления временной и общей жесткости.
- 5.6 Таблица с результатами исследований.
- 5.7 Заключение о гигиеническом соответствии питьевой воды нормативам по общей жесткости.

Таблица

Протокол исследования

Показатели	Единица измерения	Результаты измерения	Норматив
Жесткость временная	ммоль/л		Заключение о степени жесткости
Жесткость общая	ммоль/л		не более 7 ммоль/л

## 6. Контрольные вопросы

- 6.1 Что такое жесткость воды и от чего она зависит?
- 6.2 Какая вода называется мягкой, средней жесткости и жесткой?
- 6.3 Каково влияние жесткости воды на здоровье человека?
- 6.4 Каков технико-технологический аспект жесткости воды?
- 6.5 Каковы виды жесткости?
- 6.6 Каковы методы устранения жесткости?
- 6.7 Какова санитарно-гигиеническая норма общей жесткости в питьевой воде в соответствии с СанПиН 2.1.4.559-96?

## ЛИТЕРАТУРА

- 1. Экология и природопользование / Под ред. Э.А. Аристумова. – М.: Изд. Дом «Дашков и К», 1999.
- 2. Гурова А.И., Горлова О.Е. Практикум по общей гигиене. – М.: Ун-т дружбы народов, 1991.
- 3. Рабинович Р.Д. Гигиена. – М.: Медицина, 1982.

## Экология

4. СанПин 2.1.4.559–96. Санитарные правила и нормы. Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды. – М.: Госкомсанэпиднадзор России, 1996.

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОРГАНОЛЕПТИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ПИТЬЕВОЙ ВОДЫ

### Инструкция по технике безопасности

При выполнении лабораторной работы "Определение органолептических свойств питьевой воды" студенты должны соблюдать следующие правила:

1. Аккуратно обращаться со стеклянной или фарфоровой посудой и оборудованием.
2. Осторожно проводить нагревание и выпаривание растворов. Не трогать горячие предметы незащищенными руками.
3. Осторожно обращаться с растворами кислот! Не допускать попадание кислот на одежду, кожу, в глаза и на окружающие предметы.
4. Работу проводить аккуратно и точно в соответствии с инструкцией.
5. После окончания работы вымыть всю посуду, убрать оборудование и рабочее место.
6. Со всеми неясными вопросами обращаться к преподавателю.

### 1. Цель работы

- 1.1. Закрепить теоретические знания о гигиеническом значении органолептических свойств питьевой воды.
- 1.2. Овладеть навыками определения органолептических свойств питьевой воды и их санитарно-гигиенической оценки.

### 2. Общие положения

Вода - один из важнейших факторов внешней среды. От нее в значительной мере зависит здоровье и санитарные условия жизни населения. Вода участвует в образовании тканей и органов тела и необходима для нормального течения физиологических процессов организма (вода составляет около 70% массы человека).

В современных условиях сильно увеличиваются потребности человека в воде на коммунально-бытовые нужды. Объем потребляемой воды для этих целей зависит от региона и уровня жизни, составляя от 3 до 700 л/сут на одного человека.

Вода, используемая населением для хозяйственно-

бытовых целей, должна удовлетворять следующим гигиеническим требованиям:

1) иметь благоприятные органолептические свойства: быть прозрачной, бесцветной, без неприятного вкуса и запаха и не содержать видимых примесей;

2) быть безвредной по химическому составу; безопасной в эпидемическом отношении, т.е. соответствовать нормативам по микробиологическим и паразитологическим показателям.

Эти требования отражены в действующих в Российской Федерации Санитарных правилах и нормах СанПиН 2.1.4.559-96 "Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды центральных систем питьевого водоснабжения".

В естественном состоянии вода никогда не свободна от примесей. В ней растворены различные газы и соли, находятся во взвешенном состоянии твердые частицы. В 1 л пресной воды может находиться до 1 г солей.

Качество воды в природе определяется совокупностью физико-географических факторов (климат, рельеф местности, почвенный покров, характер прибрежной растительности и др.), а также зависит от биологических процессов, протекающих в водоеме и деятельности человека (сброс сточных вод, судоходство и др.).

**Качество воды** - это совокупность ее свойств, обусловленных характером содержащихся в воде примесей (минеральных и органических веществ) в ионном, молекулярном, коллоидном и взвешенном состоянии.

В соответствии с СанПиН 2.1.4.559-96 определяют запах, привкус, цветность и мутность воды. Для этого используют органолептический метод, при котором определение производится с помощью органов чувств. При этом удается заметить такие незначительные изменения качества воды, которые не обнаруживаются при химическом исследовании. Этот метод можно применять в любой обстановке, обходясь без сложных приборов.

**Запахи воды** определяются по их характеру и интенсивности.

По характеру запахи бывают естественного происхождения (от живущих и отмирающих в воде организмов, окружающих почв и др.), определяющиеся терминами: землистый, болотный, рыбный, гнилостный, сероводородный, ароматический, глинистый, тинистый и искусственного (от промышленных и сточных вод, от



реагентов, добавляемых к воде в водопроводе и др.), характеризующиеся терминами: хлорный, аммиачный, камфорный, аптечный, фенольный, запахи нефтепродуктов и др.

Интенсивность запаха воды оценивается по пятибальной шкале (табл. 1.). При определении запаха воды руки и одежда исследователя не должны иметь посторонних запахов, воздух в помещении должен быть чистым.

Таблица 1

Шкала интенсивности запаха и привкуса питьевой воды

Балл	Интенсивность запаха и привкуса	Характеристика интенсивности
0	Отсутствует	Отсутствие ощутимого запаха или привкуса
1	Очень слабая	Запах или привкус, не поддающийся обнаружению потребителем, но обнаруживаемый в лаборатории опытным аналитиком
2	Слабая	Запах или привкус, не привлекающий внимание потребителя, но такой, который можно заметить, если указать на него
3	Заметная	Запах или привкус, легко обнаруживаемый и могущий дать повод относиться к воде с неодобрением
4	Отчетливая	Запах или привкус, обращающий на себя внимание и делающий воду неприятной для питья
5	Очень сильная	Запах или привкус, настолько сильный, что делает воду непригодной для питья

**Привкус воды** определяется только при уверенности, что она безвредна и безопасна (отсутствуют ядовитые вещества и бактериальное загрязнение).

Качественно привкус характеризуют как "солонватый", "горький", "кислый", "сладкий", "вяжущий", "рыбный", "металлический", "неопределенный" и т. д.

Интенсивность привкуса также оценивается в баллах по

табл. 1. СанПиН 2.1.4.559-96 устанавливает норматив для запаха и привкуса - не более двух баллов.

Степень прозрачности воды характеризуется ее обратной величиной - *мутностью*, которая определяется наличием в воде взвешенных частиц. Контроль мутности воды - важная задача с токсикологической точки зрения, так как в речных водах с умеренной мутностью во взвешенном состоянии кроме песка, глины, ила, планктона, водорослей, находится алюминий, свинец, мышьяк, ртуть, железо и др.

Количественно мутность определяется с помощью специального прибора - мутномера, в котором исследуемую воду сравнивают с эталонным раствором, приготовленным из каолина на дистиллированной воде. Мутность выражают в миллиграммах взвешенного вещества на 1 л воды. СанПиН 2.1.4.559-96 устанавливает норматив мутности - не более 1,5 мг/л.

**Цветность воды** вызвана наличием в ней органических веществ (гумусовых, дубильных, белковых, углеводовных, жиров, органических кислот, входящих в состав зоо- и фитопланктона вод и являющихся продуктами их метаболизма или распада) или загрязнения ее сточными водами.

Цвет воды определяют качественно путем сравнения окраски профильтрованной воды (в количестве не менее 40 мл) с окраской равного объема дистиллированной воды. Цилиндры с пробами рассматривают над белым листом бумаги, характеризуя исследуемую воду как "бесцветная", "слабо-желтая", "буроватая" и т. д.

Количественно цветность определяется сравнением интенсивности окраски испытуемой воды со стандартной шкалой, что позволяет выражать ее в условных единицах - градусах цветности. В качестве стандартного раствора применяют хромокобальтовую шкалу. Основной раствор шкалы обладает цветностью 500 гр.

Для приготовления шкалы берут 12 колориметрических цилиндров емкостью 100 мл и наливают в каждый из них определенное количество основного раствора (см. табл. 2). Доливают до 100 мл подкисленную дистиллированную воду (1 мл химически чистой серной кислоты на 1 л воды). Эти растворы имитируют природную цветность воды. В таблице указана цветность эталонов в градусах. Если проба содержит взвешенное вещество, то нужно дать ему осесть до начала определения цветности воды.

Таблица 2

Шкала цветности стандартных растворов

№ стандартного раствора (эталоны)	Количество основного раствора, мл	Подкисленная дистиллированная вода, мл	Цветность, градусы
1	2	3	4
1	0	100	0
2	1	99	5
3	2	98	10
4	3	97	15
5	4	96	20
6	5	95	25
7	6	94	30
8	8	92	40
9	10	90	50
10	12	88	60
11	14	86	70
12	16	84	80

СанПиН 2.1.4.559-96 устанавливает норматив цветности - не более 20°. Органолептические методы определения качества воды являются субъективными, так как зависят от восприятия оператора.

### 3. Материальное обеспечение

1. Колба емкостью 200 мл с часовым стеклом.
2. Химический стакан емкостью 200 мл.
3. Прибор для определения мутности воды.
4. Термометр.
5. Колориметрические цилиндры емкостью 100 мл - 12 шт.
6. Нагревательный элемент.
7. Дистиллированная вода.
8. Серная кислота.

## 4. Порядок выполнения работы

- 4.1 Внимательно изучить общие положения (с. 2).
- 4.2 Определить характер запаха воды при комнатной температуре. Для этого колбу емкостью 200 мл наполнить на 2/3 исследуемой водой. Закрыть колбу часовым стеклом, интенсивно встряхнуть ее вращательными движениями, быстро открыть и с помощью обоняния определить качественно запах, характеризуя его как "хлорный", "землистый", "аптечный", "ароматический", или "неопределенный". Записать в протокол.
- 4.3 Определить количественно интенсивность запаха по пятибальной системе (табл. 1). Для этого нагреть воду в закрытой колбе до 60 °С. Не открывая колбу, интенсивно встряхнуть ее вращательными движениями, быстро открыть и оценить интенсивность запаха. Записать в протокол.
- 4.4 Определить вкус и привкус воды. Для этого ополоснуть рот 10 мл исследуемой воды, не проглатывая ее. Охарактеризовать вкус как "солонватый", "горьковатый", "кислый" или "сладкий". Охарактеризовать привкус как "рыбный", "хлорный", "металлический" или "неопределенный". Оценить количественно интенсивность привкуса в баллах, используя шкалу интенсивности в табл. 1. Записать в протокол.
- 4.5 Определить мутность воды. Для этого налить исследуемую воду в стакан и рассмотреть (сбоку) на белом фоне. Охарактеризовать: "прозрачная", "слегка мутная", "мутная" или "очень мутная". Записать в протокол.
- 4.6 Определить цветность воды одновременно с мутностью. Рассмотреть воду в стакане (сбоку) и охарактеризовать: "бесцветная", "едва заметное бледно-желтое окрашивание", "бледно-желтая", "желтоватая" или "желтая". Записать в протокол.
- 4.7 Сделать вывод о гигиеническом соответствии органолептических свойств воды по нормативам СанПиН 2.1.4.559-96.
- 4.8 Оформить отчет по нижеприведенной форме.

## 5. Содержание отчета

- 5.1 Наименование и цель работы.
- 5.2 Дата и время исследования.
- 5.3 Формулировка качества воды.
- 5.4 Гигиенические требования к питьевой воде.
- 5.5 Характеристика органолептических свойств воды.

5.6 Табл. 3 с результатами исследования.

5.7 Вывод о соответствии органолептических свойств воды санитарным нормам.

5.8. Ответы на контрольные вопросы.

Таблица 3

Протокол исследований

№ п/п	Показатели	Единицы измерения	Результаты исследований	Нормативы, не более
1.	Характер запаха	—		—
2.	Интенсивность запаха	баллы		2
3.	Характер вкуса	—		—
4.	Привкус	баллы		2
5.	Мутность	мг/л		1,5
6.	Цветность	градусы или визуально		20

## 6. Контрольные вопросы

- 6.1 Что такое качество воды?
- 6.2 От чего зависит качество воды в природе?
- 6.3 Каковы органолептические свойства воды?
- 6.4 Почему используется органолептический метод исследования воды?
- 6.5 Как определяется запах воды?
- 6.6 Как определяется вкус и привкус воды?
- 6.7 Как определяется мутность воды?
- 6.8 Как определяется цветность воды?

## ЛИТЕРАТУРА

- 1. Гурова А.И., Горлова О.Е. Практикум по общей гигиене. – М.: Ун-т дружбы народов, 1991.

## Экология

2. СанПин 2.1.4.559–96. Санитарные правила и нормы. Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды. – М.: Госкомсанэпиднадзор России, 1996.

3. Лосев К.С. Вода. – Л.: Гидрометеиздат., 1989.

4. Экология и природопользование / Под ред. Э.А. Аристумова. – М.: Изд. Дом «Дашков и К», 1999.