

Министерство образования и науки Российской Федерации
Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет

ХИМИЯ ВОДЫ И МИКРОБИОЛОГИЯ

Методические указания
к лабораторным работам (лабораторному практикуму)

Составители Е. В. Москвичева, А. В. Москвичева, И. М. Шевцова



© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Волгоградский государственный
архитектурно-строительный университет», 2013

Волгоград
ВолГАСУ
2013

УДК 546.212 + 628.16.09](076.5)
ББК 28.4я73 + 38.761.104я73
Х465

Х465 **Химия** воды и микробиология [Электронный ресурс] : методические указания к лабораторным работам (лабораторному практикуму) / М-во образования и науки Рос. Федерации, Волгогр. гос. архит.-строит. ун-т ; сост. Е. В. Москвичева, А. В. Москвичева, И. М. Шевцова. — Электронные текстовые и графические данные (0,68 Мбайт). — Волгоград : ВолгГАСУ, 2013. — Учебное электронное издание комбинированного распространения: 1 CD-диск. — Систем. требования: PC 486 DX-33; Microsoft Windows XP; 2-скоростной дисковод CD-ROM; Adobe Reader 6.0. — Официальный сайт Волгоградского государственного архитектурно-строительного университета. Режим доступа: <http://www.vgasu.ru/publishing/on-line/> — Загл. с титул. экрана.

Изложены теоретические положения, необходимые для выполнения лабораторных работ, и методика выполнения экспериментальной части, позволяющие студентам познакомиться с общим курсом дисциплины «Химия воды и микробиология».

Для студентов профиля «Водоснабжение и водоотведение» всех форм обучения.

Для удобства работы с изданием рекомендуется пользоваться функцией Bookmarks (Закладки) в боковом меню программы Adobe Reader.

УДК 546.212 + 628.16.09](076.5)
ББК 28.4я73 + 38.761.104я73

Нелегальное использование данного продукта запрещено

ОГЛАВЛЕНИЕ

Цели и задачи практикума.....	5
Правила техники безопасности в лаборатории.....	5
Лабораторная работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФИЗИЧЕСКИХ ПОКАЗАТЕЛЕЙ КАЧЕСТВА ВОДЫ.....	6
Теоретическая часть.....	6
Методика выполнения лабораторной работы.....	6
1.1. Определение температуры воды.....	6
1.2. Определение цветности воды.....	6
1.3. Определение запаха воды.....	7
1.4. Определение вкуса воды.....	7
1.5. Определение плотности воды.....	7
1.6. Определение мутности воды.....	8
1.6.1. Гравиметрический метод.....	8
1.6.2. Визуальный метод.....	8
Контрольные вопросы.....	9
Лабораторная работа 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КИСЛОТНОСТИ И ЩЕЛОЧНОСТИ ВОДЫ.....	9
Теоретическая часть.....	9
Методика выполнения лабораторной работы.....	10
2.1. Определение свободной кислотности.....	10
2.1.1. Индикаторный метод.....	10
2.1.2. Электрометрический метод.....	10
2.2. Определение общей кислотности.....	11
2.2.1. Индикаторный метод.....	11
2.2.2. Электрометрический метод.....	11
2.3. Определение щелочности воды.....	11
2.4. Определение свободной щелочности.....	12
2.4.1. Индикаторный метод.....	12
2.4.2. Электрометрический метод.....	13
2.5. Определение общей щелочности.....	13
2.5.1. Объемный метод.....	13
2.5.2. Электрометрический метод.....	14
Контрольные вопросы.....	14
Лабораторная работа 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ КАЛЬЦИЯ И МАГНИЯ В ВОДЕ	14
Теоретическая часть.....	14
Методика выполнения лабораторной работы.....	15
3.1. Определение общей жесткости.....	15
3.2. Определение ионов кальция и магния.....	15
3.2.1. Определение ионов кальция.....	16
3.2.2. Определение ионов магния.....	16
Контрольные вопросы.....	16
Лабораторная работа 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH ВОДЫ.....	17
Теоретическая часть.....	17
Методика выполнения лабораторной работы.....	18
4.1. Колориметрический метод определения pH.....	18
4.2. Потенциометрический метод определения pH.....	18
4.3. Определение pH воды.....	20
Контрольные вопросы.....	20

Лабораторная работа № 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НИТРИТОВ И АММИАКА В ВОДЕ.....	20
Теоретическая часть.....	20
Методика выполнения лабораторной работы.....	21
5.1. Определение нитритов в воде.....	21
5.2. Определение аммиака в воде.....	21
Контрольные вопросы.....	22
Лабораторная работа 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ РАЗЛИЧНЫХ ФОРМ УГЛЕКИСЛОТЫ.....	22
Теоретическая часть.....	22
Методика выполнения лабораторной работы.....	23
6.1. Определение содержания свободной углекислоты.....	23
6.2. Определение содержания карбонатной и гидрокарбонатной углекислоты...	24
Контрольные вопросы.....	25
Лабораторная работа 7. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТНОЙ ОКИСЛЯЕМОСТИ ВОДЫ МЕТОДОМ КУБЕЛЯ.....	25
Теоретическая часть.....	25
Методика выполнения контрольной работы.....	26
Контрольные вопросы.....	27
Лабораторная работа 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОСТАТОЧНОГО ХЛОРА В ВОДОПРОВОДНОЙ ВОДЕ.....	27
Теоретическая часть.....	27
Методика выполнения лабораторной работы.....	27
Контрольные вопросы.....	28
Лабораторная работа 9. МЕТОДЫ МИКРОСКОПИРОВАНИЯ И УСТРОЙСТВО МИКРОСКОПА.....	28
Теоретическая часть.....	28
Описание и работа составных частей микроскопа.....	28
Правила работы с биологическим микроскопом.....	30
Задание.....	31
Контрольные вопросы.....	31
Лабораторная работа 10. МОРФОЛОГИЯ БАКТЕРИЙ.....	31
Теоретическая часть.....	31
Задание.....	32
Контрольные вопросы.....	32
Лабораторная работа 11. ПРИГОТОВЛЕНИЕ ЖИВЫХ ПРЕПАРАТОВ МИКРООРГАНИЗМОВ ДЛЯ МИКРОСКОПИРОВАНИЯ.....	33
Теоретическая часть.....	33
Методика выполнения лабораторной работы.....	33
11.1. Метод «Раздавленная капля».....	33
11.2. Метод «Висячая капля».....	34
Задание.....	34
Контрольные вопросы.....	34
Список рекомендуемой литературы.....	34

Лабораторный практикум составлен в соответствии с рабочей программой по дисциплине «Химия воды и микробиология» для студентов профиля «Водоснабжение и водоотведение».

Учитывается, что студенты уже прослушали лекции по курсу «Химия» и «Прикладная химия», достаточно ознакомлены с работой в химической лаборатории и имеют определенные теоретические представления об основных физических и химических свойствах воды. Одновременно с выполнением лабораторных работ читается курс лекций «Химия воды и микробиология», в котором студенты знакомятся с основными характеристиками природных и сточных вод.

Перед проведением любой лабораторной работы студенты должны подробно ознакомиться с основными положениями «Инструкции по технике безопасности для работающих в химической лаборатории», ознакомиться с целью, методикой выполнения работы и необходимых расчетов, устройством прибора, уметь обращаться с химической посудой, реактивами. По окончании требуется оформить отчет в лабораторном журнале, указав основные расчеты, проанализировать полученные данные и сделать выводы о качестве анализируемой воды.

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ПРАКТИКУМА

Целью лабораторного практикума является практическое знакомство учащихся с оборудованием и посудой, применяемых для выполнения анализов воды в производственных и исследовательских лабораториях. Будущий инженер, выполняя исследовательские работы, приобретает практические навыки, необходимые для его дальнейшей деятельности.

Задачей лабораторных работ является практическое усвоение курса «Химия воды и микробиология», а также получение навыков самостоятельной работы исследовательского характера.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ

Проведение лабораторных работ требует строжайшего соблюдения правил безопасности работы. Все реактивы должны находиться в закрытой посуде с четкой надписью, указывающей название и концентрацию реактива. При пользовании растворами крепких кислот и щелочей необходимо исключать возможность попадания их на руки, одежду, лицо. Отбор концентрированных жидкостей производится мерными цилиндрами или пипетками с резиновыми баллончиками. Разлитые кислоты или щелочи необходимо сразу же засыпать песком, нейтрализовать, после чего провести уборку. При пользовании нагревательными приборами нужно следить за исправностью проводки, степенью нагрева розеток, штепсельных вилок, запрещено оставлять нагревательные приборы без присмотра. Нагретые предметы, посуду рекомендуется брать щипцами, колбодержателями, жгутом из полотенца.

Каждый студент обязан соблюдать санитарные меры предосторожности при выполнении лабораторных работ. Необходимо:

избегать непосредственного контакта с анализируемой водой и осадком;

анализы проводить в резиновых перчатках;

использованную лабораторную посуду обеззараживать дезинфицирующим раствором;

по окончании анализов привести рабочее место в порядок и тщательно вымыть руки.

Лабораторная работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФИЗИЧЕСКИХ ПОКАЗАТЕЛЕЙ КАЧЕСТВА ВОДЫ

Цель работы — изучение методик определения физических показателей качества воды (температура, цветность, запах, вкус, плотность).

Теоретическая часть

Точность анализа воды во многом зависит от правильного отбора пробы. Так как многие физические и химические показатели воды изменяются во времени, то для отдельных определений в официальных изданиях указан предельный срок хранения пробы. Отбирают пробы в склянки с резиновыми или притертыми пробками, которые предварительно ополаскивают исследуемой водой. Помещая на хранение, пробу консервируют хлороформом (2 мл на 1 л воды). Перед анализом, в случае необходимости, проводят предварительную подготовку пробы: удаляют взвешенные вещества (фильтрованием, центрифугированием, отстаиванием), упаривают в фарфоровых чашках.

Оценивая качество воды, в первую очередь учитывают такие важные физические показатели, как температура, цветность, запах, вкус, прозрачность, мутность.

Методика выполнения лабораторной работы

1.1. Определение температуры воды

В водопроводных и насосных установках температуру определяют, погружая термометр в струю стекающей воды. Отсчет производят, не вынимая термометр из воды. При отдельных определениях термометр помещают на 3...5 мин в большой сосуд с водой. Оптимальные температурные пределы для питьевой воды 7...12 °С.

1.2. Определение цветности воды

Цветность воды обусловлена наличием большого количества взвешенных частиц, которую определяют после отстаивания, фильтрования или центрифугирования. Оценивают цветность в градусах дихромат-кобальтовой шкалы.

Качественную оценку цветности производят, сравнивая ее с дистиллированной водой. Для этого в специальные пробирки из бесцветного стекла наливают отдельно исследуемую и дистиллированную воду. На фоне белого

листа бумаги при дневном освещении воду рассматривают сверху и сбоку. На основании этого оценивают цветность, т. е. указывают наблюдаемый цвет (слабо-белый, бурый и т. п.). При отсутствии окраски вода считается бесцветной. Количественно цветность определяют по дихромат-кобальтовой шкале.

Х о д р а б о т ы. Мутную воду предварительно отфильтровывают. Для определения применяют бесцветные цилиндры диаметром 30 мм и высотой 350 мм.

1.3. Определение запаха воды

Запах сточной воды определяют качественно при открывании пробы. Вначале дают качественную характеристику запаха по соответствующим признакам (болотный, землистый, гнилостный, рыбный, ароматический и т. п.). Интенсивность оценивают по пятибалльной шкале (табл.) при температуре 20 и 60 °С.

Х о д р а б о т ы. В колбу с притертой пробкой налить исследуемую воду (2/3 объема) и сильно встряхнуть в закрытом состоянии. Затем открыть и сразу же отметить характер и интенсивность запаха.

Характер запахов и вкусов по степени их интенсивности

Запах (вкус)	Интенсивность	Оценка в баллах
Отсутствует	Не ощущается	0
Очень слабый	Обнаруживается только опытным исследователем	1
Слабый	Обнаруживается потребителем в том случае, если он обратит на это внимание	2
Заметный	Легко обнаруживается потребителем	3
Отчетливый	Вода непригодна для питья	4
Очень сильный	Вода непригодна для питья	5

1.4. Определение вкуса воды

Различный вкус воды может быть обусловлен присутствием химических соединений (хлористого натрия, солей железа, марганца, магния и др.), а также продуктами жизнедеятельности водных организмов. Согласно СанПиН 2.1.4.1074-01 различают четыре вида вкуса: горький, сладкий, кислый, соленый. Остальные вкусовые ощущения характеризуются как привкусы. Количественно интенсивность вкуса определяют по той же шкале, что и запах (см. табл.).

Воду, безопасную в санитарном отношении, исследуют в сыром виде, в других случаях — после кипячения и последующего охлаждения до 18...20 °С. Нельзя пробовать загрязненную воду. Для определения характера и интенсивности вкуса 10...15 см³ исследуемой воды набирают в рот и держат 10...15 сек, не проглатывая. Интенсивность вкуса питьевой воды, согласно СанПиН 2.1.4.1074-01, не должна превышать 2 баллов (см. табл.).

1.5. Определение плотности воды

Плотность чистой воды зависит от температуры. При 15 °С она равна 0,99913, при 20 °С — 0,99823 г/см³. Плотность сточных вод зависит и от растворенных соединений. Обычно плотность воды близка к единице.

Плотность воды с точностью до третьего десятичного знака можно определить ареометром. Исследуемую воду налить в цилиндр на 100 мл. Осторожно опустить в нее ареометр. Уровень воды должен оказываться в пределах шкалы ареометра. Если шкала ареометра будет выше или ниже уровня воды, то следует заменить ареометр. Показание шкалы ареометра на уровне поверхности воды соответствует ее плотности при данной температуре.

1.6. Определение мутности воды

Мутность воды обусловлена присутствием в природной воде нерастворенных и коллоидных веществ неорганического и органического происхождения. Мутность воды характеризуется терминами: «прозрачная», «слабая муть», «мутная» и т. д.

Определить мутность воды можно весовым методом, визуальным, мутномером, фотоэлектронным тиндалеметром и фотоэлектрическим колориметром.

1.6.1. Гравиметрический метод

Х о д р а б о т ы. 500...1000 мл мутной воды профильтровать через плотный фильтр (диаметром 9...11 см), предварительно высушенном при 105 °С в течение 1,5...2 часов и взвешенном в закрытом бюксе на аналитических весах. После фильтрования фильтр с осадком перенести в тот же бюкс, высушить при 105...110 °С 1,5...2 часа, охладить в эксикаторе и взвесить на аналитических весах в закрытом бюксе. Содержание взвешенных веществ в исследуемой воде рассчитать по формуле

$$Q = \frac{(q_1 - q_2) \cdot 1000}{V}, \text{ мг/л,}$$

где Q — содержание взвешенных веществ в воде, мг/л; q_1 — масса бюкса с просушенным фильтром после фильтрования воды, г; q_2 — масса бюкса с просушенным фильтром до фильтрования, г; V — объем профильтрованной воды, мл.

1.6.2. Визуальный метод

Прозрачность воды зависит от ее мутности. Мерой прозрачности служит высота водяного столба, сквозь который еще можно прочесть шрифт определенного типа.

Результаты указывают в сантиметрах. Определяют высоту водяного столба, сквозь который типографический шрифт становится плохо различимым.

Х о д р а б о т ы. Цилиндр, под дно которого подложен хорошо освещенный шрифт, наполняют перемешанной пробой воды до такой высоты, чтобы буквы, рассматриваемые сверху, стали плохо различимы. Пробу просматривают при рассеянном дневном освещении. Определение повторяют несколько раз. Записывают высоту водяного столба в сантиметрах и вычисляют среднее значение. Согласно СанПиН 2.1.4.1074-01 прозрачность питьевой воды должна быть не менее 30 см.

Контрольные вопросы

1. Назовите основные физические показатели качества воды. Каковы причины, обуславливающие их наличие (кратко)?
2. Температура. На какие процессы, происходящие в воде, она влияет? В каких единицах измеряется? Каким способом производят измерение температуры? Что такое оптимальное значение?
3. Какие примеси природных вод обуславливают запах, вкус и привкус воды?
4. Назовите методики определения вкуса и запаха. Приведите оптимальные значения.
5. Что такое дезодорация? Назовите методы устранения привкусов и запахов воды.
6. Что такое «прозрачность» и «мутность»? Какие примеси природных вод обуславливают мутность? Назовите способы определения и оптимальные значения.
7. Какие вещества, присутствующие в водоемах, обуславливают цветность воды? Приведите методы определения и оптимальное значение.

Лабораторная работа 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КИСЛОТНОСТИ И ЩЕЛОЧНОСТИ ВОДЫ

Цель работы — изучить методики определения кислотности (свободной и общей) и щелочности (свободной и общей) воды.

Теоретическая часть

Кислотность воды может быть обусловлена наличием свободных кислот или солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами (например, FeSO_4 , AlCl_3 , ZnSO_4 и др.). В поверхностных природных и в большинстве подземных вод кислотность обычно вызывается присутствием свободной угольной кислоты. В производственных сточных водах кислотность может быть вызвана наличием свободных сильных (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) и слабых кислот (HCN , H_2S и др.), а также солей тяжелых металлов. При гидролизе солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, происходит снижение величины рН до 4,5 и ниже.

Определяют кислотность воды методом нейтрализации, в основе которого лежит реакция взаимодействия кислоты с основанием. Общая кислотность воды характеризуется количеством сильного основания, например гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации соединений, содержащихся в воде. Она определяется числом мг-экв/л сильного основания, необходимым для нейтрализации веществ, содержащихся в 1 л воды, рН которой равна 8,3. Если рН воды выше 8,3, то кислотность воды принимается равной нулю. А когда рН ниже 4,5, считается, что вода обладает свободной кислотностью.

При отборе пробы для определения кислотности необходимо принимать меры для уменьшения контакта воды с углекислотой воздуха. С этой целью используют герметически закрывающиеся пробоотборники, а из крана воду

отбирают при помощи резиновой трубки, которая опускается на дно склянки. Вода должна вытеснить воздух и несколько раз смениться в склянке. Для титрования используют колбы, закрытые резиновой пробкой с отверстием для подачи рабочего раствора.

Определение кислотности проводится индикаторным и электрометрическим методами.

Проведению анализа мешают повышенная карбонатная жесткость воды (более 4...5 мг-экв/л), присутствие солей тяжелых металлов, для индикаторного метода — цветность и мутность воды, свободный хлор. При значительной карбонатной жесткости воды в процессе титрования гидрокарбонаты кальция и магния переходят в труднорастворимые карбонаты, вызывая помутнение исследуемого раствора. Снять это отрицательное воздействие можно разбавлением пробы прокипяченной дистиллированной водой. При добавлении рабочего раствора щелочи соли тяжелых металлов образуют труднорастворимые соединения, которые затрудняют определение. Уменьшить мешающее воздействие этих соединений можно добавлением небольшого количества (0,8...1,2 мл) раствора сегнетовой соли или кипячением пробы (при этом следует учитывать, что углекислота после кипячения практически удаляется из воды)

Электрометрический метод применим для анализа цветных и мутных вод.

Методика выполнения лабораторной работы

2.1. Определение свободной кислотности

2.1.1. Индикаторный метод

Реактивы:

- 1) 0,1 н. раствор NaOH;
- 2) метилоранж (0,03-процентный водный раствор).

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу отмерить 100 мл (или другой необходимый) объем воды, прибавить 2—3 капли метилоранжа. Если раствор приобретет розовую окраску, то он имеет свободную кислотность. Титровать пробу 0,1 н. раствором гидроксида натрия до перехода розовой окраски в желто-розовую и далее рассчитать свободную кислотность по формуле

$$x = \frac{V_{\text{NaOH}} N_{\text{NaOH}} 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x — свободная кислотность воды, мг-экв/л; V_{NaOH} — объем рабочего раствора NaOH, пошедший на титрование пробы воды, мл; N_{NaOH} — нормальность раствора NaOH, г-экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — объем пробы воды, мл.

2.1.2. Электрометрический метод

Приборы, реактивы:

- 1) рН-метр лабораторный;
- 2) магнитная мешалка;
- 3) 0,1 н. раствор NaOH.

Х о д р а б о т ы. В химический стакан отмерить 100 мл воды и добавлять в нее по каплям рабочий раствор гидроксида натрия до получения значения $pH = 4,5$. (Расчет приведен в пункте 2.1.1). Определение проводится для вод с величиной $pH < 4,5$.

2.2. Определение общей кислотности

2.2.1. Индикаторный метод

Реактивы:

- 1) 0,1 н. раствор NaOH;
- 2) фенолфталеин (0,5-процентном в 60-процентном этаноле).

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу отмерить 100 мл, прибавить 5...10 капель фенолфталеина. Титровать 0,1 н раствором гидроксида натрия до появления слабо-розовой, заметной на белом фоне окраски, не исчезающей в течение 1 мин. и рассчитать общую кислотность по формуле

$$x = \frac{V_{\text{NaOH}} N_{\text{NaOH}} 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x — общая кислотность воды, мг-экв/л; V_{NaOH} — объем рабочего раствора NaOH, пошедший на титрование пробы воды, мл; N_{NaOH} — нормальность рабочего раствора NaOH, г-экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — объем пробы воды, мл.

2.2.2. Электрометрический метод

Х о д р а б о т ы. По методике, описанной для определения свободной кислотности, проба вода титруется 0,1 н. раствором гидроксида натрия до достижения величины pH , равной 8,3. Расчет ведется по формуле приведенной в пункте 2.2.1

2.3. Определение щелочности воды

Щелочность воды определяются присутствием соединений, взаимодействующих с сильными кислотами. Это могут быть свободные гидроксиды (в производственных сточных водах) или соли, образованные слабыми кислотами и сильными основаниями (например, гидрокарбонаты, карбонаты, силикаты, сульфиды, ацетаты щелочных металлов). Щелочность, обусловленная наличием растворимых гидроксидов (ионами OH^-), называется гидратной щелочностью.

В природных водах щелочность обычно вызывается гидрокарбонатами HCO_3^- (гидрокарбонатная), в щелочных водах — также и карбонатами CO_3^{2-} (карбонатная).

Щелочность воды характеризуется количеством кислоты, необходимым для нейтрализации 1 л воды. Выражается она в мг-экв/л.

Различают свободную и общую щелочностью воды. Если pH исследуемой воды более 8,3, то считается, что вода имеет свободную щелочность. Ее величина определяется количеством кислоты, необходимым для нейтрализации

компонентов щелочности (OH^- , SiO_3^{2-} , CO_3^{2-} и др.) до достижения величины рН исследуемой воды до 4,5 (или по изменению окраски метилоранжа). Если рН воды меньше 4,5, то щелочность воды принимается равной нулю. Считается, что воды, имеющие величину рН $< 8,3$, не содержат свободной щелочности.

Определение щелочности воды проводится непосредственно после отбора пробы или не позднее 24 часов при условии хранения воды в закрытой посуде, заполненной под пробку.

Затруднения при проведении анализа и получение неточных результатов может быть вызвано наличием взвешенных веществ, свободной углекислоты, хлора и гипохлоритов, соединений, обуславливающих цветность воды. Мешающее влияние взвешенных веществ устраняется фильтрованием. Гипохлориты и свободный хлор вызывают обесцвечивание кислотно-щелочных индикаторов, поэтому они предварительно восстанавливаются 0,1 н. раствором тиосульфата натрия, взятом в эквивалентном количестве. Иногда для удаления гипохлоритов используют 3-процентный раствор пероксида водорода. Цветность воды может быть снижена при ее фильтровании через слой активированного угля или макропористого анионита. Свободный углекислый газ удаляется путем продувания воздуха через анализируемую воду. Если в воде наряду с гидрокарбонатами в заметном количестве присутствуют гидросиликаты, силикаты, гидросульфиты, сульфиды или другие соединения, вызывающие щелочность воды, то для вычислений карбонатной (гидрокарбонатной) щелочности необходимо вычесть из полученного результата данные, полученные при определении этих компонентов (в мг-экв/л). Для вод с малой величиной щелочности для получения более точного результата (менее 0,2 мг-экв/л) необходимо использовать 0,05 н. растворы кислот (соляной или серной).

Определение щелочности воды может проводиться объемным методом нейтрализации и электрометрическим (по величине рН).

2.4. Определение свободной щелочности

Свободная щелочность определяется объемным методом путем титрования пробы воды 0,1 н. раствором соляной или серной кислоты в присутствии индикатора фенолфталеина.

При использовании электрического метода (для мутных и окрашенных вод) титрование пробы воды ведется до достижения величины рН равной 8,3.

2.4.1. Индикаторный метод

Реактивы:

1) 0,1 н. раствор HCl ;

2) фенолфталеин (1-процентный раствор в 60-процентном этиловом спирте).

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу емкостью 250 мл отмерить 100 мл исследуемой воды. При значительной величине свободной щелочности объем пробы воды уменьшается и доводится до 100 мл прокипяченной дистиллированной водой. Прибавить 5—8 капель фенолфталеина. Пробу титровать 0,1 н. раствором соляной кислоты до исчезновения розовой окраски. Рассчитать свободную щелочность по формуле

$$x = \frac{V_{\text{HCl}} N_{\text{HCl}} 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x — свободная щелочность воды, мг-экв/л; V_{HCl} — объем рабочего раствора HCl, пошедший на титрование пробы, мл; N_{HCl} — нормальность рабочего раствора HCl, г-экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — объем пробы исследуемой воды, мл.

2.4.2. Электрометрический метод

Приборы и реактивы:

- 1) рН-метр лабораторный;
- 2) магнитная мешалка;
- 3) 0,1 н. раствор HCl.

Х о д р а б о т ы. В химический стакан отмерить 100 см³ исследуемой воды и опустить в нее электроды рН-метра. В пробу воды при постоянном перемешивании (магнитной мешалкой) добавлять по каплям 0,1 н. раствор HCl до достижения величины рН, равной 8,3. (Электроды после выполнения работы тщательно промыть и опустить в стакан с дистиллированной водой). Расчет общей щелочности ведется по вышеприведенной формуле.

2.5. Определение общей щелочности

Общая щелочность воды определяется объемным или электрометрическим методами.

2.5.1. Объемный метод

При использовании объемного метода титрование пробы воды ведется в присутствии метилоранжа или смешанного индикатора.

Для получения более точных результатов в процессе титрования через исследуемый раствор продувается воздух.

Реактивы:

- 1) 0,1 М раствор HCl;
- 2) метилоранж (0,003 водный раствор) или смешанный индикатор (0,03 г метилового красного и 0,2 г бромкрезолового зеленого) растворяется в 150 мл 96-процентного этанола.

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу отмерить 100 мл (или другой соответствующий объем) исследуемой воды, прибавить 2—3 капли метилоранжа. Титровать 0,1 н. раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски раствора в оранжевую (желто-розовую) и рассчитать щелочность воды по формуле

$$x = \frac{V_{\text{HCl}} N_{\text{HCl}} 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x — общая щелочность воды, мг-экв/л; V_{HCl} — объем рабочего раствора HCl, пошедший на титрование пробы, мл; N_{HCl} — нормальность рабочего раствора HCl, г-экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — объем пробы воды, мл.

2.5.2. Электрометрический метод

Приборы, реактивы:

- 1) рН-метр лабораторный;
- 2) магнитная мешалка;
- 3) 0,1 н. раствор HCl.

Электрометрическое определение общей щелочности проводится по изменению величины рН.

Методика выполнения анализа аналогична методике определения свободной щелочности, но титрование ведется до установления величины рН, равной 4,5.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества, присутствующие в воде, обуславливают кислотность воды?
2. Назовите виды кислотности и их значение для оценки качества воды.
3. Назовите методы определения свободной и общей кислотности.
4. Какие вещества, присутствующие в воде, обуславливают щелочность воды?
5. Назовите виды щелочности и их значение для оценки качества воды.
6. Назовите методы определения свободной и общей щелочности.

Лабораторная работа 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ КАЛЬЦИЯ И МАГНИЯ В ВОДЕ

Цель работы — изучить методики по определению жесткости воды и концентрации ионов кальция и магния.

Теоретическая часть

Ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} и др. обуславливают жесткость природных вод. Так как концентрация этих ионов в воде (за исключением Ca^{2+} и Mg^{2+}) крайне незначительна, то общая жесткость природных вод характеризуется суммой ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , выраженной в мг-экв/л. 1 мг-экв/л соответствует содержанию в 1 дм³ воды 20,04 мг Ca^{2+} или 12,156 мг Mg^{2+} , или 1 градусу жесткости (1 °Ж).

Ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} могут быть связаны с различными анионами (HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , CO_3^{2-} , HSiO_3^- и др.). Гидрокарбонаты кальция и магния и их карбонаты определяют карбонатную жесткость. При нагревании воды нарушается карбонатное равновесие (уменьшается содержание CO_2), вследствие чего гидрокарбонаты переходят в карбонаты:



Растворимость карбонатов кальция и магния значительно меньше, чем гидрокарбонатов, поэтому при нагревании жесткость воды снижается. Жесткость воды, обусловленная гидрокарбонатами кальция и магния, называется устранимой (временной). Разность между общей и устранимой жесткостью

называется неустранимой (постоянной жесткостью). Карбонатную жесткость нельзя отождествлять с устранимой жесткостью, так как карбонаты, хотя и незначительно, но растворимы в воде. Разность между карбонатной и устранимой жесткостью есть остаточная жесткость, обусловленная карбонатами, остающимися в растворе. Сульфаты, хлориды, гидросиликаты и другие соли кальция и магния определяют некарбонатную жесткость.

Соотношение между видами жесткости зависит от типа природных вод. В большинстве вод содержание $\text{HCO}_3^- < (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})$ и соответствует устранимой жесткости. В щелочных водах $\text{HCO}_3^- > (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})$ и общую жесткость условно принимают за карбонатную. Жесткость питьевой воды, согласно СанПиН 2.1.4.1074-01, не должна превышать 7 мг-экв/л.

Наиболее точный и распространенный метод определения общей жесткости — комплексометрический, основанный на образовании ионами Ca^{+2} и Mg^{+2} прочных внутрикомплексных соединений с трилоном Б. В качестве индикатора при определении общей жесткости используется эрихром черный или кислотный хром темно-синий.

Методика выполнения лабораторной работы

3.1. Определение общей жесткости

Реактивы:

- 1) 0,1 н. раствор трилона Б;
- 2) аммонийно-буферный раствор;
- 3) индикатор «Кислотный хром темно-синий».

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу отмерить 100 мл исследуемой воды. Добавить 5 мл аммонийной буферной смеси, 5...8 капель индикатора «Кислотный хром темно-синий» и титровать рабочим раствором трилона Б до перехода вишнево-красной окраски в синюю. Раствор трилона Б следует прибавлять по каплям, энергично перемешивая. Расчет жесткости следует производить по формуле

$$Ж_0 = \frac{V_1 N \cdot 1000}{V_2},$$

где $Ж_0$ — общая жесткость воды, мг-экв/л; V_1 — объем рабочего раствора трилона Б, пошедшего на титрование пробы воды, мл; N — нормальность рабочего раствора трилона Б, мг-экв.л; V_2 — объем пробы воды, мл.

3.2. Определение ионов кальция и магния

Реактивы:

- 1) 0,1 н. раствор трилона Б;
- 2) 2 н. раствор NaOH;
- 3) индикатор «Мурексид сухой»;
- 4) 5-процентный раствор Na_2S ;

- 5) 1-процентный раствор гидроксиламина;
- 6) индикатор «Хром темно-синий»;
- 7) аммонийно-буферный раствор.

3.2.1. Определение ионов кальция

Х о д р а б о т ы. К 100 мл исследуемой воды добавляют 5 мл раствора NaOH, несколько (6—8) капель Na₂S и на кончике лопаточки сухого мурексида. Раствор приобретает темно-розовую окраску. Медленно титруют раствором трилона Б до изменения окраски в винно-красную. Содержание кальция вычисляют по формуле

$$x = \frac{0,1a1000\mathcal{E}_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x — содержание кальция в анализируемой воде, мг/л; a — количество раствора трилона Б, пошедшее на титрование пробы, мл; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — количество пробы воды, взятое для определения, мл; $\mathcal{E}_{\text{Ca}^{2+}}$ — эквивалент кальция, равный 20.

3.2.2. Определение ионов магния

Х о д р а б о т ы. В пробу после определения ионов кальция добавляют 5 мл аммонийно-буферного раствора, 5—6 капель гидроксиламина, 5—6 капель индикатора «Хром темно-синий» и медленно титруют 0,1 н. раствором трилона Б до перехода окраски в синюю. Содержание магния вычисляют по формуле

$$y = \frac{0,1a1000\mathcal{E}_{\text{Mg}^{2+}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где y — концентрация ионов магния в анализируемой пробе, мг/л; b — количество раствора трилона Б, пошедшее на титрование пробы, мл; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — количество пробы воды, взятое для определения, мл; $\mathcal{E}_{\text{Mg}^{2+}}$ — эквивалент магния, равный 12.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества обуславливают наличие жесткости воды?
2. Назовите виды жесткости.
3. Назовите классы жесткости.
4. Что такое умягчение? Назовите способы умягчения.
5. Опишите последствия использования жесткой воды для удовлетворения хозяйственно-бытовых и промышленных нужд.
6. Назовите реагентные методы умягчения воды.
7. Назовите умягчение воды методом ионного обмена.
8. Опишите термический метод умягчения воды.

Лабораторная работа 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH ВОДЫ

Цель работы — изучить работу pH-метра, ознакомиться с методикой определения pH воды

Теоретическая часть

Степень кислотности и щелочности воды определяется соотношением концентрации водородных- и гидроксид-ионов. Чистая вода — очень слабый электролит (удельная электропроводность при +25 °С $6,2 \cdot 10^{-8} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$).



По закону действия масс, диссоциация воды, как процесс обратимый, характеризуется константой диссоциации:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{16}.$$

При наличии в воде растворенных солей (при концентрации более 250 мг/л) следует в это выражение подставить активные концентрации (а) ионов H^+ и OH^- :

$$K = \frac{a_{\text{H}^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}}.$$

Концентрацию недиссоциированных молекул H_2O можно принять за постоянную величину, так как при +22 °С в 1 л из 55,56 молей H_2O диссоциирует только $1 \cdot 10^{-7}$ моля, т. е. чрезвычайно мало. Перенеся $[\text{H}_2\text{O}]$ в левую часть равенства, получим

$$K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-].$$

Произведение $K[\text{H}_2\text{O}]$ при определенной температуре есть величина постоянная. Она называется константой воды ($K_{\text{в}}$) или ионным произведением воды.

Подставив численные значения K и H_2O , получим

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}.$$

В чистой воде

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} (22 \text{ °С}).$$

Таким образом, как бы не менялись концентрации H^+ и OH^- , произведение их всегда будет постоянной величиной. При равенстве концентрации ионов H^+ и OH^- раствор нейтральный. Если концентрация H^+ -ионов больше $1 \cdot 10^{-7}$, то среда кислая. Наоборот, при увеличении концентрации OH^- ионов содержание H^+ становится меньше $1 \cdot 10^{-7}$, раствор щелочной.

Так как между концентрациями H^+ - и OH^- -ионов существует обратная зависимость, то реакция среды характеризуется обычно концентрацией H^+ -ионов. Чтобы не оперировать с дробными числами, вместо концентрации H^+ -ионов пользуются ее отрицательным логарифмом — водородным показателем рН:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Отсюда, растворы с $\text{pH} = 7$ имеют нейтральную реакцию, при $\text{pH} > 7$ — щелочную и при $\text{pH} < 7$ — кислую. рН — важный показатель при химическом анализе воды. Для характеристики природных и сточных вод не меньшее значение имеет гидроксидный показатель рОН, равный

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Методика выполнения лабораторной работы

4.1. Колориметрический метод определения рН

Метод основан на изменении окраски индикаторов в зависимости от концентрации ионов водорода. Используемые при этом индикаторы — слабые кислоты, у которых окраска недиссоциированных молекул иная, чем анионов, образующихся при диссоциации.

При значительной концентрации H^+ -ионов в растворе диссоциация слабой кислоты уменьшается (действие одноименного иона), и окраску раствору придают молекулы индикатора. В щелочной среде — при незначительной концентрации H^+ -ионов степень диссоциации слабой кислоты увеличивается, и окраску раствору придают анионы индикатора.

Окраска индикатора меняется в определенном интервале рН. Подбрав индикаторы, можно получить шкалу для измерения рН из растворов с заранее известным рН. Прибавляя определенное количество индикатора к исследуемому раствору и сравнивая полученную окраску с эталонными растворами, можно определить рН с точностью до 0,1.

рН колориметрическим методом измеряют, сравнивая окраску исследуемого раствора в присутствии индикатора с окраской растворов в эталонных ампулах шкалы.

Приближенно значение рН определяется с помощью универсальной индикаторной бумаги, которая изменяет окраску в зависимости от концентрации ионов водорода. При значительной мутности воды колориметрический метод неприменим.

4.2. Потенциометрический метод определения рН

Активную концентрацию ионов водорода и рН точно определяют потенциометрически. В основу метода положено измерение электродвижущей силы (ЭДС) концентрационной цепи, состоящей из двух электродов. Потенциал любого электрода можно вычислить по формуле Нернста, зная величину стандартного электродного потенциала E_0 и концентрацию ионов в растворе (активность):

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln a,$$

где R — газовая постоянная, 8,313 (Дж/(град · моль)); T — абсолютная температура, °К; F — число Фарадея, 96 494 К.

ЭДС гальванического элемента равна:

$$\text{ЭДС} = E_1 - E_2.$$

Подставив вместо E_1 и E_2 их значения и пользуясь вышеприведенной формулой, для ионов с одинаковой степенью окисления ($n_1 = n_2$) получим

$$E = E_{01} - E_{02} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_1}{a_2}.$$

В качестве электрода с нулевым потенциалом условно применяют водородный электрод (платиновая пластинка, покрытая слоем губчатой платины и насыщенная водородом при 101,325 кПа и 20 °С).

Стандартный электродный потенциал отрицательный ($E_0 < 0$), если в присутствии водорода на нем происходит окисление, и положительный ($E_0 > 0$), когда на нем происходит восстановление.

В практике водородный электрод сравнения часто заменяют простым в обращении хлорсеребряным, имеющим устойчивый потенциал.

pH определяют со следующими парами электродов: хлорсеребряный и стеклянный; хлорсеребряный и платиновый.

Потенциал стеклянного электрода находится в линейной зависимости от pH при значительном изменении концентрации H^+ -ионов:

$$E_{\text{ст.эл}} = E_{0\text{ст.эл}} + 2,3 \frac{RT}{F} \lg a_H,$$

где $E_{0\text{ст.эл}}$ — нормальный потенциал стеклянного электрода, В; a_H — активность:

$$a_H = fC,$$

где f — коэффициент активности; C — концентрация ионов водорода.

Тогда

$$E_{\text{ст.эл}} = E_{0\text{ст.эл}} + 2,3 \frac{RT}{F} \lg [H^+].$$

Зная, что $\text{pH} = -\lg [H^+]$, получим

$$E_{\text{ст.эл}} = E_{0\text{ст.эл}} - 2,3 \frac{RT}{F} \text{pH}.$$

Точно определить $E_{\text{ст.эл}}$ на практике не удастся, так как при этом получают меньшие значения, подверженные колебаниям в зависимости от сорта стекла, температуры, состава электрода. Поэтому перед определением pH исследуемого раствора стеклянный электрод калибруют по буферным растворам с известным pH.

При определении рН используются потенциометры различных типов. Наиболее распространен сейчас в лабораторной практике универсальный рН-метр рН 410.

4.3. Определение рН воды

Приборы: рН-метр лабораторный.

Х о д р а б о т ы. В химический стакан емкостью 100 мл отмерить 50 мл исследуемой воды. В стакан опустить электроды и провести определение рН исследуемой воды. По полученным результатам сделать вывод о среде исследуемых растворов.

Контрольные вопросы

1. Что такое рН воды? Чем обеспечивается? Назовите величину рН природных вод.
2. Опишите колориметрический метод определения рН воды.
3. Опишите метод буферного определения рН.
4. Опишите потенциометрический метод определения рН воды.
5. Опишите безиндикаторные методы определения рН. Что такое потенциометрическое титрование?
6. Опишите безиндикаторные методы определения рН. Что такое кондуктометрическое титрование?
7. Что такое буферные растворы и каковы их свойства?
8. В чем состоит значение рН как важного технологического показателя контроля водоподготовки?

Лабораторная работа № 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НИТРИТОВ И АММИАКА В ВОДЕ

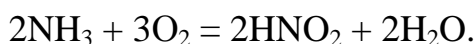
Цель работы — изучить методики определения нитритов и аммиака в воде.

Теоретическая часть

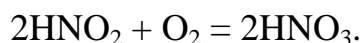
Азот в природных водах содержится в виде органических и неорганических соединений. Неорганические формы азота находятся в растворенном состоянии и могут переходить друг в друга.

Главный источник азота в природных водах — белковые соединения растительного и животного происхождения. Образующиеся в результате биохимического расщепления белков аминокислоты распадаются, выделяя аммиак.

Процесс биохимического окисления аммиака до нитратов называется нитрификацией. Нитрификация протекает в две стадии. Вначале аммиак окисляется до нитритов:



Затем при избытке кислорода нитриты переходят в нитраты:



Для хозяйственно-питьевых нужд используют воду, почти не содержащую аммонийного и нитритного азота. Нежелательно повышенное содержание и нитратов.

Методика выполнения лабораторной работы

5.1. Определение нитритов в воде

Реактивы:

- 1) реактив Грисса (смесь сульфаниловой кислоты и α -нафтиламина в соотношении 1:1. Смешивают реактивы непосредственно перед определением);
- 2) стандартный раствор NaNO_2 .

Х о д р а б о т ы. Взять два колориметрических цилиндра, в один из них налить 100 мл исследуемой воды. В другой цилиндр налить 1 мл раствора нитрита натрия и долить до 100 мл дистиллированной водой. Добавить в оба цилиндра по 5 мл реактива Грисса. Через 10 минут просматривать цилиндры сверху на белом фоне, отливая из цилиндра с более густой окраской воду в колбу или измерительный цилиндр до одинаковой интенсивности окраски в обоих цилиндрах. Содержание нитритов вычисляют по формуле

$$C_{\text{NO}_2^-} = \frac{Ch_2}{h_1},$$

где $C_{\text{NO}_2^-}$ — содержание нитритов в анализируемой воде, мг/л; C — концентрация NO_2 — в стандартном растворе, мг/л; h_1 и h_2 — высоты столбов исследуемой воды и стандартного раствора в колориметрических цилиндрах после сравнения окраски, см.

5.2. Определение аммиака в воде

Реактивы:

- 1) реактив Несслера;
- 2) 5-процентный раствор сегнетовой соли ($\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$);
- 3) стандартный раствор хлористого аммония NH_4Cl ;
- 4) дистиллированная вода.

Х о д р а б о т ы. В один колориметрический цилиндр налить 100 мл исследуемой воды, а в другой — сначала наливают 1 мл раствора хлористого аммония, затем долить до метки 100 мл дистиллированной водой. В оба цилиндра добавляют по 3 мл раствора сегнетовой соли и по 2 мл реактива Несслера. Перемешать. Через 10 минут посмотреть цилиндры сверху на белом фоне, сравнить по интенсивности окраски.

Отливают воду из цилиндра с более интенсивной окраской в измерительный цилиндр или колбу до тех пор, пока будет казаться, что окраска в обоих цилиндрах одинакова. Содержание аммиака в исследуемой воде определяют по формуле

$$C_{\text{NH}_3} = \frac{Ch_2}{h_1},$$

где C_{NH_3} — содержание аммиака в исследуемой воде, мг/л; h_1 — высота столба исследуемой воды в цилиндре, см; C — концентрация стандартного раствора, мг/л; h_2 — высота столба жидкости в цилиндре со стандартным раствором после сравнения окраски, см.

Контрольные вопросы

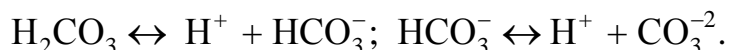
1. Каковы пути поступления азотосодержащих соединений в водоемы?
2. Как происходит процесс обезвреживания азота аммонийного в воде водоема?

Лабораторная работа 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ РАЗЛИЧНЫХ ФОРМ УГЛЕКИСЛОТЫ

Цель работы — изучение методик определения различных форм углекислоты.

Теоретическая часть

Угольная кислота и ее соли постоянные компоненты природных вод. Углекислота может находиться в воде в свободной форме и в виде гидрокарбонатов и карбонатов. Содержание свободной угольной кислоты H_2CO_3 зависит от концентрации растворенного диоксида углерода. Так как в форме угольной кислоты находится лишь часть растворенного CO_2 (около 1 %), то содержание свободной углекислоты в воде характеризуется суммой: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$. При этом расчет ведут не на кислоту, а на CO_2 . Угольная кислота диссоциирует в водном растворе:

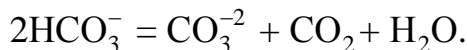


Константы диссоциации для 1-й и 2-й ступени:

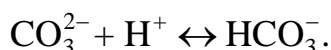
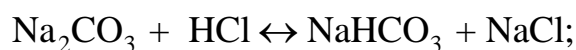
$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}; \quad K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}.$$

Из уравнений следует, что концентрация свободной угольной кислоты находится в прямой зависимости от концентрации водородных ионов, а концентрация карбонат-ионов — в обратной. При $\text{pH} < 4,2$ в природных водах содержится только свободная угольная кислота. Появление в воде гидрокарбонат-ионов повышает pH от 4,2 до 8,3; в воде присутствует свободная угольная кислота и ионы HCO_3^- , причем с возрастанием pH увеличивается концентрация HCO_3^- -ионов и понижается концентрация свободной угольной кислоты. При $\text{pH} = 8,4$ в воде присутствуют практически только гидрокарбонаты (99,7 %). При дальнейшем увеличении pH в воде наряду с гидрокарбонат-ионами появляются и карбонат-ионы, которые при $\text{pH} > 10$ становятся преобладающими.

Связанной считается угольная кислота в форме карбонатов, форме гидрокарбонатов она состоит из связанной и полусвязанной кислоты (поровну), так как при кипячении половина гидрокарбонатов переходит в свободную угольную кислоту.



Если в воде находится свободная угольная кислота и 2HCO_3^- -ионы, то количество связанной кислоты равно содержанию полусвязанной. При $\text{pH} > 8,4$ количество связанной кислоты $\left(\text{CO}_3^{2-} + \frac{1}{2}\text{HCO}_3^-\right)$ будет больше полусвязанной $\left(\frac{1}{2}\text{HCO}_3^-\right)$. При одновременном присутствии в воде ионов HCO_3^- и CO_3^{2-} определение ведут в одной пробе, нейтрализуя рабочим раствором соляной кислоты щелочность, создаваемую этими ионами. Определение основано на изменении содержания различных форм угольной кислоты в зависимости от pH . В присутствии кислоты ионы CO_3^{2-} и HCO_3^- переходят в свободную угольную кислоту. Карбонаты с соляной кислотой взаимодействуют в две стадии. На первой стадии карбонаты переходят в гидрокарбонаты:



Таким образом, можно считать, что объем кислоты, затраченный на перевод CO_3^{2-} в HCO_3^- , соответствует половине содержащихся в воде карбонатов. Индикатор — фенолфталеин. Проба, оттитрованная рабочим раствором кислоты в присутствии фенолфталеина, содержит гидрокарбонаты, ранее находившиеся в воде, и гидрокарбонаты, образовавшиеся из карбонатов. Гидрокарбонаты переводят в свободную угольную кислоту последующим титрованием пробы кислотой в присутствии метилового оранжевого.

При расчете содержания CO_3^{2-} -ионов объемов соляной кислоты израсходованной на титрование пробы воды с фенолфталеином, соответственно удваивается. А при расчете количества гидрокарбонатов из объема кислоты, израсходованного на титрование воды в присутствии метилоранжа, вычитается объем, пошедший на титрование с фенолфталеином.

Карбонат-ионы содержатся в щелочных водах. В этом случае, в воде определяют только гидрокарбонаты титрованием кислотой в присутствии метилоранжа.

Методика выполнения лабораторной работы

6.1. Определение содержания свободной угольной кислоты

Реактивы:

- 1) 0,02 н. раствор NaOH;
- 2) 0,1-процентный спиртовой раствор фенолфталеина.

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу отмеряют 100 мл исследуемой воды, добавляют 2—3 капли фенолфталеина и титруют пробу 0,02 н. раствором NaOH до появления розового окрашивания, сохраняющегося в течение 3 мин. Определение повторить 3 раза и взять среднее значение. Содержание свободной углекислоты ведут по формуле

$$C_{\text{CO}_2} = \frac{1000V_1NЭ_{\text{CO}_2}}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где C_{CO_2} — содержание свободной углекислоты, мг/л; V_1 — количество раствора NaOH, пошедшее на титрование пробы, мл; N — нормальность раствора NaOH, мг-экв/л; $Э$ — эквивалент CO_2 , равный 44; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — количество пробы воды, взятое для определения, мл.

6.2. Определение содержания карбонатной и гидрокарбонатной углекислоты

Определение основано на изменении содержания различных форм углекислоты в зависимости от величины pH. Для титрования используют соляную кислоту и индикаторы — фенолфталеин и метилоранж.

Обычная питьевая вода не содержит карбонатов. На это указывает отсутствие розовой окраски от прибавления к пробе воды фенолфталеина. В этом случае записывают, что карбонат ионы отсутствуют.

Реактивы:

- 1) 0,1 н. раствор HCl;
- 2) 0,1 % спиртовой раствор фенолфталеина;
- 3) 0,02 % раствор метилоранжа;
- 4) раствор NaOH (щелочная вода).

Х о д р а б о т ы. В коническую колбу отмеряют 100 мл исследуемой воды, добавляют 2—3 капли щелочной воды и 2—3 капли фенолфталеина. Если проба приняла розовый цвет, то ее титруют 0,1 н. раствором HCl до исчезновения розовой окраски. Количество соляной кислоты в данном случае соответствует содержанию карбонатов.

К оттитрованной пробе прибавляют 2—3 капли метилоранжа и титруют пробу до перехода желтой окраски в оранжевую.

Количество соляной кислоты в этом случае соответствует количеству гидрокарбонатов. Содержание карбонатов определяют по формуле

$$C_{\text{CO}_3^{2-}} = \frac{2V_1NЭ_{\text{CO}_3^{2-}}1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где $C_{\text{CO}_3^{2-}}$ — содержание карбонатов в анализируемой воде, мг/л; V_1 — количество 0,1 н. раствора HCl, прошедшее на титрование пробы воды в присутствии фенолфталеина, мл; N — нормальность раствора HCl, мг-экв/л; $Э_{\text{CO}_3^{2-}}$ — эквивалент CO_3^{2-} , равный 30; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — количество воды, взятое для определения, мл.

Содержание гидрокарбонатов определяют по формуле

$$C_{\text{HCO}_3^-} = \frac{2(V_2 - V_1)N\mathcal{E}_{\text{HCO}_3^-} 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где V_2 — количество 0,1 н. HCl, пошедшее на титрование воды в присутствии метилоранжа; V_1 — количество 0,1 н. раствора HCl, прошедшее на титрование пробы воды в присутствии фенолфталеина, мл; $\mathcal{E}_{\text{HCO}_3^-}$ — эквивалент HCO_3^- , равный 61,018; N — нормальность раствора HCl, мг-экв/л; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — количество воды, взятое для определения, мл.

Контрольные вопросы

1. Назовите основные формы углекислоты.
2. От чего зависит содержание той или иной формы углекислоты?
3. В какой зависимости от pH находятся формы угольной кислоты?
4. назовите Уравнения и константы диссоциации угольной кислоты.

Лабораторная работа 7. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТНОЙ ОКИСЛЯЕМОСТИ ВОДЫ МЕТОДОМ КУБЕЛЯ

Цель работы — изучить методики определения перманганатной окисляемости воды.

Теоретическая часть

Наличие в воде органических веществ и легко окисляющихся неорганических соединений (Fe^{2+} , сульфитов, нитритов, H_2S и др.) характеризует окисляемость воды. Окисляемость — один из показателей степени загрязнения воды органическими примесями.

Окисляемость органических веществ, растворенных в воде, характеризуется количеством кислорода, расходуемого на их окисление в определенных условиях.

Окисляемость воды выражают числом миллиграммов кислорода, израсходованных на окисление органических веществ, содержащихся в 1 л воды. В качестве окислителей органических веществ, при определении окисляемости воды, обычно применяют перманганат калия (перманганатная окисляемость), дихромат (или иодид) калия (дихроматная (иодатная) окисляемость или химическое потребление кислорода — ХПК). Во избежание ошибки предварительно в исследуемой воде определяют неорганические восстановители.

В настоящем пособии рассматривается методика определения перманганатной окисляемости воды. Если концентрация хлоридов в исследуемой воде не превышает 100 мг/л, то органические вещества окисляют перманганатом калия в кислой среде (метод Кубеля). При более высоком содержании хлоридов используется реакция окисления перманганатом калия в щелочной среде (метод Шульца).

Органические вещества, содержащиеся в исследуемой воде, при кипячении в присутствии серной кислоты окисляются перманганатом калия. К пробе воды прибавляют заведомо избыточное количество раствора KMnO_4 определенной концентрации. В этих условиях окисляются не все органические вещества, поэтому окисляемость характеризует содержание только легкоокисляющихся примесей. Для получения более точных результатов используется обратное титрование: к прокипяченной пробе прибавляют избыток щавелевой кислоты, при этом часть ее окисляется оставшимся перманганатом калия, а остальное количество $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ оттитровывают перманганатом калия.

Методика выполнения контрольной работы

Во избежание ошибки, связанной со случайным загрязнением колбы примесями, способными к окислению, перед определением окисляемости в колбу наливают 100...150 мл концентрированного раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой, и кипятят 3—5 мин. Затем выливают смесь, а образовавшийся на стенках колбы осадок растворяют в небольшом количестве концентрированной соляной кислоты. Колбы ополаскивают дистиллированной водой и вновь в них наливают окислительную смесь. Кипячение повторяют 2—3 раза, после чего ополаскивают колбу дистиллированной водой.

Реактивы:

- 1) 0,01 н. раствор KMnO_4 ;
- 2) 0,01 н. раствор $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$;
- 3) 4 н. раствор H_2SO_4 .

Х о д р а б о т ы. В предварительно подготовленную коническую колбу на 250 мл отмерить 100 мл исследуемой воды, прилить 5 мл 4 н. раствора кислоты и прилить из бюретки точно 10 мл 0,01 раствора KMnO_4 . Колбу закрыть воронкой, смесь кипятить 10 мин (считая с момента кипения). Затем снять с огня.

К горячей жидкости прилить с помощью мерного цилиндра 10 мл 0,01 н. раствора щавелевой кислоты. Перемешать до обесцвечивания. Горячий обесцвеченный раствор титровать 0,01 н. раствором KMnO_4 до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего 2—3 минуты. Рассчитать перманганатную окисляемость по формуле

$$x = \frac{[(V_{\text{KMnO}_4} + V'_{\text{KMnO}_4})N_{\text{KMnO}_4} - V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}] \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x — окисляемость воды, мг O_2 /л; V_{KMnO_4} — объем раствора KMnO_4 , прилитого к пробе воды до кипячения, мл; V'_{KMnO_4} — объем раствора KMnO_4 для титрования избытка щавелевой кислоты, мл; N_{KMnO_4} — нормальность раствора KMnO_4 , мг-экв/л; $V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$ — объем 0,01н. раствора щавелевой кислоты

для связывания избытка KMnO_4 , мл; $N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$ — нормальность раствора щавелевой кислоты, мг-экв/л; Э — эквивалент кислорода, (8); $V_{\text{H}_2\text{O}}$ — объем пробы исследуемой воды, мл.

Контрольные вопросы

1. Что называют окисляемостью воды? Чем она обусловлена?
2. Что называют общей окисляемостью? Каким способом определяется общая окисляемость?
3. Что называют частичной окисляемостью? Каким способом определяется частичная окисляемость?

Лабораторная работа 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОСТАТОЧНОГО ХЛОРА В ВОДОПРОВОДНОЙ ВОДЕ

Цель работы — изучить методику определения остаточного хлора в водопроводной воде.

Теоретическая часть

Для обеззараживания воды хлорированием на водоочистных комплексах используют хлорную известь, хлор и его производные, под действием которых бактерии, находящиеся в воде, погибают в результате окисления веществ, входящих в состав протоплазмы клеток. Хлор действует и на органические вещества, окисляя их.

Дозу хлора устанавливают технологическим анализом из расчета, чтобы в 1 мл воды, поступающей к потребителю, оставалось 0,3...0,5 мг хлора, не вступившего в реакцию (остаточного хлора), который является показателем достаточности принятой дозы хлора. При этом условии доза хлора при хлорировании фильтрованной воды составляет 2...3 мг/л в зависимости от ее хлорпоглощаемости, а при хлорировании подземной воды — 0,7...1 мг/л.

Эффект подавления бактериальной жизни при хлорировании зависит от дозы введенного хлора и продолжительности контакта его с водой. Поэтому хлорпоглощаемость одной и той же воды, равная суммарному расходу хлора на окисление микроорганизмов, органических и неорганических примесей, — величина переменная, зависящая от дозы введенного хлора, продолжительности контакта, величины рН, температуры воды и др. Очевидно, что доза вводимого хлора должна быть больше величины хлорпоглощаемости на величину остаточного хлора, присутствие которого является гарантией того, что окисление бактерий и органических веществ в воде практически завершено.

Методика выполнения лабораторной работы

Реактивы:

- 1) 10-процентный раствор KI;
- 2) ацетатно-буферный раствор;
- 3) 1-процентный раствор крахмала;
- 4) 0,005 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Х о д р а б о т ы. В колбу емкостью 250 мл отмерить 100 мл водопроводной воды, прибавить 5 мл 10-процентного раствора KI, 5 мл ацетатно-буферного раствора и 1 мл раствора крахмала. Оттитровать пробу раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до исчезновения синей окраски раствора. Содержание остаточного хлора вычисляют по формуле:

$$x = \frac{V_1 N_1 \Xi 1000}{V_2},$$

где x — содержание остаточного хлора; V_1 — объем рабочего раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, пошедший на титрование пробы воды, мл; N_1 — нормальность рабочего раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мг-экв/л; Ξ — эквивалент хлора равный 35,45; V_2 — объем исследуемой воды, мл.

Контрольные вопросы

1. Основные способы обеззараживания воды.
2. Каким образом осуществляется обеззараживание воды хлорированием?
3. Значение величины остаточного хлора в водопроводной воде для оценки качества процесса обеззараживания.
4. Методика определения остаточного хлора в воде.

Лабораторная работа 9. МЕТОДЫ МИКРОСКОПИРОВАНИЯ И УСТРОЙСТВО МИКРОСКОПА

Цель работы — ознакомиться с современным биологическим микроскопом и его устройством. Изучить правила обращения с микроскопом, освоить технику микроскопирования.

Теоретическая часть

Изучение морфологии и строения клеток микроорганизмов, величины которых измеряются микрометрами (1 мкм = 0,001 мм), нанометрами (1 нм = 0,001 мкм), ангстремами (1 А° = 0,1 нм), возможно только с помощью микроскопов.

Микроскоп предназначен для анализа различных биологических объектов при работе в проходящем свете по методу светлого поля, а также по методу темного поля с конденсором, поставляемым по дополнительному заказу. На микроскопе можно изучать окрашенные и неокрашенные биологические объекты в виде мазков и срезов. Микроскоп изготовлен для работы в условиях УХЛ 4.2 при температуре воздуха от 10 до 35 °С и относительной влажности не более 80 % по ГОСТ 15150—69.

Работать с иммерсионным объективом следует в помещении при температуре воздуха от 15 до 25 °С (рис.).

Описание и работа составных частей микроскопа

Бинокулярная насадка. Бинокулярная насадка обеспечивает визуальное наблюдение изображения объекта; устанавливается в гнездо штатива и закрепляется винтом. Установка расстояния между осями окуляров в соответствии

с глазной базой наблюдателя осуществляется разворотом корпусов с окулярными тубусами в диапазоне от 55 до 75 мм. Левый окулярный тубус снабжен диоптрийным механизмом перемещения окуляра (вращающееся кольцо на левом окулярном тубусе насадки) для компенсации ошибки глаза наблюдателя в диапазоне от 5 до –5 диоптрий.

Окуляры. В основной комплект микроскопа входят два широкоугольных окуляра увеличением 10 и линейным полем зрения в плоскости изображения 18 мм.

Револьверное устройство. Четырехгнездное револьверное устройство обеспечивает установку в рабочее положение объективов. Смена объективов производится вращением рифленого кольца револьверного устройства до фиксированного положения.

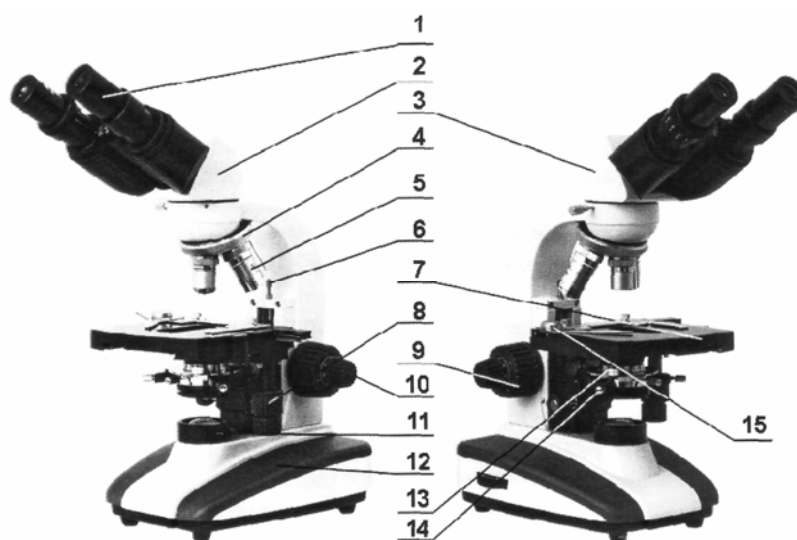
Объективы. Объективы, входящие в комплект микроскопа, рассчитаны на механическую длину тубуса микроскопа 160 мм, высоту 45 мм, линейное поле зрения в плоскости изображения 18 мм и толщину покровного стекла 0,17 мм.

Осветительное устройство. Важное значение, для получения контрастного равномерно освещенного изображения объектов в микроскопе, имеет осветительное устройство микроскопа. Встроенный в основание микроскопа осветитель включает коллектор в оправе, который ввинчивается в отверстие основания, и держатель галогенной лампы накаливания 6 В, 20 Вт. Питание лампы осуществляется от сети переменного тока напряжением (220 ± 22) В, частотой 50 Гц через источник электропитания, также встроенный в основание микроскопа. Включение осветителя осуществляется с помощью выключателя, расположенного на задней поверхности основания микроскопа. Вращая диск регулировки накала лампы, расположенный на боковой поверхности основания микроскопа слева от наблюдателя, можно изменять яркость горения лампы. С помощью винта, отвинчиваемого ключом из комплекта к нижней поверхности основания микроскопа крепится откидная крышка. Двумя винтами, имеющими возможность перемещения в бобовидных отверстиях для обеспечения возможности центровки лампы к откидной крышке крепится держатель лампы.

Фокусировочный механизм. Фокусировочный механизм расположен в штативе микроскопа. Фокусирование на объект производится перемещением по высоте предметного столика вращением рукояток, расположенных по обеим сторонам штатива. Грубое перемещение осуществляется рукояткой большего диаметра, точное перемещение — рукояткой меньшего диаметра. Диапазон грубой и точной фокусировки составляет не менее 10 мм. Рукоятка точной фокусировки имеет шкалу с ценой деления 5 мкм. Перемещение предметного столика с помощью фокусировочного механизма можно ограничивать винтовым упором для предотвращения случайного повреждения объекта, а также для быстрого повторного фокусирования.

Предметный столик. Координатный предметный столик обеспечивает перемещение объекта в горизонтальной плоскости в двух взаимно перпендикулярных направлениях с помощью рукояток, расположенных на одной оси.

Диапазон перемещения столика 70×30 мм. Цена деления шкал 1 мм, цена деления нониусов — 0,1 мм. Объект крепится на поверхности столика между держателем и прижимом препаратоводителя, для чего прижим отводится в сторону. При снятом препаратоводителе объект можно перемещать рукой.



Микроскоп АЛЪТАМИ 136: 1 — окуляры; 2 — бинокулярная насадка; 3 — винт крепления насадки; 4 — револьверное устройство; 5 — объективы; 6 — винтовой упор (ограничитель перемещения предметного столика при фокусировке); 7 — предметный столик; 8 — рукоятка перемещения предметного столика в двух взаимно-перпендикулярных направлениях; 9 — рукоятка грубой фокусировки; 10 — рукоятка точной фокусировки; 11 — коллектор в оправе; 12 — основание микроскопа; 13 — конденсор; 14 — винт крепления конденсора; 15 — препаратоводитель

Для изучения микроорганизмов в живом виде применяют ряд дополнительных приборов к микроскопу.

Правила работы с биологическим микроскопом

Обращение с микроскопом требует навыков, поэтому, приступая к работе с ним, необходимо усвоить основные правила пользования прибором.

1. Вынимая из футляра микроскоп, его держат одной рукой за ручку штатива, а другой — поддерживают за ножку штатива. Наклонять прибор в сторону нельзя, так как при этом окуляр может выпасть из тубуса.

2. На рабочем столе микроскоп помещают ручкой к себе, на расстоянии 3—5 см от края стола. Перед началом работы следует осторожно мягкой сухой тканью удалить пыль с его механических и оптических частей, не касаясь пальцами линз.

3. Устанавливают правильное освещение поля зрения микроскопа. При правильной установке поле зрения микроскопа будет иметь форму круга, хорошо и равномерно освещенного.

4. На предметный столик помещают исследуемый препарат и закрепляют его клеммами.

5. Препарат рассматривают с объективом 10х. Необходимо помнить, что чем меньше увеличение дает объектив, тем больше, при установке препарата на фокус, будет свободное рабочее расстояние (между препаратом и объективом).

При работе с объективом с 10-кратным увеличением расстояние между препаратом и объективом должно составлять около 5 мм. Тубус микроскопа осторожно опускают вниз с помощью макрометрического винта, наблюдая за объективом сбоку, и приближают к препарату (не касаясь его) на расстояние, меньше рабочего. Затем, глядя в окуляр, тем же винтом, медленно вращая его на себя, поднимают тубус до тех пор пока в поле зрения не появится изображение изучаемого объекта. После этого вращением микрометрического винта фокусируют объектив так, чтобы изображение предмета было четким. Микрометрический винт можно вращать не более чем на пол-оборота в ту или другую сторону.

6. Препарат рассматривают в нескольких местах, передвигая предметный столик боковыми винтами. При изучении препарата следует все время медленно (в пределах пол-оборота) вращать микровинт по часовой стрелке и против нее, чтобы просмотреть предмет во всей толще и установить на фокус то один, то другой его участок. Перед переходом от одного объектива к другому место препарата, где расположен изучаемый объект, следует поставить точно в центр поля зрения и только после этого повернуть «револьвер» с объективом.

8. Во время микроскопирования необходимо держать оба глаза открытыми и пользоваться ими попеременно.

9. После окончания работы следует снять препарат с предметного столика, и убрать микроскоп в футляр.

Оборудование и материалы:

- 1) микроскоп АЛЬТАМИ 136;
- 2) препараты бактерий.

Задание

Требуется изучить инструкции по технике безопасности для студентов, работающих в лаборатории микробиологии, правила работы при выполнении микробиологического практикума; познакомиться с оборудованием микробиологической лаборатории.

Контрольные вопросы

1. Назовите основные части микроскопа.
2. Что входит в механическую часть?

Лабораторная работа 10. МОРФОЛОГИЯ БАКТЕРИЙ

Цель работы — ознакомиться с основными формами бактерий.

Теоретическая часть

Бактерии по форме делятся на несколько групп: сферические, цилиндрические, спиральные, необычной формы и нитчатые.

Сферические бактерии, или кокки (гр. коккос — ягода, зерно), имеют округлую форму. В зависимости от расположения клеток после их деления подразделяются на группы:

- 1) диплококки — располагающиеся попарно;
- 2) стрептококки. Деление происходит в одном направлении. Имеет патогенные виды;

3) тетракокки. Деление происходит в двух перпендикулярных направлениях. Не имеют патогенных видов;

4) сарцины. Деление происходит в трех измерениях. Они представляют собой соединение клеток в виде более или менее объемистых пакетиков. Встречаются в воздухе, воде;

5) стафилококки. Деление их происходит в трех измерениях, но беспорядочно. Имеют патогенные виды.

Извитые формы бактерий различаются не только по длине и толщине нити, но и по количеству завитков. Они делятся на три группы:

1) спирохеты — гибкие, извилистые формы с большим количеством завитков;

2) спириллы — негибкие, извилистые формы с малым количеством завитков;

3) вибрионы — вид запятой.

Цилиндрическая форма (гр. *Bacteria* — палочка, лат. *Bacillum* — палочка) характерна для большинства бактерий. Палочковидные бактерии подразделяются на образующие и не образующие эндоспор.

Палочки, образующие споры, называют бациллами. Спорообразование не есть способ размножения. Это способ сохранения вида попавшего в неблагоприятные для него жизненные условия. В клетке всегда образуется только одна спора.

Споры — самые устойчивые живые существа на земле. Попадая в благоприятные условия, спора прорастает. Процесс превращения споры в растущую (вегетативную) клетку начинается с поглощением ею воды и набухания споры. При этом происходят глубокие физиологические изменения: усиливается дыхание и активизируются ферменты. В этот же период спора теряет свою термоустойчивость. Затем внешняя оболочка ее разрывается и из образовавшейся структуры формируется вегетативная клетка.

Не все бактерии могут самостоятельно передвигаться. Таковы некоторые палочки и все без исключения кокки. Микробы же, обладающие подвижностью, движутся при помощи жгутиков. Было установлено, что они могут передвигаться со скоростью 20 мкм/с.

Оборудование и материалы:

1) микроскоп АЛЬТАМИ 136;

2) препараты бактерий.

Задание

Промикроскопировать препараты основных форм бактерий.

Контрольные вопросы

1. Назовите основные формы бактерий.
2. Дайте понятие патогенных и апатогенных микробов.
3. Опишите особенности микроорганизмов.

Лабораторная работа 11. ПРИГОТОВЛЕНИЕ ЖИВЫХ ПРЕПАРАТОВ МИКРООРГАНИЗМОВ ДЛЯ МИКРОСКОПИРОВАНИЯ

Цель работы — ознакомиться с техникой приготовления прижизненных (временных) препаратов микроорганизмов.

Теоретическая часть

Для наблюдения микроорганизмов под микроскопом необходимо соответствующим образом приготовить препарат. Препарат готовят обычно на предметных стеклах толщиной 1,2—1,4 мм. Применение более толстых стекол нарушает фокусировку конденсора, что резко снижает четкость изображения. Весьма существенным моментом является подготовка предметных стекол. Поверхность стекла должна быть тщательно очищена и обезжирена, чтобы капля жидкости равномерно растеклась по стеклу, а не собиралась в выпуклые, медленно высыхающие капли. Для этого сухое стекло необходимо тщательно натереть мылом, после чего вытереть чистой хлопчатобумажной салфеткой.

Покровные стекла, применяемые обычно для приготовления препаратов живых микроорганизмов (бактерий), также должны быть тщательно вымыты. Толщина покровных стекол не должна превышать 0,15...0,17 мм. Для микроскопирования с иммерсией требуются покровные стекла толщиной 0,09—0,12 мм. Для приготовления препаратов студент получает чистые культуры микроорганизмов, выращенные в пробирках на различных питательных средах. Пробирки с культурами закрыты ватными пробками, которые предохраняют их содержимое от попадания посторонних микроорганизмов из окружающего воздуха. Эти культуры называются чистыми, так как они выращены изолированно от посторонних микроорганизмов.

Для определения формы бактерий, способности их к спорообразованию, подвижности достаточно исследовать их в живом состоянии на препаратах «раздавленная» и «висячая капля».

Методика выполнения лабораторной работы

11.1. Метод «Раздавленная капля»

На чистое предметное стекло при помощи микробиологической петли наносится небольшая капля водопроводной воды; дистиллированную воду брать не рекомендуется, так как в ней отсутствуют необходимая для микробов концентрация солей, что может вызвать изменение формы клеток, потерю ими подвижности и т. д. В каплю воды бактериологической петлей, прокаленной в пламене горелки и охлажденной, помещают исследуемый материал. Им могут служить настои мяса, рыбы, белка яйца, навоза, сена, картофеля, гороха и прочие, а также чистые культуры микроорганизмов.

Покровное стекло ставят на ребро у края капли и постепенно опускают на нее. При осторожном опускании покровного стекла между стеклами не остается пузырьков воздуха, мешающих микроскопированию. Капля должна быть небольшой, чтобы после «раздавливания» жидкость не выступала за края покровного стекла.

В препарате можно найти микро-, дипло-, стрептококки, бактерии, бациллы.

По характеру их движения можно предположить тип жгутикования (сами жгутики в живом препарате увидеть не удастся): перитрих — кувыркающиеся движения, монотрих, лофотрих — направленное, стремительное. Споры в водном препарате отличаются от микрококков резкой очерченностью, сильно преломляют свет и кажутся блестящими или темными.

Препарат «раздавленная капля» быстро готовится и позволяет установить форму клеток микроорганизмов, их размеры, способ спорообразования, а также наличие или отсутствие подвижности, но, к сожалению, является недолговечным.

11.2. Метод «Висячая капля»

«Висячей каплей» удобнее пользоваться для наблюдения подвижности микробов, их развития, размножения, прорастанием спор.

На покровное стекло наносят бактериологической петлей очень небольшую каплю препарата. Покровное стекло должно быть абсолютно обезжиренным. Опрокидывают покровное стекло над углублением специального предметного стекла. Края углубления предварительно смазывают вазелином. Капля должна висеть на покровном стекле над углублением предметного. Препарат может храниться долго.

Оборудование и материалы:

- 1) микроскоп АЛЬТАМИ 136;
- 2) препараты бактерий, предметные и покровные стекла, микробиологические петли.

Задание

Взять образцы культур у преподавателя и приготовить прижизненные препараты; промикроскопировать сделанные препараты и зарисовать в тетрадь.

Контрольные вопросы

1. Опишите методику приготовления прижизненных (временных) препаратов микроорганизмов «Раздавленная капля».
2. Опишите методику приготовления прижизненных (временных) препаратов микроорганизмов «Висячая капля».

Список рекомендуемой литературы

1. СанПиН 2.1.4.1074—01. Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. — М. : Минздрав, 2002.
2. Баранова, А. Г. Практикум по химии воды : учеб. пособие / А. Г. Баранова. — Пенза : Изд-во Пензенского инженерно-строительного института, 1992.
3. Таубе, П. Р. Химия и микробиология воды / П. Р. Таубе, А. Г. Баранова. — М. : Высшая школа, 1983.
4. Карюхина, Т. А. Химия воды и микробиология / Т. А. Карюхина, И. Н. Чурбанова. — М. : Стройиздат, 1983.

План выпуска учеб.-метод. документ. 2013 г., поз. 25

Начальник РИО *М. Л. Песчаная*
Зав. редакцией *О. А. Шипунова*
Редактор *И. Б. Чижикова*
Компьютерная правка и верстка *Н. А. Каширина*

Подписано в свет 02.12.2013.

Гарнитура «Таймс». Уч.-изд. л. 1,7. Объем данных 0,68 Мбайт.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет»
Редакционно-издательский отдел
400074, Волгоград, ул. Академическая, 1
<http://www.vgasu.ru>, info@vgasu.ru