

**Методические материалы для обучающихся
по освоению дисциплины**

Химия воды
наименование дисциплины

Направление подготовки: 20.03.01 Техносферная безопасность
код и наименование направления подготовки /специальности

Направленность (профиль): «Экологическая безопасность предприятия»
наименование направленности (профиля) /специализации

Мурманск
2026

Составитель – Яшкина А.А., ст.преподаватель кафедры экологии и техносферной безопасности ФГАОУ ВО «МАУ»

Методические материалы для обучающихся по освоению дисциплины «Химия воды» рассмотрены и одобрены на заседании кафедры Экологии и техносферной безопасности

Общие положения

Цель методических материалов по освоению дисциплины - обеспечить обучающемуся оптимальную организацию процесса изучения дисциплины, а также выполнения различных форм самостоятельной работы.

Освоение дисциплины осуществляется на аудиторных занятиях и в процессе самостоятельной работы обучающихся. Основными видами аудиторной работы по дисциплине являются занятия лекционного и семинарского типа. Конкретные формы аудиторной работы обучающихся представлены в учебном плане образовательной программы и в рабочих программах дисциплин.

Изучение рекомендуется начать с ознакомления с рабочей программой дисциплины (модуля), ее структурой и содержанием, фондом оценочных средств.

Работая с рабочей программой, необходимо обратить внимание на следующее:

- некоторые разделы или темы дисциплины не разбираются на лекциях, а выносятся на самостоятельное изучение по рекомендуемому перечню основной и дополнительной литературы и учебно-методическим разработкам;

- усвоение теоретических положений, методик, расчетных формул, входящих в самостоятельно изучаемые темы дисциплины, необходимо самостоятельно контролировать с помощью вопросов для самоконтроля;

- содержание тем, вынесенных на самостоятельное изучение, в обязательном порядке входит составной частью в темы текущего контроля и промежуточной аттестации.

Каждая рабочая программа по дисциплине сопровождается методическими материалами по ее освоению.

Отдельные учебно-методические разработки по дисциплине учебные пособия или конспекты лекций, методические рекомендации по выполнению лабораторных работ и решению задач и т.п. размещены в ЭИОС МАУ.

Обучающимся рекомендуется получить в библиотеке МАУ учебную литературу, необходимую для работы на всех видах аудиторных занятий, а также для самостоятельной работы по изучению дисциплины.

Виды учебной работы, сроки их выполнения, запланированные по дисциплине, а также система оценивания результатов, зафиксированы в технологической карте дисциплины:

Таблица 1. - Технологическая карта текущего контроля и промежуточной аттестации (промежуточная аттестация – «экзамен») очная форма обучения

№	Контрольные точки	Зачетное количество баллов		График прохождения
		min	max	
Текущий контроль				
1.	Посещение лекций (8 лекций)	12	16	14-ая неделя
	Нет посещений – 0 баллов, 1 лекция - 2 балла			
2.	Выполнение практических работ (14 лаб.раб.)	42	56	По расписанию
	Выполнение 1 лаб.раб. – 4 балла, не в срок – 3 балла (выполнение фиксируется преподавателем)			
3.	Выполнение контр.работы	6	8	По расписанию
	Оценка «5» - 8 баллов			
	Оценка «4» - 7 баллов			
	Оценка «3» - 6 балла			

	ИТОГО за работу в семестре	60	80	15-ая неделя
Промежуточная аттестация «экзамен»				
	Экзамен	10	20	
	Оценка «5» - 20 баллов Оценка «4» - 15 баллов Оценка «3» - 10 баллов			
	ИТОГОВЫЕ БАЛЛЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ	70	100	
	Итоговая оценка определяется по итоговым баллам за дисциплину и складывается из баллов, набранных в ходе текущего контроля (итого за работу в семестре) и промежуточной аттестации (экзамен) Шкала баллов для определения итоговой оценки: 91 - 100 баллов - оценка «5» 81-90 баллов - оценка «4» 70- 80 баллов - оценка «3» 69 и менее баллов - оценка «2» Итоговая оценка проставляется в экзаменационную ведомость и зачетную книжку обучающегося			

Работа по изучению дисциплины должна носить систематический характер. Для успешного усвоения теоретического материала по предлагаемой дисциплине необходимо регулярно посещать лекции, активно работать на учебных занятиях, выполнять письменные работы по заданию преподавателя, перечитывать лекционный материал, значительное внимание уделять самостоятельному изучению дисциплины.

Важным условием успешного освоения дисциплины является создание самим обучающимся системы правильной организации труда, позволяющей распределить учебную нагрузку равномерно в соответствии с календарным учебным графиком.

1. Методические рекомендации при работе на занятиях лекционного типа

К занятиям **лекционного типа** относятся лекции и иные учебные занятия, предусматривающие преимущественную передачу учебной информации преподавателем.

Лекция представляет собой последовательное изложение преподавателем учебного материала, как правило, теоретического характера. Цель лекционного занятия – организация целенаправленной познавательной деятельности обучающихся по овладению программным материалом учебной дисциплины.

В ряде случаев лекция выполняет функцию основного источника информации, например, при отсутствии учебников и учебных пособий; в случае, когда новые научные данные по той или иной теме не нашли отражения в учебниках; отдельные разделы и темы очень сложные для самостоятельного изучения обучающимися.

В ходе проведения занятий лекционного типа необходимо вести конспектирование излагаемого преподавателем материала.

Наиболее точно и подробно в ходе лекции записываются следующие аспекты: название лекции; план; источники информации по теме; понятия, определения; основные формулы; схемы; принципы; методы; законы; гипотезы; оценки; выводы и практические рекомендации.

Конспект - это не точная запись текста лекции, а запись смысла, сути учебной информации. Конспект пишется для последующего чтения и это значит, что формы записи следует делать такими, чтобы их можно было легко и быстро прочитать спустя некоторое время. Конспект должен облегчать понимание и запоминание учебной информации.

Рекомендуется задавать лектору уточняющие вопросы с целью углубления теоретических положений, разрешения противоречивых ситуаций. При подготовке к

занятиям семинарского типа, можно дорабатывать свой конспект лекции, делая в нем соответствующие записи из изученной литературы, указанной в рабочей программе дисциплины.

Тематика лекций дается в рабочей программе дисциплины.

2. Методические рекомендации по подготовке и работе на лабораторных работах

Лабораторная работа - это занятие, в ходе которого студенты осваивают конкретные методы изучения дисциплины, обучаются экспериментальным способам анализа действительности, умению работать с современным оборудованием. При подготовке к лабораторной работе необходимо: изучить или повторить лекционный материал по соответствующей теме; изучить материалы учебно-методических разработок по заданной теме, уделяя особое внимание расчетным формулам; при выполнении домашних расчетных заданий - изучить, повторить типовые задания, выполнявшиеся на аудиторных занятиях.

При необходимости следует обращаться за консультацией к преподавателю.

1) Лабораторная работа «Определение содержания нитрит-ионов»

Цель работы – определение содержания нитрит-ионов в пробе природной (сточной) воды.

Методика предназначена для измерения массовой концентрации нитрит-ионов от 0,02 до 0,3 мг/дм³ в пробах природных и очищенных сточных вод фотометрическим методом с применением реактива Грисса.

Принцип метода.

Определение основано на способности нитритов диазотировать сульфаниловую кислоту и на образовании красно-фиолетового красителя диазосоединения α -нафтиламина. Интенсивность окраски пропорциональна концентрации нитритов.

Оборудование: фотоэлектроколориметр КФК-3, $\lambda = 520$ нм, кюветы с длиной поглощающего слоя – 10 мм.

Химическая посуда: колбы мерные, вместимостью 50 см³, пипетки вместимостью 1, 2, 5, 10 см³.

Приготовление растворов:

Натрий азотистокислый, основной стандартный раствор. 0,150 г азотистокислого натрия, высушенного при 105 °С, растворяют в мерной колбе на 1 дм³ в небольшом количестве воды и доводят раствор до метки. 1 см³ раствора содержит 0,1 мг нитритов.

Натрий азотистокислый, рабочий раствор № 1. 100 см³ основного стандартного раствора разбавляют в мерной колбе до 1 дм³. 1 см³ раствора содержит 0,01 мг нитритов. Раствор готовят в день проведения анализа.

Натрий азотистокислый, рабочий раствор № 2. 100 см³ рабочего раствора № 1 разбавляют в мерной колбе до 1 дм³. 1 см³ раствора содержит 0,001 мг нитритов. Раствор готовят в день проведения анализа.

Уксусная кислота, 12 %-ный раствор. 25 см³ ледяной уксусной кислоты разбавляют дистиллированной водой до 200 см³ в мерной колбе.

Реактив Грисса, 10 %-ный раствор. 10 г реактива Грисса растворяют в 100 см³ 12 %-ного раствора уксусной кислоты.

Построение калибровочного графика.

В мерные колбы вместимостью 50 см³ вносят 0, 1,0; 2,0; 4,0; 8,0; 16; 20; 30 мл стандартного рабочего раствора № 2, разбавляют каждый раствор до метки

дистиллированной водой и перемешивают. Получают растворы с концентрацией нитритов 0 (холостой раствор); 0,02; 0,04; 0,08; 0,16; 0,32; 0,4; 0,6 мг/дм³.

Из мерных колб растворы переливают в конические колбы. В каждую коническую колбу с раствором вносят по 2 мл реактива Грисса и тщательно перемешивают. Через 40 мин определяют оптическую плотность при длине волны 520 нм, в кювете с длиной поглощающего слоя 10 мм. В качестве раствора сравнения используют холостой раствор. Данные вносят в таблицу 1.

Таблица 1.

С, мг/дм ³	0,02	0,04	0,08	0,16	0,32	0,4	0,6
Д							

Построение градуировочного графика.

При построении градуировочного графика по горизонтальной оси откладывают значение концентрации, а по вертикальной – соответствующие им значения оптической плотности. Следует убедиться в том, что зависимость концентрации от оптической плотности – линейная. Далее по графику рассчитывают коэффициент факторизации F . Для этого по графику снимают значения C для средней части графика и соответствующую этой концентрации оптическую плотность D .

$$F = \frac{C}{D}$$

Если при построении градуировочного графика будет установлено, что зависимость C от D не линейная, коэффициент факторизации F не определяется. Определение концентрации при этом проводить по графику.

Выполнение измерений.

В мерную колбу вместимостью 50 см³ наливают пробу анализируемой воды. Пробу переливают в коническую колбу для проведения анализа и добавляют 2 см³ реактива Грисса. Выдерживают 40 минут и определяют оптическую плотность пробы. Результат определения находят либо по градуировочному графику, либо применяя коэффициент факторизации - $C = F \times D$.

2) Лабораторная работа «Определение растворенного в воде кислорода (иодометрическое определение по Винклеру)»

Цель работы – определение растворенного кислорода в пробе природной (очищенной сточной) воды.

Метод используется для определения растворенного кислорода в поверхностных и нормативно-очищенных водах.

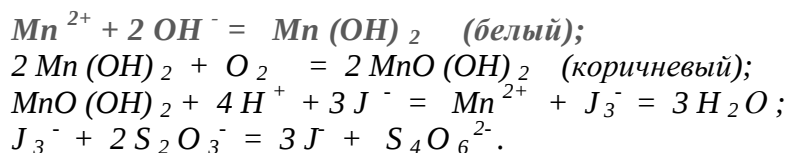
Растворенный кислород в поверхностных водах находится в виде молекул O₂.

Растворимость его растет с понижением температуры, ростом минерализации и повышением давления.

Принцип метода.

Определение кислорода основано на реакции растворенного кислорода с гидроксидом марганца (II) в щелочной среде. Гидроксид марганца, количественно связывая растворенный в воде кислород, переходит в нерастворимое соединение четырехвалентного марганца коричневого цвета.

При подкислении раствора в присутствии избытка йодида калия образуется йод, количество которого эквивалентно содержанию растворенного кислорода и учитывается титрованием раствором тиосульфата:



ОБОРУДОВАНИЕ: ВЕСЫ АНАЛИТИЧЕСКИЕ, ШТАТИВ ДЛЯ ТИТРОВАНИЯ.

Химическая посуда: Пипетки вместимостью 10 см³, колбы мерные вместимостью 100, 500, 1000 см³, цилиндры мерные вместимостью 10, 50, 100, 500 см³, бюретки вместимостью 25 см³, кислородные склянки вместимостью 100 – 200 см³ с притертыми пробками точно определенного объема.

Определение точного объема кислородных склянок (калибрование).

Чтобы определить объем склянки для фиксации кислорода, ее моют, высушивают, взвешивают вместе с пробкой на технических весах с точностью до 0,01 г. Затем наполняют склянку дистиллированной водой до краев и закрывают стеклянной пробкой так, чтобы под пробкой не оставалось пузырьков воздуха. Обтирают склянку досуха и снова взвешивают с точностью до 0,01 г. Разность масс дает массу воды в объеме склянки, которую для перевода на объем следует разделить при температуре воды 15 °С на 0,998, при 20 °С – на 0,997 и при 25 °С на 0,998.

Порядок проведения работы.

Перед отбором пробы для определения растворенного кислорода кислородную склянку предварительно ополаскивают и затем наполняют исследуемой водой. После заполнения склянки до горлышка ее наполнение продолжают до тех пор, пока не выльется приблизительно 100 см³ воды, т.е. пока не вытеснится вода, соприкасавшаяся с воздухом, находящимся в склянке. Склянка должна быть заполнена пробой до краев и не иметь внутри – под пробкой и на стенках - пузырьков воздуха.

В склянку, заполненную пробой воды, вводят отдельными пипетками 1 см³ раствора сульфата марганца (при вместимости склянки до 150 см³) и 1 см³ щелочного раствора йодида калия (при вместимости склянки до 150 см³). Пипетки погружают каждый раз до половины склянки и по мере выливания раствора поднимают вверх. Затем быстро закрывают склянку стеклянной пробкой таким образом, чтобы в ней не оставалось пузырьков воздуха и содержимое тщательно перемешивают.

Склянки с зафиксированными пробами помещают в темное место для отстаивания (не менее 10 мин и не более 24 часов).

После того, как отстоявшийся осадок будет занимать менее половины высоты склянки, к пробе приливают 5 см³ раствора серной кислоты, погружая при этом пипетку до осадка (не взмучивать) и медленно поднимая ее вверх по мере опорожнения. Вытеснение из склянки части прозрачной жидкости для анализа значения не имеет.

Склянку закрывают пробкой и содержимое тщательно перемешивают. Отбирают 50 см³ раствора (пипетку предварительно ополаскивают этим раствором), переносят его в коническую колбу для титрования вместимостью 250 см³. Раствор титруют стандартным раствором тиосульфата натрия (если предполагается, что содержание кислорода менее 3 мг/дм³ – из микробюретки) до тех пор, пока он не станет светло-желтым. Затем прибавляют 1 см³ свежеприготовленного раствора крахмала и продолжают титрование до исчезновения синей окраски.

Обработка результатов измерений.

Содержание растворенного кислорода (С_х) в мг/дм³ определяют по формуле:

$$C_x = \frac{8,0 \cdot C_T \cdot V_T \cdot V \cdot 1000}{50 \cdot (V - V_l)}$$

где C_T - молярная концентрация раствора тиосульфата натрия, моль/дм³ эквивалента,
V_T - объем раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование, см³,
V - вместимость кислородной склянки, см³;

V_1 - суммарный объем растворов сульфата марганца и йодида калия, добавленных в склянку при фиксации растворенного кислорода, см³;
8,0 - масса миллиграмм-эквивалента кислорода, мг.

3) Лабораторная работа «Определение хлорид-ионов в пробе воды».

Цель работы – определение хлоридов в пробе воды аргентометрическим титрованием.

В речных водах и водах пресных озер содержание хлоридов колеблется от нескольких долей миллиграмма до сотен, а иногда и нескольких тысяч миллиграммов на 1 дм³. В морских и подземных водах, водах соленых озер содержание хлоридов значительно выше – вплоть до пересыщенных растворов и рассолов.

Хлориды – преобладающие анионы в высокоминерализованных водах. Концентрация хлоридов в поверхностных водах подвержена заметным сезонным колебаниям, коррелирующим с изменением общей минерализации воды.

Первичными источниками хлоридов являются магматические породы, в состав которых входят хлорсодержащие минералы (содалит, хлорапатит и др.), соленосные отложения, в основном галит. Значительные количества хлоридов поступают в воду в результате обмена с океаном через атмосферу, посредством взаимодействия атмосферных осадков с почвами, особенно засоленными, а также при вулканических выбросах. Из всех анионов хлориды обладают наибольшей миграционной способностью, что объясняется их хорошей растворимостью, слабо выраженной способностью к сорбции взвешенными веществами и потреблением водными организмами. Повышенное содержание хлоридов ухудшает вкусовые качества воды, делают ее малоприспособленной для питьевого водоснабжения и ограничивают применение в ряде технических и хозяйственных целей, а также для орошения сельскохозяйственных угодий. Если в питьевой воде присутствуют ионы натрия, то концентрация хлоридов выше 250 мг/дм³ придает воде соленый вкус. Концентрация хлоридов и ее колебания, в том числе суточные, могут служить одним из критериев загрязненности водоема хозяйственно-бытовыми стоками.

Отсутствуют данные о том, что высокие концентрации хлоридов оказывают вредное воздействие на человека. ПДК_в составляет 350 мг/дм³, ПДК_{гр} – 300 мг/дм³.

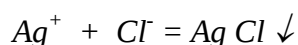
Возрастающее значение приобретает сброс промышленных и хозяйственно-бытовых сточных вод. В промышленных сточных водах содержание хлоридов зависит от характера производства.

Определение хлоридов в питьевых, поверхностных и сточных водах проводится аргентометрическим титрованием по методу Мора.

Результаты выражают в миллиграмм-эквивалентах или миллиграммах хлорид-ионов на 1 дм³ воды; 1 мг-экв Cl⁻ = 35,45 мг Cl⁻; 1 мг Cl⁻ = 0,0282 мг-экв Cl⁻.

Принцип метода.

Хлорид-ионы осаждают в нейтральной и слабощелочной среде (pH 7 – 10) титрованным раствором нитрата серебра (AgNO₃). Метод основан на малой растворимости хлорида серебра (произведение растворимости хлорида серебра при 25 °C составляет $1,56 \cdot 10^{-10}$), количественно выпадающего из раствора при прибавлении нитрата серебра.



После полного осаждения хлоридов избыток ионов серебра вступает в реакцию с хроматом калия (K₂CrO₄), который добавляют как индикатор, в результате чего образуется осадок хромата серебра, окрашенный в красный цвет.

Ход определения.

Для определения используют профильтрованную пробу (100 мл или меньшее количество) и доводят до 100 мл бидистиллятом, pH пробы должен быть 7 – 10.

Затем приливают 1 мл 5 %-ного раствора K_2CrO_4 и при постоянном перемешивании титруют раствором $AgNO_3$ до перехода лимонно-желтой окраски в оранжево-желтую.

Холостой опыт.

К 100 мл бидистиллята прибавляют 1 мл 5%-ного раствора K_2CrO_4 и титруют раствором $AgNO_3$ до перехода лимонно-желтой окраски в оранжево-желтую.

Расчет.

Содержание хлорид-ионов X в мг-экв/дм³:

$$X = \frac{(a - b) \cdot k \cdot N \cdot 1000}{V}$$

Содержание хлорид-ионов X_1 в мг/ дм³:

$$X_1 = \frac{(a - b) \cdot k \cdot N \cdot 35,45 \cdot 1000}{V},$$

где a – объем раствора $AgNO_3$, израсходованного на титрование пробы, см³;

b – объем раствора $AgNO_3$, израсходованного на титрование в холостом опыте, см³;

N – нормальность раствора $AgNO_3$;

k – поправочный коэффициент к нормальности титрованного раствора $AgNO_3$;

V – объем пробы, взятой для определения;

35,45 – эквивалент хлора.

4) Лабораторная работа «Определение цветности фотометрическим методом»

Цель работы - определение цветности в пробе природной воды.

Цветность (окраска) природных вод зависит от наличия в них гуминовых веществ почвенного и торфяного происхождения, коллоидных соединений железа, водорослей, а также сброса окрашенных бытовых и сточных вод. Эти вещества в зависимости от их концентрации окрашивают воду в различные оттенки желтого или коричневого цвета и могут находиться в ней в виде соединений различной степени дисперсности – от взвесей до истинных растворов. Поверхностные воды в большинстве случаев окрашены, грунтовые воды – слабо окрашены, артезианские воды, как правило, бесцветны.

Для определения цветности вода должна быть прозрачной. Если вода содержит взвешенные вещества, мешающие определению цветности, её предварительно фильтруют.

Цветность воды определяют качественно и количественно. При *качественном* определении цветности профильтрованную воду наливают в высокий цилиндр из бесцветного стекла и ставят на белую бумагу рядом с таким же цилиндром с дистиллированной водой. Цвет исследуемой и дистиллированной воды сравнивают, рассматривают сверху вниз при рассеянном освещении. Результат определения описывают словесно с указанием оттенка: бесцветная, слабо-желтая, зеленоватая, буроватая и т.д.

Количественно цветность воды определяют путем сравнения проб испытуемой жидкости со стандартными растворами на фотоэлектроколориметре.

Оборудование: фотоэлектроколориметр (ФЭК) с синим светофильтром ($\lambda = 364$ нм). Кюветы с толщиной поглощающего свет слоя - 50 мм.

Химическая посуда: Колбы мерные вместимостью 1000 см³; пипетки мерные вместимостью 1, 5, 10 см³ с делением на 0,1 мл; цилиндры Несслера вместимостью 100 см³.

Порядок проведения работы.

Фотометрический метод анализа цветности основан на измерении оптической плотности растворов с интенсивной окраской. Изменения оптической плотности измеряют фотоэлектроколориметром в кюветах с толщиной светопоглощающего слоя 50 мм. Контрольной жидкостью служит дистиллированная вода. Оптическую плотность фильтрата исследуемой пробы измеряют в синей части спектра со светофильтром при $\lambda = 364$.

Приготовление шкалы цветности.

Для приготовления шкалы цветности используют 12 цилиндров Несслера, вместимостью 100 см³. В каждом цилиндре смешивают раствор № 1 и раствор № 2 в соотношении, указанном в табл. 1. Раствор в каждом цилиндре соответствует определенному градусу цветности.

Шкала цветности.

Таблица 1.

№ цилиндра	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Раствор № 1, мл	0	1	2	3	4	5	6	8	10	12	14	16
Раствор № 2, мл	100	99	98	97	96	95	94	92	90	88	85	84
Градусы цветности	0	5	10	15	20	25	30	40	50	60	70	80
Оптическая плотность, D												

Построение градуировочного графика.

При определении цветности с помощью фотоэлектроколориметра используются кюветы с толщиной поглощающего цвет слоя 50 мм. Контрольной жидкостью служит дистиллированная вода. Оптическая плотность каждого из 12 растворов измеряется в синей части спектра со светофильтром при $\lambda = 364$ нм.

Полученные значения оптической плотности вносят в таблицу 1.

Градуировочный график строят по шкале цветности, откладывая на оси абсцисс цветность каждого раствора, а по оси ординат соответствующее ему значение оптической плотности.

Определение цветности исследуемой пробы воды.

Определяют оптическую плотность исследуемой пробы воды при тех же условиях, что и построение калибровочного графика: используют кюветы с толщиной поглощающего цвет слоя 50 мм, оптическую плотность исследуемой пробы воды измеряют в синей части спектра со светофильтром при $\lambda = 364$ нм.

По калибровочному графику определяют цветность исследуемой пробы воды, соответствующую данному значению оптической плотности.

Цветность выражают в градусах цветности дихромат-кобальтовой шкалы.

5) Лабораторная работа «Определение иона магния»

Цель работы – определение содержания иона магния в пробе воды.

Магний относится к главным ионам природных вод. Магний определяют в питьевых, поверхностных, а также сточных водах, в которых магниевые соли являются частью отходов производства.

Содержание магния рассчитывают по результатам определения жесткости и концентрации ионов кальция.

Расчет содержания магния.

Объем трилона Б, израсходованный при определении общей жесткости (титрование по кислотному хромтемносинему), эквивалентен суммарному содержанию ионов кальция и магния.

Содержание иона магния, моль/м³, вычисляют по формуле:

$$[Mg^{2+}] = \frac{C_1 \cdot (V_1 - V_3) \cdot \Xi}{V_2} \cdot 1000,$$

где C_1 – молярная концентрация эквивалента раствора трилона Б, моль/дм³;

V_1 – объем раствора трилона Б, израсходованный на титрование при определении общей жесткости, см³;

V_3 – объем раствора трилона Б, израсходованный на титрование при определении и кальция, см³;

Ξ – молярная масса эквивалента магния, равный 12,16, г/моль;

V_2 – объем аликвотной части пробы воды, см³.

6) Лабораторная работа «Определение содержания взвешенных веществ»

Цель работы – определение содержания взвешенных веществ в пробе природной (сточной) воды.

Взвешенные вещества – это содержащиеся в воде частицы минерального и органического происхождения с размером более $1 \cdot 10^{-4}$ мм.

Принцип метода.

Определение содержания взвешенных веществ производят весовым (гравиметрическим) методом. Для определения содержания взвешенных веществ применяется фильтрование. При содержании взвешенных веществ в воде более 10 мг/дм³ применяются бумажные фильтры.

Оборудование, приборы: весы аналитические; шкаф сушильный с терморегулятором.

Химическая посуда, материалы: цилиндры емкостью 100 мл; колбы плоскодонные емкостью 250 мл; воронки; бюксы с притертой крышкой; эксикатор. Фильтры бумажные средней плотности (синяя лента).

Порядок проведения работы.

Беззольный фильтр средней плотности (синяя лента) помещают в бюкс и высушивают с открытой крышкой в течение 2 часов при 105 °С. Затем охлаждают бюкс в эксикаторе и, закрыв крышкой, взвешивают на аналитических весах. Подготовленный таким образом фильтр вкладывают в стеклянную воронку.

Мерным цилиндром отмеряют 100 см³ анализируемой воды. Пробу тщательно взбалтывают и пропускают через приготовленный фильтр в несколько приемов. Цилиндр ополаскивают небольшой порцией фильтрата, который также сливают на фильтр. Фильтр с осадком переносят в тот же бюкс, в котором его взвешивали до фильтрования, высушивают 2 часа при 105 °С, охлаждают в эксикаторе и, закрыв бюкс крышкой, снова

взвешивают. Высушивание, охлаждение и взвешивание повторяют до достижения постоянной массы.

Обработка результатов измерений.

Содержание взвешенных веществ (X) в мг/дм³ вычисляют по формуле:

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

где, m – масса бюкса с фильтром и осадком, мг,

m_1 – масса бюкса с фильтром (до опыта), мг,

V – объем пробы воды, взятый для определения, см³.

Результаты определений округляют до целых миллиграммов.

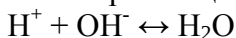
7) Лабораторная работа «Определение кислотности»

Цель работы – определение кислотности в пробе природной воды.

Кислотность природных вод обусловлена содержанием свободной угольной кислоты, гуминовых и других органических кислот, а также растворимых солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой.

Кислотность бывает: 1) общей, эквивалентной расходу сильного основания на реакцию с сильными и слабыми кислотами, в том числе и с CO₂ (рН доводят до 8,3); 2) свободной, эквивалентной расходу сильного основания на реакцию только с сильными кислотами (рН доводят от величины <4,5 до 4,5); 3) зависящей от слабых нелетучих кислот (например, гуминовых), концентрация которых эквивалентна расходу сильного основания на титрование пробы воды после удаления их нее свободного диоксида углерода (рН доводят от 4,5 до 8,3).

В природных водах в большинстве случаев определяют общую кислотность реакцией нейтрализации при взаимодействии кислоты со щелочью:



Общая кислотность представляет собой сумму свободной угольной кислоты и свободной кислотности.

Кислотностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными щелочами, то есть с гидроксил-ионами.

Кислотность природных вод, имеющих значение рН более 4,5, обуславливается наличием свободной угольной кислоты, гуминовых и других слабых органических кислот, а менее 4,5 – сильными кислотами, их солями и солями слабых оснований.

Различают общую кислотность и свободную кислотность. Часть общей кислотности, которая снижает рН до значений менее 4,5, называется свободной кислотностью воды. Если рН воды больше 8,3, общая кислотность равна нулю.

Свободную кислотность воды определяют титрованием ее раствором сильного основания (едкого натра или едкого кали).

1. Порядок проведения определения свободной кислотности.

Свободную кислотность определяют, титруя пробу воды по метиловому оранжевому.

Отбирают пипеткой аликвотную часть пробы воды – 50 см³, добавляют 2-3 капли метилового оранжевого и титруют 0,1 н раствором едкого натра до рН = 4,5 - до перехода розовой окраски раствора в оранжевую.

Если при прибавлении к пробе индикатора раствор становится желтым, свободная кислотность равна нулю.

Обработка результатов.

Свободную кислотность рассчитывают по формуле:

$$K_{св} = (n_1 \cdot V_1) / V_2 \cdot 1000$$

где $K_{св}$ – свободная кислотность, мг моль/дм³;

n_1 – нормальность раствора едкого натра;

V_1 – объем раствора едкого натра, израсходованный на титрование по метиловому оранжевому, см^3 ,

V_2 – объем аликвотной части анализируемой воды, см^3 .

2. Порядок проведения определения общей кислотности.

Общую кислотность определяют, титруя воду по фенолфталеину.

Отбирают пипеткой аликвотную часть пробы воды – 50 см^3 , титруют 0,1 н раствором едкого натра до pH 8,3 - до появления розовой окраски.

Обработка результатов.

Общую кислотность анализируемой пробы воды $K_{об}$ в мг моль/ дм^3 рассчитывают по формуле:

$$K_{об} = (n_1 \cdot V_1) / V_2 \cdot 1000$$

где n_1 – нормальность раствора едкого натра;

V_1 – объем раствора едкого натра, израсходованный на титрование по фенолфталеину, см^3 ,

V_2 – объем аликвотной части анализируемой воды, см^3 .

8) Лабораторная работа «Определение щелочности»

Цель работы – определение щелочности в пробе природной воды.

Щелочностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами, то есть с ионами водорода.

Общая щелочность в природных водах зависит, как правило, только от карбонатов кальция и магния. В этом случае значение pH воды не превышает 8,3. Наличие растворимых карбонатов и гидроокисей превышает значение pH = 8,3.

Свободной щелочностью называется часть общей щелочности, которая повышает pH воды свыше 8,3.

Щелочность определяют титрованием воды раствором сильной кислоты (соляной или серной).

Порядок проведения определения свободной щелочности.

Свободную щелочность определяют, титруя воду по фенолфталеину.

Пипеткой отбирают 50 см^3 анализируемой воды и переносят в колбу для титрования. Добавляют 2 капли фенолфталеина и титруют 0,1 н раствором соляной кислоты до pH 8,3 - до полного обесцвечивания раствора.

Обработка результатов. Свободную щелочность вычисляют по формуле:

$$Ш_{св} = (n_1 \cdot V_1) / V_2 \cdot 1000$$

где $Ш_{св}$ - свободная щелочность, мг моль/ дм^3 , n_1 – нормальность раствора соляной кислоты; V_1 – объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование по фенолфталеину, см^3 , V_2 – объем аликвотной части анализируемой воды, см^3 .

Порядок проведения определения общей щелочности.

Вариант 1. Общую щелочность определяют, титруя воду по метиловому оранжевому. К 50 см^3 анализируемой пробы воды добавляют 2 капли метилового оранжевого и титруют 0,1 н раствором соляной кислоты до pH 4,5 - до перехода окраски из желтой в оранжевую.

Обработка результатов. Общую щелочность вычисляют по формуле:

$$Ш_{об} = (n_1 \cdot V_1) / V_2 \cdot 1000$$

где $Ш_{об}$ – общая щелочность, мг моль/ дм^3 ,

n_1 – нормальность раствора соляной кислоты;

V_1 – объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование по метиловому оранжевому, см^3 ,

V_2 – объем аликвотной части анализируемой воды, см^3 .

Вариант 2. Для определения общей щелочности можно использовать раствор после определения свободной щелочности. Прибавить 2 капли метилового оранжевого и оттитровать 0,1 н раствором соляной кислоты до перехода окраски из желтой в оранжевую.

Обработка результатов.

Общую щелочность, определяемую в пробе после титрования свободной щелочности по фенолфталеину, вычисляют по формуле:

$$Щ_{об} = n_1(V_1 + V_1'')/V_2 \cdot 1000,$$

где n_1 – нормальность раствора соляной кислоты;

V_1 – объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование по фенолфталеину, см³,

V_1'' – объем соляной кислоты, израсходованный на титрование той же пробы по метиловому оранжевому, см³,

V_2 – объем аликвотной части анализируемой воды, см³.

9) Лабораторная работа «Определение содержания нитрат-ионов»

Цель работы – определение содержания нитрат-ионов в пробе природной (очищенной сточной) воды.

Методика предназначена для выполнения измерений концентрации нитрат-ионов от 0,1 - 10 мг/дм³ в природных и очищенных сточных водах фотометрическим методом.

Принцип метода.

Метод основан на взаимодействии нитрат-ионов с салициловой кислотой в сернокислой среде с образованием смеси

3-нитросалициловой и 5-нитросалициловой кислот, соли которых в щелочной среде окрашены в желтый цвет.

Оборудование: фотоэлектроколориметр КФК-3, кюветы с толщиной поглощающего слоя - 30 мм, баня водяная.

Химическая посуда: чашки выпарные фарфоровые; пробирки колориметрические, вместимостью 10 см³; колбы мерные вместимостью 50, см³; пипетки вместимостью 1, 2, 5, 10 см³.

Построение калибровочного графика.

В 8 пронумерованных пробирок вместимостью 10 см³ отбирают последовательно пипеткой 0,0, 0,1; 0,5; 1,0; 2,0; 4,0; 6,0; 10,0 см³ рабочего раствора калия азотнокислого и доводят объем до 10 см³ (10,0 9,9; 9,5; 9,0; 8,0; 6,0; 4,0 см³) дистиллированной водой. Содержание нитрат-ионов в растворах соответственно равно 0,0 (холостой раствор), 0,1; 0,5; 1,0; 2,0; 4,0; 6,0; 10,0 мг/дм³.

Растворы из пробирок переносят в выпарительные фарфоровые чашки, добавляют по 1 см³ 0,5%-ного раствора салицилата натрия и выпаривают на водяной бане досуха. После охлаждения сухой остаток в фарфоровой чашке смачивают 1 см³ концентрированной серной кислоты и оставляют на 10 минут. Затем содержимое чашки разбавляют 15 - 20 см³ дистиллированной воды и переносят количественно в мерную колбу вместимостью 50 см³, обмывая стенки чашки дистиллированной водой. В каждую колбу приливают по 7 см³ раствора гидроокиси натрия и охлаждают колбу в холодной воде. Доводят до метки дистиллированной водой и полученный окрашенный раствор сразу фотометрируют при $\lambda = 410$ нм в кюветах с толщиной слоя 30 мм. В качестве раствора сравнения используют холостой раствор. Данные вносят в таблицу 1.

Таблица 1.

С, мг/дм ³	0,1	0,5	1,0	2,0	4,0	∴0	10,0
Д							

Построение градуировочного графика.

Градуировочный график строят в координатах: оптическая плотность – содержание нитрат-ионов в пробе. Следует убедиться в том, что зависимость концентрации от оптической плотности – линейная.

Рассчитывают по графику коэффициент факторизации F , для чего по графику снимают значение C для средней части графика и соответствующую этой концентрации оптическую плотность D .

$$F = \frac{C}{D}$$

Если при построении градуировочного графика будет установлено, что зависимость C от D не линейная, коэффициент факторизации F определять не следует. Определение концентрации при этом проводят по графику.

Выполнение измерений.

Для анализа используют фильтрат. Пробу объемом 10 см^3 обрабатывают так же, как описано в «Построении калибровочного графика».

Обработка результатов измерений.

Содержание нитрат-ионов (X), мг/дм^3 вычисляют по формуле:

$$X = C \cdot 1000 / V$$

где C – содержание нитрат-ионов, найденное по калибровочному графику, мг ;

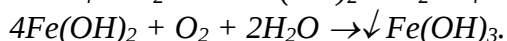
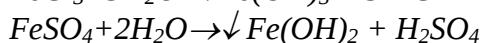
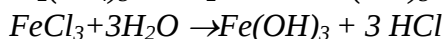
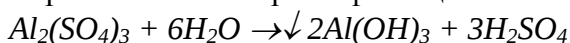
V – объем пробы, взятой для анализа, см^3 .

10) Лабораторная работа «Определение оптимальной дозы минерального коагулянта»

Цель работы – определение оптимальной дозы минерального коагулянта в пробах сточных вод.

Одним из наиболее распространенных методов очистки производственных сточных вод является их очистка при использовании коагулянтов. В практике очистки сточных вод применяют следующие минеральные коагулянты: сульфат алюминия - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, сульфат двухвалентного железа – $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, хлорид железа - $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

При использовании в качестве коагулянтов солей алюминия или железа, в результате гидролиза образуются малорастворимые в воде оксигидраты железа или алюминия. Данные соединения сорбируют на хлопьевидной поверхности взвешенные, мелкодисперсные и коллоидные вещества и при благоприятных гидродинамических условиях оседают на дно отстойника, образуя осадок, или выносятся в пенный слой в процессе реагентной напорной флотации.



Для максимального извлечения загрязнений процесс коагуляции следует осуществлять в диапазоне оптимальных величин pH. Экспериментально определено, что наибольший эффект очистки сточных вод при использовании в качестве коагулянта сульфата алюминия достигается в интервале значение pH среды от 6,5 до 8; при использовании хлорида железа – в интервале значение pH от 7 до 8,5; при использовании сульфата двухвалентного железа от 9 до 9,5.

Оптимальной дозой коагулянта является наименьшая концентрация, дающая наибольшее снижение мутности.

Оптимальная доза коагулянта определяется пробным коагулированием в лабораторных условиях.

Требуемые количества коагулянтов выражают величинами наименьших доз

безводного сульфата алюминия (или сульфата железа или хлорида железа), при которых происходит осветление пробы сточной воды примерно на 60-80% в зависимости от исходного состава воды.

Оборудование, материалы: цилиндры с притертыми пробками вместимостью 250 см³, стеклянные палочки, цилиндры вместимостью 100 см³, цилиндры Гейнера, шрифт Снеллена, универсальная индикаторная бумага.

Реактивы: сульфат алюминия, 10%; сульфат железа, 10%; хлорид железа, 10%; серная кислота, концентрированная, натр едкий, концентрированный.

Порядок проведения работы.

Перед началом эксперимента проба сточной воды должна быть тщательно перемешана, и, для определения прозрачности, отбрана проба V=100мл.

После определения pH сточной воды при необходимости корректируют эту величину до оптимальной в зависимости от используемого минерального реагента. Рекомендуется оптимальное значение pH среды сточных вод доводить до наибольшего значения, так как после окончания процесса коагуляции pH сточных вод снижается на 2-3 единицы, при этом pH сточных вод по окончании процесса будет близко к нейтральному значению. Корректировку pH среды сточных вод проводят добавлением серной кислоты или раствора едкого натра.

В 5 цилиндров V = 250 см³ наливают исследуемую воду до метки, затем добавляют различное количество раствора сульфата алюминия (или хлорида железа, сульфата железа) из расчета его доз в диапазоне, охватывающем предполагаемую оптимальную дозу. Оптимальная доза сульфата алюминия, рекомендуемая для очистки сточных вод может находиться в пределах 150-500 мг/дм³.

Содержимое всех цилиндров интенсивно перемешивают стеклянными палочками в течение 30-40 сек. Далее пробу оставляют для отстаивания, наблюдая за процессами хлопьеобразования. Через 30 минут в каждом цилиндре замеряют объем образовавшегося осадка. Для определения прозрачности из каждого цилиндра пипеткой отбирают пробы по 100мл из верхнего слоя, не взмучивая осадка. Данные заносят в таблицу 1.

Таблица 1 Влияние дозы коагулянта на эффект очистки.

№ цилиндра	Доза коагулянта, мг/л	Прозрачность воды, см		Объем осадка, мл
		До очистки	После очистки	

Определение прозрачности воды.

Порядок проведения работы. Испытываемую пробу воды наливают в цилиндр Гейнера, под которым на расстоянии 2см от дна цилиндра подложен текст, напечатанный шрифтом Снеллена. Избыток воды спускают посредством краника, при непрерывном помешивании до тех пор, пока можно будет прочесть текст. Определение следует проводить в светлой комнате, но не на солнечном свете. Отсчет производят по шкале, измеряя столб жидкости, доливают ещё раз взболтанную жидкость и повторяют измерение.

Полученные результаты опытов заносят в таблицу 1.

На основании табличных данных строят график зависимости прозрачности жидкости от дозы коагулянта.

11) Лабораторная работа «Определение перманганатной окисляемости пробы воды»

Цель работы – определение перманганатной окисляемости пробы природной воды.

Методика выполнения измерений предназначена для титриметрического определения перманганатной окисляемости проб питьевых и природных вод в диапазоне значений от 1,0 до 30 мг/дм³ в пересчете на атомарный кислород.

Принцип метода.

Метод основан на окислении присутствующих в пробе воды веществ перманганатом калия в сернокислой среде при кипячении. Определение перманганатной окисляемости пробы производится титриметрически в присутствии избытка щавелевой кислоты

Оборудование, материалы, реактивы: весы лабораторные, термометр, электроплитки с закрытой спиралью, шкаф сушильный.

Химическая посуда: колбы мерные, воронки, цилиндры мерные вместимостью 100 см³, пипетки Мора, пипетки градуированные, бюретки вместимостью 10 и 26 см³ со стеклянным краном и ценой деления не более 0,05,

колбы плоскодонные термостойкие вместимостью 250 и 1000 см³.

Химические реактивы. Калий марганцовокислый (перманганат калия), ч.д.а. или фиксанал, кислота серная, ч.д.а., кислота щавелевая, ч.д.а. или фиксанал.

Подготовка к выполнению измерений..

Колбы плоскодонные термостойкие для определения перманганатной окисляемости предварительно готовят следующим образом. В колбу вместимостью 250 см³ помещают 100 см³ дистиллированной воды, приливают

5 см³ серной кислоты (1 : 3) и 10 см³ рабочего раствора перманганата калия. Смесь нагревают до кипения и кипятят (10 ± 1) минут. К горячему раствору прибавляют 10 см³ рабочего раствора щавелевой кислоты. Обесцвеченную горячую смесь (60 – 80 °С в конце титрования) при постоянном перемешивании титруют рабочим раствором перманганата калия до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего в течение 10 секунд. Раствор находится в колбах до начала анализа проб воды.

Для предотвращения бурного кипения раствора в колбу помещают кипелки, а саму колбу накрывают стеклянной воронкой.

Выполнение измерений.

В колбу (см. Подготовка к выполнению) мерным цилиндром помещают 100 см³ анализируемой воды, приливают 5 см³ разбавленной (1 : 3) серной кислоты и добавляют 10 см³ рабочего раствора перманганата калия. Колбу нагревают так, чтобы смесь закипела через 5 – 7 минут и кипятят (10 ± 1) минут. Раствор во время кипячения не должен терять розовой окраски. Сразу после кипячения к горячей смеси прибавляют пипеткой 10 см³ рабочего раствора щавелевой кислоты.

Обесцвеченную горячую смесь (60 – 80 °С в конце титрования) титруют из бюретки рабочим раствором перманганата калия до появления слабо-розового окрашивания.

С использованием тех же растворов реагентов, проводят холостой опыт со 100 см³ дистиллированной воды, обрабатывая ее так же, как и исследуемую воды. Холостой опыт повторяют два раза, при этом расхождение между результатами титрования не должно превышать 0,1 см³. Расход раствора перманганата калия на холостой опыт не должен превышать 0,5 см³.

Если в процессе кипячения анализируемой пробы содержимое колбы потеряет розовую окраску или расход рабочего раствора перманганата калия на титрование превысит 8 см³, то есть значение перманганатной окисляемости анализируемой пробы выше 6,5 мг/дм³, то исходную пробу следует разбавить той же дистиллированной водой, что использовалась для холостого опыта.

Обработка результатов измерений.

Значение перманганатной окисляемости анализируемой пробы C_x (мгО₂/дм³)

рассчитывают по формуле:

$$C_x = \frac{(V_1 - V_2)N \cdot 8 \cdot 1000}{V_3},$$

где V_1 – объем 0,01 н раствора перманганата калия, израсходованный на титрование 100 см³ пробы или разбавленной до 100 см³;

V_2 – объем 0,01 н раствора перманганата калия, израсходованный на титрование холостого опыта, рассчитанный как среднеарифметическое между двумя результатами титрования, см³;

N – нормальность раствора перманганата калия – 0,01 н раствор;

8 – миллиграмм-эквивалент кислорода;

V_3 – объем исследуемой воды, взятой для определения, см³. Если проба не разбавлялась, то

$V = 100$ см³.

12) Лабораторная работа «Определение содержания ионов аммония в пробе воды»

Цель работы – определить содержание ионов аммония в пробе воды.

В природной воде аммиак образуется при разложении азотсодержащих органических веществ. Он хорошо растворим в воде с образованием гидроксида аммония.

Содержание ионов аммония в природных водах варьирует в интервале от 10 до 200 мкг/ дм³ в пересчете на азот. Присутствие в незагрязненных поверхностных водах ионов аммония связано с процессами биохимической деструкции белковых веществ, дезаминирования аминокислот, разложения мочевины (под действием фермента уреазы). Основным источником поступления ионов аммония в водные объекты являются хозяйственно-бытовые сточные воды, животноводческие фермы, поверхностный сток с сельскохозяйственных при использовании аммонийных удобрений, а также сточные воды предприятий пищевой, коксохимической, лесохимической и химической промышленности.

В стоках промышленных предприятий содержится до 1, в бытовых стоках – 2 – 7 мг/ дм³ аммония; с хозяйственно-бытовыми сточными водами в канализационные системы ежедневно поступает до 10 г азота аммонийного на одного жителя.

При переходе от олиготрофных к мезо- и эвтрофным водоемам возрастают как абсолютная концентрация ионов аммония, так и их доля в общем балансе связанного азота.

Таблица 9.

Содержание аммонийного азота в водоемах с различной степенью загрязненности.

Степень загрязненности (классы водоемов)	Азот аммонийный, мг/ дм ³
Очень чистые	0,05
Чистые	0,1
Умеренно загрязненные	0,2 – 0,3
Загрязненные	0,4 – 1,0
Грязные	1,1 – 3,0
Очень грязные	> 3,0

Присутствие ионов аммония в концентрациях порядка 1 мг/ дм³ снижает способность гемоглобина рыб связывать кислород. Токсичность ионов аммония возрастает с повышением pH среды.

Повышенная концентрация ионов аммония может быть использована в качестве индикаторного показателя, отражающего ухудшение санитарного состояния водного объекта, процесса загрязнения поверхностных и подземных вод, в первую очередь, бытовыми и сельскохозяйственными стоками.

В подземных водах аммиак появляется в результате жизнедеятельности микроорганизмов. В анаэробной среде аммиак образуется при восстановлении азотсодержащих органических веществ. Повышенное содержание аммиака в поверхностных водах объясняется спуском в них бытовых сточных вод и некоторых промышленных вод, содержащих значительные количества аммиака или солей аммония. Вследствие жизнедеятельности нитрифицирующих бактерий содержание аммиака в водоемах снижается при одновременном образовании нитратов.

Оборудование. Фотоэлектроколориметр со светофильтром ($\lambda = 400$ нм). Кюветы с толщиной поглощающего свет слоя - 10 мм.

Химическая посуда. Колбы мерные вместимостью 50 см³; пипетки мерные вместимостью 1, 5, 10 см³ с делением на 0,1 см³, колбы плоскодонные вместимостью 100 см³.

Выполнение измерений.

Методика предназначена для измерения содержания массовой концентрации ионов аммония с 0,005 до 4,0 мг/дм³ в природных и сточных водах фотометрическим методом с реактивом Несслера.

Порядок проведения работы.

Метод определения основан на построении градуировочного графика при помощи серии растворов, полученных смешением рабочих растворов в соотношениях, указанных в таблице 10.

Для получения растворов заданной концентрации используют рабочий раствор хлорида аммония. 1 см³ раствора содержит 0,005 мг ионов аммония.

Одновременно с образцами растворов определяют оптическую плотность исследуемой пробы воды. Полученные значения оптической плотности вносят в таблицу 11.

Для приготовления серии растворов используют мерные колбы вместимостью 50 см³. Раствор в каждой колбе соответствует определенной концентрации ионов аммония.

Используются кюветы с толщиной поглощающего цвет слоя 10 мм. *Контрольной жидкостью* служит дистиллированная вода. Оптическая плотность каждого из растворов измеряется при $\lambda = 400$ нм.

Полученные значения оптической плотности вносят в таблицу 10.

Таблица 10.

№ колбы	0	1	2	3	4	5
Объем NH ₄ Cl, см ³	0	8,0	16,0	24,0	32,0	40,0
Концентрация раствора NH ₄ Cl, мг/дм ³	0	0,04	0,08	0,12	0,16	0,2
Оптическая плотность, D	-					

Таблица 11

№ исследуемого образца	№ 1	№ 2	№ 3
Оптическая плотность D исследуемого образца воды			

Градуировочный график строят, откладывая на оси абсцисс величину концентрации ионов-аммония каждого раствора, а по оси ординат соответствующее ему значение оптической плотности, измеренной фотоэлектроколориметром.

По градуировочному графику определяют концентрации ионов-аммония исследуемых проб воды, соответствующих данному значению оптической плотности.

Полученное значение концентрации ионов-аммония выражают в мг/дм³.

13) Лабораторная работа «Определение фосфат-ионов в пробе воды».

Фосфор общий – сумма минерального и органического фосфора (таблица *Формы фосфора в природе*). Как и в случае азота, обмен фосфором между его минеральными и органическими формами, с одной стороны, и живыми организмами – с другой, является основным фактором, определяющим его концентрацию.

Формы фосфора в природе.

Химические формы фосфора	Общий	Растворенный (фильтруемый)	Частицы
Общий фосфор	Общий растворенный и взвешенный фосфор	Общий растворенный фосфор	Общий фосфор в частицах
Ортофосфаты	Общий растворенный и взвешенный фосфор	Растворенные ортофосфаты	Ортофосфаты в частицах
Гидролизуемые кислотой фосфаты	Общие растворенные и взвешенные гидролизуемые кислотой фосфаты	Растворенные гидролизуемые кислотой фосфаты	Гидролизуемые кислотой фосфаты в частицах
Органический фосфор	Общий растворенный и взвешенный органический фосфор	Растворенный органический фосфор	Органический фосфор в частицах

Концентрация общего растворенного фосфора (минерального и органического) в незагрязненных природных водах изменяется от 5 до 200 мкг/ дм³.

Фосфор – важнейший биогенный элемент, чаще всего лимитирующий развитие продуктивности водоемов. Поэтому поступление избытка соединений фосфора в виде минеральных удобрений с поверхностным стоком с полей (с 1 га орошаемых земель выносятся 0,4 – 0,6 кг фосфора), со стоками с ферм (0,01 – 0,05 кг/сут на одно животное), с недоочищенными или неочищенными бытовыми сточными водами (0,003 – 0,006 кг/сут на одного жителя), а также с некоторыми производственными стоками приводит к резкому неконтролируемому приросту растительной биомассы водного объекта (особенно в непроточных и малопроточных водоемах). Происходит изменение трофического статуса водоема, сопровождающееся перестройкой всего водного сообщества и ведущее к преобладанию гнилостных процессов (к возрастанию мутности, солености, концентрации бактерий).

Один из вероятных аспектов процесса эвтрофикации – рост синезеленых водорослей (цианобактерий), многие из которых токсичны. Выделяемые этими бактериями вещества относятся к группе фосфор- и серосодержащих органических соединений – нервно-паралитических ядов. Действие токсинов синезеленых водорослей может проявляться в возникновении дерматозов, желудочно-кишечных заболеваний, а в особенно тяжелых случаях – при попадании большой массы водорослей внутрь организма – может развиваться паралич.

Фосфор органический. Природные соединения органического фосфора поступают в водные объекты в результате процессов жизнедеятельности и посмертного распада водных организмов, обмена с донными отложениями и присутствуют в поверхностных водах в растворенном, взвешенном и коллоидном состоянии.

Фосфор минеральный – поступает в природные воды в результате выветривания и растворения пород, содержащих ортофосфаты (апатиты и фосфориты) и поступления с поверхности водосбора в виде орто-, мета-, пиро- и полифосфат-ионов (удобрения, синтетические моющие средства и т.п.), а также образуются при биологической деструкции остатков животных и растительных организмов. Избыточное содержание фосфатов в воде может быть отражением присутствия в водном объекте примесей удобрений, компонентов хозяйственно-бытовых сточных вод, разлагающейся биомассы.

Основной формой неорганического фосфора при значениях pH водоема больше 6,5 является ион HPO_4^{2-} (около 90 %). В кислых водах неорганический фосфор присутствует преимущественно в виде H_2PO_4^- .

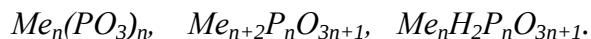
Концентрация фосфатов в природных водах обычно очень мала – сотые, редко десятые доли миллиграммов фосфора в 1 дм³, в загрязненных водах она может достигать нескольких миллиграммов в 1 дм³.

Подземные вода содержат обычно не более 100 мкг/дм³ фосфатов; исключение составляют воды в районах залегания фосфорсодержащих пород.

Содержание соединений фосфора подвержено значительным сезонным колебаниям, поскольку оно зависит от соотношения интенсивности процессов фотосинтеза и биохимического окисления органических веществ. Минимальные концентрации фосфатов в поверхностных водах наблюдаются обычно весной и летом, максимальные – осенью и зимой, в морских водах – соответственно весной и осенью, летом и зимой. Общее токсическое действие солей фосфорной кислоты возможно лишь при весьма высоких дозах и чаще всего обусловлено примесями фтора.

В методике оценки экологической ситуации рекомендован норматив содержания растворимых фосфатов в воде – 50 мкг/дм³.

Полифосфаты. Полифосфаты можно описать следующими химическими формулами:



Полифосфаты применяются для умягчения воды, обезжиривания волокна, как компонент стиральных порошков и мыла, ингибитор коррозии, катализатор в пищевой промышленности.

Полифосфаты малотоксичны. Токсичность полифосфатов объясняется их способностью к образованию комплексов с биологически важными ионами, особенно с кальцием.

Установленное допустимое остаточное количество полифосфатов в воде хозяйственно-питьевого назначения составляет 3,5 мг/дм³ (лимитирующий показатель вредности – органолептический).

Выполнение измерений.

К 50 мл пробы исследуемой воды прибавляют 1 мл молибдата аммония, через 5 минут добавляют 4 капли раствора олова. Через 15 минут измеряют оптическую плотность полученного раствора при длине волны 690 нм по отношению к холостому раствору. Холостой раствор готовится на дистиллированной воде с добавлением соответствующих реактивов.

Содержание фосфат-ионов в мг/дм³ находят по градуировочному графику.

Построение градуировочного графика.

Для построения градуировочного графика в мерных колбах объемом 50 мл готовят образцы для градуировки с массовой концентрацией фосфат-ионов от 0,5 до 1,0 мг/дм³. Для этого используют рабочий раствор с концентрацией фосфатов 0,01 мг в 1 миллилитре. Состав и количество образцов для градуировки приведены в таблице.

№ колбы	0	1	2	3	4	5	6
Объем рабочего раствора, мл	0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0
Концентрация фосфатов в градуировочных растворах, мг/л	0	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
Д, оптическая плотность раствора							

Используя полученные значения, строят градуировочный график: по оси ординат откладывают значение оптической плотности, по оси абсцисс – величину концентрации образца, мг/л.

Обработка результатов измерений.

Содержание фосфат-ионов (мг/дм³) рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{C \cdot 50}{V},$$

где C – концентрация фосфат-ионов, найденная по градуировочному графику, мг/ см³,
 50 – объем, до которого была разбавлена проба,
 V – объем пробы, взятый для анализа, см³.

14) Лабораторная работа «Определение ионов кальция»

Цель работы - определение содержания иона кальция в пробе воды.

Кальций относится к главным ионам природных вод. Определение содержания кальция проводится комплексонометрическим титрованием. Комплексное соединение кальция и трилона Б устойчиво в сильнощелочной среде при pH ~12 среде с использованием металл-индикатора - мурексида.

Химическая посуда, материалы. Индикатор мурексид, раствор трилона Б 0,02 моль/дм³, раствор гидроксида калия 20%, бюретка 25 см³ с ценой деления 0,1 см³.

Порядок проведения определения.

В колбу для титрования отбирают 10 см³ исследуемой воды, добавляют 6 см³ 20%-ного раствора едкого калия и на кончике шпателя - мурексид. Раствор перемешивают, добавляют дистиллированную воду до объема 80 - 100 см³. Медленно титруют 0,02 моль/дм³ раствором трилона Б до перехода малиновой окраски в устойчивую фиолетовую.

Содержание иона кальция, мг/дм³, вычисляют по формуле:

$$[Ca^{2+}] = \frac{C_1 \cdot V_3 \cdot \mathcal{E}}{V_2} \cdot 1000,$$

где C_1 – молярная концентрация эквивалента раствора трилона Б, моль/дм³;
 V_3 - объем трилона Б, израсходованный на титрование по мурексиду, см³;
 $\mathcal{E}$ – молярная масса эквивалента иона кальция, равный 20,04 г/моль;
 V_2 - объем аликвотной части воды, см³.

3. Методические рекомендации по выполнению контрольной работы

Контрольная работа одна из форм проверки и оценки усвоенных знаний, а также получения информации об уровне самостоятельности и активности обучающихся. Конкретные формы контрольных работ, перечень контрольных заданий, требования к оформлению размещены в ЭИОС МАУ.

Контрольная работа предусматривается после изучения определенного раздела (разделов) дисциплины и представляет собой письменную работу, выполненную в соответствии с заданиями.

Выполнение контрольной работы позволяет усвоить отношения между понятиями или отдельными разделами темы, закрепить теоретические знания, развить готовность использовать индивидуальные способности для решения профессиональных и исследовательских задач.

Контрольная работа выполняется в виде письменных ответов на вопросы, выбираемых согласно варианту.

1. Какие требования предъявляют к отбору пробы воды?
2. Опишите методы определения физических свойств воды: прозрачности, мутности, содержания взвешенных веществ.
3. Что такое окисляемость воды? В каких единицах выражается окисляемость воды?
4. Описать аналитический метод определения растворенного в воде кислорода.
5. Описать определение биохимического потребления кислорода и указать его значение.
6. Какие азотистые соединения и какого происхождения обычно являются показателем загрязнения воды?
7. Указать значение иона аммония NH_4^+ и допустимое его содержание.
8. Указать значения ионов NO_2^- и NO_3^- в природной воде и допустимое их содержание.
9. Перечислить главные катионы и анионы в природных водах и их значения при характеристике химических свойств воды.
10. На какие три группы разделяют примеси, содержащиеся в природных водах?
11. Дать краткую формулировку требований, которые предъявляются к воде хозяйственно-питьевого водоснабжения.
12. Описать классификацию примесей воды по степени дисперсности.
13. Как произвести определение оптимальной дозы коагулянта методом технологического анализа?
14. Назвать реагенты, применяемые для обеззараживания воды, и кратко описать их действие.
15. Хлорирование и биологическое обрастание в трубах и в производственной аппаратуре.
16. Кратко описать методы механической очистки сточных вод.
17. Кратко описать методы химической очистки сточных вод.
18. Кратко описать методы биологической очистки сточных вод.

вариант	1	2	3	4	5	6
номер	15	6	10	18	16	11
вопроса	17	8	7	14	12	15

4. Групповые и индивидуальные консультации

Слово «консультация» латинского происхождения, означает «совещание», «обсуждение».

Консультации проводятся в следующих случаях:

- когда необходимо подробно рассмотреть практические вопросы, которые были недостаточно освещены или совсем не освещены в процессе лекции;
- с целью оказания консультативной помощи при подготовке к промежуточной аттестации, участию в конференции и др.);
- если обучающемуся требуется помощь в решении спорных или проблемных вопросов возникающих при освоении дисциплины.

Идя на консультацию, необходимо хорошо продумать вопросы, которые требуют разъяснения. В частности, если затруднение возникло при изучении теоретического

материала, то конкретно укажите, что вам непонятно, на какой из пунктов обобщенных планов вы не смогли самостоятельно ответить.

Если же затруднение связано с решением задачи или оформлением отчета о лабораторной работе, то назовите этап решения, через который не могли перешагнуть, или требование, которое не можете выполнить.

5. Методические рекомендации по организации самостоятельной работы

Успешное освоение компетенций, формируемых учебной дисциплиной, предполагает оптимальное использование времени для самостоятельной работы.

Самостоятельная работа обучающегося - деятельность, которую он выполняет без непосредственного участия преподавателя, но по его заданию, под его руководством и наблюдением. Обучающийся, обладающий навыками самостоятельной работы, активнее и глубже усваивает учебный материал, оказывается лучше подготовленным к творческому труду, к самообразованию и продолжению обучения.

Самостоятельная работа может быть аудиторной и внеаудиторной. Границы между этими видами работ относительны, а сами виды самостоятельной работы пересекаются.

Аудиторная самостоятельная работа осуществляется во время проведения учебных занятий по дисциплине (модулю) по заданию преподавателя. Включает в себя:

- выполнение самостоятельных работ, участие в тестировании;
- выполнение контрольных, практических и лабораторных работ;
- решение задач и упражнений, составление графических изображений (схем, диаграмм, таблиц и т.п.);
- работу со справочной, методической, специальной литературой;
- оформление отчета о выполненных работах;
- подготовка к дискуссии, выполнения заданий в деловой игре и т.д.

Внеаудиторная самостоятельная работа (в библиотеке, в лаборатории МАУ, в домашних условиях, в специальных помещениях для самостоятельной работы в МАУ и т.д.) является текущей обязательной работой над учебным материалом (в соответствии с рабочей программой), которая не предполагает непосредственного и непрерывного руководства со стороны преподавателя.

Внеаудиторная самостоятельная работа по дисциплине может включать в себя:

- подготовку к аудиторным занятиям (лекциям, практическим занятиям, лабораторным работам и др.) и выполнение необходимых домашних заданий;
- работу над отдельными темами дисциплины (модуля), вынесенными на самостоятельное изучение в соответствии с рабочей программой;
- проработку материала из перечня основной и дополнительной литературы по дисциплине, по конспектам лекций;
- другие виды самостоятельной работы.

Содержание самостоятельной работы определяется рабочей программой дисциплины. Задания для самостоятельной работы имеют четкие календарные сроки выполнения.

Выполнение любого вида самостоятельной работы предполагает прохождение обучающимся следующих этапов:

1. Определение цели самостоятельной работы.
2. Конкретизация познавательной (проблемной или практической) задачи.
3. Самооценка готовности к самостоятельной работе по решению поставленной или выбранной задачи.
4. Выбор адекватного способа действий, ведущего к решению задачи (выбор путей и средств для ее решения).
5. Планирование (самостоятельно или с помощью преподавателя) самостоятельной работы по решению задачи.

6. Реализация программы выполнения самостоятельной работы.
7. Самоконтроль выполнения самостоятельной работы, оценивание полученных результатов.
8. Рефлексия собственной учебной деятельности.

Работа с научной и учебной литературой

Работа с учебной и научной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях, к контрольным работам, тестированию, зачету.

В процессе работы с учебной и научной литературой студент может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);
- создавать конспекты (развернутые тезисы, которые).

Выбрав нужный источник, следует найти интересующий раздел по оглавлению или алфавитному указателю, а также одноименный раздел конспекта лекций или учебного пособия. В случае возникших затруднений в понимании учебного материала следует обратиться к другим источникам, где изложение может оказаться более доступным. Необходимо отметить, что работа с литературой не только полезна как средство более глубокого изучения любой дисциплины, но и является неотъемлемой частью профессиональной деятельности будущего выпускника.

Методические рекомендации к изучению тем дисциплины

Тема 1. Теоретические основы химии воды.

Физико-химические свойства воды и растворов. Физико-химические константы воды. Понятие о системах, фазах и компонентах.

Диаграмма состояния воды. Растворимость веществ в воде. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация воды.

Методические рекомендации:

Изучение данного раздела курса следует начинать с разбора физических свойств чистой воды. Следует помнить, что молекула воды полярна, имеет угловую конфигурацию и дипольный момент 1,84. Вследствие смещения связывающих электронных пар к более электроотрицательному кислороду, молекулы воды за счет возникновения водородной связи могут соединяться по несколько между собой, образуя ассоциации. Химически чистая вода обладает рядом свойств, резко отличающих ее от других химических соединений. Эти особые свойства называют *аномалиями воды*:

1. При нагревании от 0 до 4 °С плотность воды увеличивается. При дальнейшем нагревании она уменьшается.
2. При замерзании вода расширяется, т.е. плотность льда при 0 °С (0,916 г/см³) меньше, чем плотность воды, из которой он образовался (0,999 г/см³).
3. С увеличением давления температура замерзания воды понижается.
4. Удельная теплоемкость воды значительно больше удельной теплоемкости других веществ (при $t = 20$ °С она составляет 0,999 кал/ч·град.).
5. Высокая диэлектрическая постоянная (81) делает воду одним из лучших растворителей, в котором диссоциируют на ионы электролиты.
6. Вода имеет большое поверхностное натяжение ($72,58 \cdot 10^{-3}$ Н/м при 20 °С).

Следует иметь в виду, что перечисленные свойства воды играют важную роль в комплексе

биохимических процессов на Земле. При замерзании рек и озер более легкий лед плавает на поверхности, а на глубине сохраняется относительно теплая (не ниже 4 °С) вода. Вследствие большой теплоемкости водоемы играют роль аккумулятора тепла, оказывая влияние на климат планеты.

Благодаря высокой диэлектрической проницаемости воды возможны все химические процессы, которые протекают в растворах. Вода является единственным в природе свободным веществом, в котором в большей или меньшей степени растворяются все другие вещества. Велика и роль поверхностного натяжения воды. Без капиллярных явлений невозможно было бы земледелие и жизнь живых организмов.

Необходимо понимать, что в природе нет химически чистой воды, свободной от растворенных веществ или механических примесей. Природная вода представляет собой дисперсную динамическую многофазную систему. Образуется она в различных условиях, самопроизвольно, при взаимодействии с горными породами, минералами, почвой, продуктами жизнедеятельности животных и растительных организмов. При изучении данного раздела необходимо уяснить такие понятия, как «фаза», «компонент», «дисперсная система», разобрать состав гомогенных и гетерогенных многокомпонентных систем.

Следует обратить внимание на то, что образование и растворение осадков, кристаллизация, ионообменные процессы и т.п. протекают в гетерогенных системах, где возможны переходы вещества из одного агрегатного состояния в другое. Рассмотрите диаграмму фазовых превращений воды; проследите влияние изменения давления и температуры на фазовые превращения. Важно уяснить понятие «ионное произведение воды».

Многие реакции, которые протекают в водных растворах, объясняются тем, что в очень малой степени вода диссоциирует на ионы по уравнению $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. Равновесие это определяется константой диссоциации:

$$K_{H_2O} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]};$$

ввиду малой диссоциации воды на ионы, ее концентрацию можно считать постоянной и, объединяя ее с K_{H_2O} , обозначить через ионное произведение воды

$$K_B = K_{H_2O} = [H^+][OH^-]$$

При 25 °С $K_B = 1,008 \cdot 10^{-14}$ (если концентрация выражена в г-ион/л) и $[H^+][OH^-] = 1,004 \cdot 10^{-7}$.

Характеристику реакции среды выражают концентрацией водородных ионов. Практически пользуются не величиной $[H^+]$, а так называемым водородным показателем $pH = -\lg[H^+]$.

Необходимо помнить, что водородный показатель pH , характеризующий концентрацию водородных ионов в воде, является одним из важнейших определителей агрессивности воды. Каждый, изучающий химию природных и сточных вод должен быть знаком с методами определения pH воды. При 25 °С в нейтральной среде $pH = 7$, в кислой среде $pH < 7$, а в щелочной среде $pH > 7$.

Иногда возникает необходимость иметь раствор с устойчивым водородным показателем, не изменяющимся под влиянием различных факторов, например, при разведении раствора или прибавлении к нему небольших количеств сильной кислоты или щелочи. Такие растворы получили название буферных растворов. К буферным растворам относятся: смесь слабой кислоты и ее соли (H_2CO_3 и $NaHCO_3$) или смесь слабого основания и его соли ($NaOH$ и NH_4Cl) и т.д. Надо иметь в виду, что буферные растворы играют огромную роль в жизни организмов, обеспечивая постоянство pH крови, лимфы, в регулировании pH почвы, природных вод, физико-химических и биологических процессах очистки и обработки воды.

Следует знать, что при взаимодействии ионов солей с ионами воды (H^+ и OH^-) образуется некоторое количество основания и кислоты (основные и кислые соли), и раствор в зависимости от относительной силы кислоты и основания может приобрести кислую или щелочную реакцию. Эти обратимые реакции получили название реакций гидролиза солей.

Очень часто приходится определять степень гидролиза солей h , которая показывает, какая часть от общего количества соли гидролизована, т.е. превращена действием H_2O в соответствующую кислоту или основание.

Зная константу диссоциации соответствующей кислоты (или основания) и ионное произведение воды, легко вычислить степень гидролиза:

$$h = \frac{K_6}{C \cdot K_{\text{кисл}}} \text{ или } \frac{K_6}{C \cdot K_{\text{осн}}}$$

где C – концентрация солей, моль/л.

Обратите внимание на то, что степень гидролиза солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, не зависит от концентрации.

Многие углекислые природные воды, содержащие CO_2 и HCO_3^- , могут быть отнесены к буферным растворам. Величина pH таких буферных растворов зависит от отношения образующих их компонентов. Величина pH растворов, содержащих только HCO_3^- , равна 8,4. При более низком pH в воде могут находиться только HCO_3^- и свободная углекислота; при более высоком значении pH (больше, чем 8,4) – только HCO_3^- и CO_3^{2-} .

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое диаграмма состояния воды?
2. Какие основные физико-химические свойства воды?
3. Какие основные физико-химические свойства растворов?
4. Как рассчитывается константа электролитической диссоциации воды?

Тема 2. Основы санитарной и водной микробиологии.

Характеристика отдельных групп микроорганизмов. Бактерии, их морфологические типы и размеры. Систематика бактерий.

Простейшие. Водоросли и грибы.

Микробиологические показатели санитарной оценки качества воды. Санитарно-показательные микроорганизмы. Понятие о сапробности водоемов. Зоны сапробности и их характеристика.

Методические рекомендации:

Микробиология является частью биологии и изучает внешнюю форму, размеры, внутреннее строение, закономерности роста и развития, жизнедеятельность мельчайших живых организмов – микробов. Невидимые невооруженным взглядом микробы играют важную роль в процессах обработки сточных вод. Метод биохимической очистки, широко применяемый для обработки городских и многих других видов промышленных стоков, основан на способности микроорганизмов использовать органические загрязнения сточных вод в качестве источников питания и энергии.

Знание основ физиологии микроорганизмов, оптимальных условий их жизнедеятельности, факторов, влияющих на скорость переработки ими органических веществ сточных вод, дает возможность управлять их жизнедеятельностью в интересах человека.

При изучении данной части курса студент знакомится:

- с основами морфологии и физиологии тех групп организмов, которые населяют природные и сточные воды и активно участвуют в биохимических процессах очистки воды;
- с методами бактериологического и гидробиологического анализов, применяемых на очистных сооружениях;
- с основными направлениями биохимического превращения веществ.

Следует знать, что водная микробиология изучает микроорганизмы пресных и соленых водоемов (бактерии, грибы, водоросли, вирусы, простейшие), исследует микроорганизмы

питьевых вод и процессы, происходящие под их влиянием при очистке сточных вод в очистных сооружениях

С точки зрения водной и санитарной микробиологии наибольшее значение имеют бактерии, простейшие и водоросли.

Изучая бактерии и грибы, надо уяснить их морфологические типы, внешнее и внутреннее строение клеток, спорообразование, движение. Нудно ознакомиться с местообитаниями простейших. Необходимо иметь представление о вирусах и бактериофагах.

Студент должен знать общую характеристику отдельных групп микроорганизмов, систематику бактерий.

При изучении физиологии микроорганизмов необходимо обратить внимание на сущность автотрофного и гетеротрофного типов питания; аэробного, анаэробного, факультативного типов дыхания, размножения и спорообразования.

Жизнь микроорганизмов зависит от условий среды, в которой они находятся. Это дает возможность факторами внешней среды подавлять жизнедеятельность вредных микробов и создавать благоприятные условия для полезных.

Следует подробно остановиться на влиянии физических и химических факторов (температуре, влажности, солнечной радиации, ультразвука, pH среды, повышенной концентрации веществ) на микроорганизмы.

Санитарная микробиология.

При рассмотрении данной темы особое внимание следует уделить санитарно-бактериологической оценке воды природных водоемов, так как возбудители многих опасных инфекционных заболеваний, например брюшного тифа, паратифа А и Б, туляремии, холеры, дизентерии, полиомиелита и других, могут передаваться человеку через воду. Вода является средой сравнительно благоприятной для развития микробов. Свою жизнеспособность патогенные микроорганизмы могут сохранять в воде продолжительное время (палочки брюшного тифа – несколько месяцев, дизентерийные микробы – две недели, споры сибирской язвы – многие годы). Поэтому одним из основных направлений работы санитарно-технических сооружений по очистке воды является уничтожение патогенных микробов.

Студент должен получить общее представление о возбудителях заболеваний и их устойчивости во внешней среде.

Следует обратить внимание на санитарно-показательные микроорганизмы воды, прежде всего на кишечную палочку. Т.к. кишечная палочка является постоянным обитателем кишечника человека и животных, ее обнаружение свидетельствует о загрязнении воды экскрементами. Наличие в воде экскрементов предполагает возможность заражения ее патогенными микроорганизмами кишечной группы (тиф, паратиф, дизентерия, холера) и делает такую воду опасной для использования.

Т.о., исследование воды на содержание в ней кишечной палочки позволяет предвидеть, а значит, и предсказать угрозу заражения ее патогенными микроорганизмами. Это заставляет отвести данному показателю вполне самостоятельное место в системе микробиологического исследования воды независимо от анализа ее на патогенные микроорганизмы.

Нужно иметь ввиду, что помимо общего количества сапрофитов и бактерий группы кишечной палочки (*Bacterium coli commune*, *B. coli citrovorum*, *B. coli aerogenes*, *B. Parscoli*; а также фекальные колиформы – *Escherichia coli*).

Характерными признаками всей группы являются: палочкообразная форма особей, отсутствие спорообразования, способность сбраживать лактозу с образованием кислоты и газа при $(37 \pm 0,5)^{\circ}\text{C}$ в течение 24-48 ч или сбраживать глюкозу с образованием кислоты и газа при $(37 \pm 0,5)^{\circ}\text{C}$ в течение 24 ч; отсутствие цитохромоксидазной активности; рост на фуксиносulfатном агаре с образованием красных с металлическим блеском или темно-красных, розовых, прозрачных неокрашенных колоний. *E.coli*, в отличие от всех остальных колиформных видов кишечной палочки, может сбраживать глюкозу и лактозу с образованием газа и кислоты при $(43 \pm 0,5)^{\circ}\text{C}$ в присутствии борной кислоты или в желче-лактозной среде с бриллиантовым зеленым при $(44,5 \pm 0,5)^{\circ}\text{C}$. Это свойство используется для обнаружения ее в общей массе

кишечных палочек. Степень обсеменения воды выражается величиной коли-индекса. Данная величина характеризует количество особей, содержащихся в 1 дм³ воды.

Для централизованного водоснабжения разрешается использовать закрытые водоисточники I класса, имеющие воду с числом бактерий группы кишечной палочки (БГКП), равным 3, II класса – 100, III класса – 1000 в 1 дм³. Открытые водоисточники соответственно 1000, 10000 и 50000 в 1 дм³, но уже не БГКП, а лактозоположительных (ЛКП), т.е. колиформных бактерий, разлагающих лактозу.

Несколько иной подход к нормативам кишечной палочки содержится в рекомендациях экспертов ВОЗ (Всемирная организация здравоохранения). По их мнению, в 100 мл пробы питьевой воды, подаваемой системами централизованного водоснабжения, в любом случае и при любом количестве отбираемых проб не должна обнаруживаться E.coli.

Нужно иметь в виду, что помимо общего количества сапрофитов и БГПК при оценке санитарно-эпидемиологической опасности сточных вод определяют содержание в них яиц гельминтов.

Сооружения полной биологической очистки обеспечивают обеззараживание сточной воды в бактериальном отношении более чем на 95% и дегельминтизацию на 90% и более. Сооружения механической очистки задерживают 45 – 55% биологических загрязнений сточной воды. Осадок, содержащий эти загрязнения и отработанный в анаэробии в условиях термофильных температур, практически полностью дегельминтизирован. Сбраживание в мезофильных условиях приводит к гибели только 50% яиц гельминтов.

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое бактерии?
2. Что такое грибы?
3. Что такое водоросли?
4. Как определяется показатель сапробности?

Тема 3. Природные воды и их характеристика.

Неорганические и органические примеси природных вод. Размер и гидравлическая крупность частиц в воде. Нерастворимые примеси. Свойства и фазовый состав нерастворимых примесей. Вещества, обуславливающие органолептические качества природной воды.

Классификация природных вод по химическому составу растворенных в них веществ. Показатели качества природных вод.

Методические рекомендации:

С точки зрения водоподготовки, наиболее общие и характерные признаки загрязняющих воду веществ - формы нахождения их в воде. Исходя из этого, академиком АН УССР профессором Леонидом Адольфовичем Кульским была предложена классификация примесей воды, основанная на их фазовом состоянии и дисперсности. Эта классификация имеет широкое практическое применение, т.к. дает приемлемое обоснование технологическим приемам водообработки и преследует цель упорядочить выбор оптимальных методов очистки и технологических схем.

Все примеси ими были разделены на четыре группы.

Примеси первой группы - нерастворимые в воде суспензии и эмульсии (а также планктон и бактерии), кинетически неустойчивые и находящиеся во взвешенном состоянии благодаря гидродинамическому воздействию водного потока. В состоянии покоя эти взвешенные вещества выпадают в осадок.

Примеси второй группы - гидрофобные и гидрофильные органические и минеральные коллоидные частицы, а также нерастворимые и недиссоциированные формы гумусовых веществ, детергенты и вирусы, которые по своим размерам близки к коллоидным примесям.

Примеси третьей группы - молекулярно-растворимые вещества (органические соединения, растворимые газы и т.п.).

Примеси четвертой группы - вещества, диссоциированные на ионы.

Студент должен знать, что к основным химическим показателям природных вод относятся:

- сухой остаток;
- прокаленный остаток;
- главные ионы, наиболее распространенные в природных водах: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , SiO_3^{2-} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} ;
- азотсодержащие вещества: NH_4^+ , NO_2^- , NO_3^- ;
- жесткость воды: J_o – общая жесткость, J_k – карбонатная и $J_{нк}$ – некарбонатная;
- распространенные в воде газы: кислород, углекислый газ, сероводород;
- водородный показатель (pH), общая кислотность и общая щелочность;
- углекислота равновесная и агрессивная;
- стабильность воды;
- окисляемость воды;
- органические вещества;
- ионы тяжелых металлов.

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое неорганические примеси?
2. Что такое органические примеси?
3. Какова классификация вод по Кульскому?
4. Как определяются основные примеси в водах?

Тема 4. Способы обработки природных вод.

Физико-химическая сущность основных технологических процессов водоподготовки. Предварительная обработка, коагулирование, отстаивание, фильтрование, обеззараживание, умягчение, обессоливание, удаление соединений железа, удаление солей марганца, фторирование и обесфторивание, удаление газов, стабилизация. Технологический контроль процессов водоподготовки

Методические рекомендации:

Основными методами очистки промышленных сточных вод, водоочистки и водоподготовки является физико-химическая очистка: 1) сорбция; 2) экстракция; 3) эвапорация; 4) коагуляция; 5) флотация; 6) ионный обмен; 7) кристаллизация; 8) диализ.

Сорбция — выделение из сточной воды растворенных в ней органических веществ и газов путем концентрации их на поверхности твердого тела (адсорбция) либо путем поглощения вещества из раствора, или смеси газов твердыми телами или жидкостями (абсорбция), или, наконец, путем химического взаимодействия растворенных веществ с твердым телом (хемосорбция).

Экстракция — выделение растворенных органических примесей, находящихся в сточных водах, путем обработки последних каким-либо не смешивающимся с водой растворителем (экстрагентом), в котором примеси, загрязняющие воду, растворяются лучше, чем в воде (например, растворение фенола в бутилацетате в 12 раз больше, чем в воде).

Эвапорация — отгонка с водяным паром загрязняющих сточную воду растворенных веществ (например, летучего фенола из сточных вод коксохимических заводов).

Коагуляция — осветление и обесцвечивание сточных вод с применением реагентов (коагулянтов), вызывающих свертывание взвешенных и коллоидных веществ в хлопья,

которые при осаждении (отстаивании) увлекают нерастворимые тонкодисперсные вещества в осадок.

Процессы полного осветления и обесцвечивания сточной воды осаждением обычно завершаются фильтрованием — пропуском воды через слой зернистого материала (песка или антрацита) с частицами различной крупности.

Флотация — выделение из сточных вод примесей путем придания им плавучести за счет флотореагента, обволакивающего частички примесей и удаляемого из воды вместе с ними. Для флотации применяют часто воды, насыщенные пузырьками мелкодиспергированного воздуха. Частицы, содержащиеся в сточной воде (эмульгированная нефть, целлюлозно-бумажное волокно, шерсть и др.), прилипают к пузырькам воздуха и всплывают вместе с ними на поверхность воды, а затем удаляются из воды.

Ионный обмен — извлечение из водных растворов различных катионов и анионов при помощи ионитов — твердых природных или искусственных материалов, практически не растворимых в воде и в органических растворителях, или искусственных смол, способных к ионному обмену.

Кристаллизация — очистки промышленных сточных вод, водоочистки и водоподготовки путем выделения загрязнений в виде кристаллов.

Диализ — разделение истинно растворенных веществ и коллоидов с помощью специальных мелкопористых перегородок, не пропускающих коллоиды.

Перечисленные методы физико-химической очистки промышленных сточных вод, водоочистки и водоподготовки во многих случаях предусматривают извлечение из них ценных веществ и поэтому относятся к так называемым регенерационным методам. При других методах очистки, называемых деструктивными, загрязняющие воды вещества подвергаются разрушению (преимущественно путем окисления и реже восстановления); образующиеся при этом продукты удаляются из воды в виде газов или осадков либо остается в воде (например, такие безвредные для водоемов соединения, как: нитраты, нитриты и т. д.). Регенерационные методы обработки производственных вод применяются, как правило, для наиболее концентрированных отдельных стоков; такая обработка для слабо концентрированных общих стоков не целесообразна.

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое коагулирование?
2. Что такое отстаивание, фильтрование?
3. Что такое обеззараживание, умягчение, обессоливание?
4. Как происходит удаление соединений железа, удаление солей марганца, фторирование и обесфторивание, удаление газов
5. Что такое стабилизация?
6. Как происходит фторирование и обесфторивание?

Тема 5. Сточные воды и их характеристика.

Классификация сточных вод. Виды загрязнений. Понятие о санитарно-химическом анализе. Показатели качества сточных вод. Температура, окраска, запах, реакция среды, сухой и плотный остатки, взвешенные вещества, биохимическая потребность в кислороде, химическая потребность в кислороде, перманганатная окисляемость, формы азота, фосфор, сульфаты, хлориды, токсичные элементы, синтетические поверхностно-активные вещества, растворенный кислород, биологические загрязнения

Методические рекомендации:

Определение качества воды производят на основе ее анализа. По данным химического анализа судят о пригодности воды для питьевого и промышленного водоснабжения, а также о

необходимой степени и способах водоподготовки. Необходимо внимательно изучить требования, предъявляемые к хозяйственно-питьевой воде, к охлаждающей воде, к воде для паросиловых хозяйств, к воде, используемой для технических целей.

Результаты химического анализа воды выражаются в мг/дм³, г/м³, и мг-экв/дм³. Наиболее целесообразной формой выражения концентрации химического вещества является эквивалентная форма, т.е. мг-экв/дм³ воды. Данная форма имеет следующие достоинства:

1. Сумма содержащихся в воде катионов, выраженная в мг-экв/дм³, должна быть равна сумме анионов. Этим пользуются для проверки правильности результатов анализа и для вычисления содержания катионов Na^+ и K^+ .
2. Сумма мг-экв кальция и магния определяет общую жесткость воды в мг-экв/дм³.
3. Концентрация HCO_3^- ионов в мг-экв/дм³ приближенно определяет карбонатную жесткость воды в мг-экв/дм³.
4. По данным анализа в эквивалентной форме возможно построить диаграмму гипотетического состава солей в воде.

Пересчет данных анализа, выраженных в мг/дм³, на концентрации в мг-экв/дм³, производят по формуле:

$$C = g/\mathcal{E},$$

где C – концентрация данного вещества, мг-экв/дм³,

g – концентрация того же вещества мг/дм³;

$\mathcal{E}$ – эквивалентная масса данного вещества, г.

Выбор метода обработки воды производится путем сопоставления качества воды источника водоснабжения с требованиями, которые предъявляет к нему потребитель.

Удаление грубодисперсных примесей происходит под действием силы тяжести, без дополнительных затрат энергии – они осаждаются при продолжительном отстаивании.

Необходимо усвоить, что благодаря наличию в природной воде коллоидов (глинистых, гуминовых веществ, продуктов жизнедеятельности и распада растительных и животных организмов, кремниевой кислоты и др.), обуславливающих мутность, цвет и запах, применяют химическую (реагентную) обработку воды – коагулирование.

Следует уделить внимание факторам, влияющим на интенсивность процесса коагуляции, механизму действия и определению оптимальной дозы коагулянта. Нужно проследить, как влияет добавление высокомолекулярного соединения на устойчивость золь, как происходит гелеобразование и разрушение агрегатов частиц под действием воды или растворенных в ней веществ (пептизация).

Студент должен знать, что коагулирующая способность электролита возрастает с увеличением валентности (зарядности) коагулирующего иона. Поэтому в качестве коагулянтов применяют соли алюминия - $Al_2(SO_4)_3$ и железа – $FeCl_3$. Образуя неустойчивые гидрофобные коллоидные системы, коагулянты дают хлопья. Эти хлопья сорбируют и захватывают при осаждении частицы примесей, снижают дзета-потенциал отрицательно заряженных частиц загрязнений и понижают их устойчивость. Следует уяснить влияние температуры, величины pH , высокомолекулярных соединений и солевого состава воды на процесс коагуляции. Надо иметь ввиду, что образующиеся при гидролизе сернокислого алюминия ионы водорода задерживают дальнейший гидролиз $Al_2(SO_4)_3$ и снижают величину pH . Если щелочность воды недостаточна, к воде добавляют известь. Зная щелочность воды в мг-экв/дм³ и дозу $Al_2(SO_4)_3$ в мг/дм³, можно рассчитать дозу извести. Оптимальное значение pH при обработке вод сульфатом алюминия колеблется в пределах (6,0 – 7,5).

Приближенную дозу коагулянта можно вычислить по цветности и мутности при помощи эмпирических формул. Однако наилучшим методом определения оптимальной дозы коагулянта является метод технологического анализа. В связи с этим необходимо ознакомиться с органическими и неорганическими флокулянтами, применяемыми для интенсификации процесса коагуляции.

Далее необходимо уяснить, что удаление растворенных веществ осуществляется одним из

наиболее распространенных в практике водоподготовки приемов, который сводится к получению труднорастворимого соединения и выделению его в осадок. Данный прием используется при реагентном умягчении воды, при корректировании содержания в воде железа, марганца, кремниевой кислоты, фтора и т.д. Железо и марганец находятся в природных водах в виде ионов, тонкодисперсной взвеси или комплексных органических соединений. Так как $ПП Fe(OH)_3 < ПП Fe(OH)_2$ (то же у марганца), перед выпадением в осадок ионы Fe^{2+} окисляют в ионы Fe^{3+} при помощи хлора или марганцовокислого калия ($KMnO_4$). Анионы кремниевой кислоты удаляют, переводя их в труднорастворимый силикат кальция.

Тонкодисперсная примесь легко удаляется при осветлении воды коагуляцией. Органические комплексы иногда приходится разрушать хлором, озоном или $KMnO_4$. Наибольшая глубина обескремнивания достигается при обработке воды ионитами.

Нужно помнить, что важной величиной для характеристики природных вод является их жесткость, обуславливаемая присутствием солей кальция и магния (общая жесткость). Необходимо иметь ясное представление о карбонатной жесткости, обуславливаемой наличием в воде бикарбонатов кальция и магния, о некарбонатной жесткости, которая определяется содержанием кальция и магния, связанных с анионами сильных кислот.

Общую жесткость определяют суммой мг-экв/дм³ ионов кальция и магния трилонометрически. Карбонатную жесткость определяют титрованием соляной кислотой; 1 см³ 0,1 н HCl соответствует 0,1 мг-экв кальция или магния.

Следует обратить внимание на такие методы умягчения воды, как реагентный, термохимический и катионный. Реагентный метод сводится к переводу ионов кальция и магния в труднорастворимые соединения и выпадению их в осадок. Сопоставлением произведения растворимости труднорастворимых соединений кальция и магния найдено, что кальций надо переводить в $CaCO_3$, а магний в $Mg(OH)_2$. Необходимо знать различные варианты реагентного умягчения, выбор метода зависит от вида жесткости (карбонатная, некарбонатная) и соотношения ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} и HCO_3^- .

Большую помощь в выборе метода оказывает диаграмма гипотетического состава солей. Важно уметь выбрать вариант умягчения и рассчитать дозы извести и соды.

Выбирая метод очистки, необходимо учитывать влияние величины жесткости, количества введенных реагентов, температуры воды, степени перемешивания, содержания органических веществ и наличие центров кристаллизации (ранее выпавший осадок).

Глубина умягчения воды при известково-содовом способе составляет 1-2 мг-экв/дм³ и определяется растворимостью $CaCO_3$ и $Mg(OH)_2$. Более глубокого умягчения (0,01-0,02 мг-экв/дм³) можно достичь применением катионитов.

Необходимо ознакомиться с технологическими характеристиками катионов, с полной и рабочей обменной способностью катионита и составить график работы катионитного фильтра.

Необходимо помнить, что одним из важных показателей воды является ее стабильность. Она обусловлена соотношением содержания различных форм уголекислоты в воде (HCO_3^- , CO_2 , CO_3^{2-}) и определяется показателем стабильности C :
 $C = \frac{Щ_{исх}}{Щ_{нас}}$

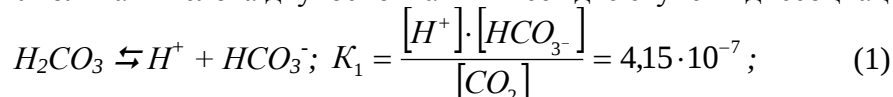
где $Щ_{исх}$ – щелочность исходной воды, мг-экв/дм³;

$Щ_{нас}$ – щелочность воды после насыщения карбонатом Ca , мг-экв/дм³.

Вода стабильна, если $C = 1$; агрессивна, если $C < 1$; и нестабильна, если $C > 1$. Одной из причин нестабильности воды является наличие угольной кислоты.

Следует иметь в виду, что угольная кислота в природных водах может быть в виде молекулярно-растворенного уголекислого газа $CO_{2\text{св}}$, в виде недиссоциированных молекул H_2CO_3 (составляет ~ 1 % общего количества растворенного уголекислого газа), бикарбонатных ионов HCO_3^- , а при величине $pH > 8,4$ в виде карбонатных ионов CO_3^{2-} .

Угольная кислота двухосновная и имеет две степени диссоциации:



$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}; K_2 = \frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,2 \cdot 10^{-11}. \quad (2)$$

$$\text{Из уравнения (1) следует, что } [H^+] = K_1 \frac{[CO_2]}{[HCO_3^-]}; \quad (3),$$

т.е. в растворе величина pH зависит от соотношения между $[CO_2]$ и $[HCO_3^-]$.

Из уравнения (3) вытекает, что при значениях pH:

3,7-4 – вся находящаяся в воде угольная кислота представлена в виде CO_2 ;

8,3-8,4 – вся присутствующая угольная кислота представлена (на 99 %) HCO_3^- ионами;

более 8,3 – свободной уголекислоты нет, возрастает доля CO_3^{2-} ионов.

Между различными формами угольной кислоты в растворе существует динамическое равновесие, выражаемое уравнением:



Из уравнения (4) следует, что для поддержания в растворе HCO_3^- ионов необходимо, чтобы в нем находилось соответствующее количество свободной угольной кислоты (равновесная угольная кислота).

Следует помнить, что если концентрация свободной кислоты превышает концентрацию равновесной, то говорят, что вода содержит агрессивную угольную кислоту. Такая вода является агрессивной по отношению к железу и бетону. Если концентрация свободной кислоты совпадает с равновесной концентрацией, то говорят, что вода стабильна.

Так как цементный камень бетона обладает резко выраженными основными свойствами, то первой оценкой степени агрессивности воды является величина pH. Все кислые воды действуют разрушающе на бетон. Кроме того, вода, содержащая агрессивную угольную кислоту, входя в соприкосновение с бетоном, легко разрушает защитную карбонатную пленку и, проникая внутрь бетона, реагирует с $Ca(OH)_2$.

В связи с этим, прежде всего надо остановиться на сульфатной агрессивности, ведущей к образованию сульфоалюмината или гипса в результате взаимодействия растворимых сульфатов с составными частями цементного камня.

К примесям, находящимся в молекулярнодисперсном состоянии, относятся также растворенные газы (Cl_2 , O_2 , CO_2 , H_2S и др.). Процесс дегазации может быть осуществлен химическими, физическими и физико-химическими методами, подробный разбор которых дан в соответствующем источнике.

Вопросы для самопроверки:

1. Как классифицируются сточные воды?
2. Назовите основные показатели качества сточных вод.

Тема 6. Очистка сточных вод от загрязнений.

Методы очистки сточных вод, классификация, теоретические основы. Механическая очистка. Основные понятия о процессах биологической очистки. Характеристика активного ила и биологической пленки. Микроорганизмы активного ила и биопленки. Обеззараживание очищенных сточных вод.

Компостирование осадков сточных вод, твердых бытовых, промышленных и сельскохозяйственных отходов органического происхождения. Анаэробные биохимические процессы в очистке сточных вод и обработке осадков. Технологический контроль процессов очистки сточных вод.

Методические рекомендации:

Сточные воды содержат множество примесей и огромное число микроорганизмов. Студент должен уяснить общий характер и интенсивность микробиологических процессов и обратить внимание на связь окислительно-восстановительного потенциала с числом бактерий в сточной жидкости. Следует знать, что причиной падения окислительного потенциала в

неочищенной сточной жидкости является жизнедеятельность микроорганизмов. Как только активность бактерий ослабевает, восстановленные продукты распада органических веществ окисляются кислородом и величина окислительного потенциала начинает повышаться.

При изучении анаэробного распада твердой фазы городских сточных вод важно уяснить специфику бактериологических процессов и понять, почему все процессы анаэробного разложения твердой фазы протекают очень медленно.

Надо знать три типа очистных сооружений для анаэробного сбраживания твердой фазы: септик-тенк, двухъярусный отстойник, метантенк. Следует также уяснить биохимические процессы, происходящие в этих сооружениях.

При изучении аэробного окисления жидкой фазы городских сточных вод необходимо понять сущность естественной и искусственной биологической очистки и биохимического окисления при почвенных методах очистки, на биофильтрах, аэротенках и биологических прудах.

При почвенных методах очистки на поля орошения или при фильтрации подается как неосветленная (твердая фаза), так и осветленная (жидкая фаза) сточная жидкость, а на сооружения искусственной биологической очистки – только осветленные сточные воды (жидкая фаза). В жидкой фазе большинство органических веществ находится в растворенном состоянии, и окислительная деятельность микроорганизмов протекает более активно.

Студент должен иметь представление о влиянии низких температур на биохимические процессы окисления сооружений искусственной биологической очистки.

Студент должен знать, что минерализация органических веществ, представляющих собой наибольшую опасность в санитарном отношении, происходит под действием микроорганизмов: аэробных (при достаточном содержании кислорода) и анаэробных (при недостатке кислорода). При анализе сточных вод, если не ставится вопрос о регенерации ценных компонентов, стремятся получить показатели, необходимые для биохимической очистки воды: взвешенные вещества (в том числе оседаемые за 2 ч), коллоидно-дисперсные, растворенные вещества, кислотность, щелочность, pH , окисляемость, БПК, ХПК и др.

Следует учесть, что существенное значение в выборе методов и степени очистки сточных вод, кроме их состава и свойств, имеет характер и мощность водоема, предназначенного для спуска таких вод. Санитарные нормы относительно состава и свойств воды водоемов предъявляют жесткие требования к промышленным предприятиям, сбрасывающим сточные воды в водоемы. Различают два вида методов очистки сточных вод: деструктивные и регенеративные. Первые основаны на разрушении загрязняющих веществ при помощи окислительно-восстановительных реакций; вторые – на извлечении из воды содержащихся в ней ценных веществ.

Очистка сточных вод подразделяется на механическую, химическую, биологическую.

Кроме методов очистки сточных вод, необходимо уяснить схемы очистных станций с применением естественных и искусственных очистных сооружений, а также уметь определять степень очистки сточных вод перед их пуском в водоем. Определение необходимой степени очистки производят по количеству взвешенных веществ и растворенному в воде кислороду.

Необходимо ознакомиться с водоемами как приемниками сточных вод. В соответствии с «Правилами охраны поверхностных вод», все водные объекты подразделяются на два вида водопользования:

I вид – хозяйственно-питьевое и культурно-бытовое водопользование;

II вид – рыбохозяйственное водопользование.

Каждый вид водопользования разделен на категории.

Хозяйственно-питьевое и культурно-бытовое водопользование:

I категория – водные объекты, используемые в качестве источников хозяйственно-питьевого водоснабжения, а также водоснабжения предприятий пищевой промышленности.

II категория – водные объекты, используемые для купания, занятия спортом и отдыха населения.

Рыбохозяйственное водопользование:

Высшая категория – места расположения нерестилищ, массового нагула и зимовальных ям особо ценных и ценных видов рыб и других промысловых водных организмов;

I категория – водные объекты, используемые для сохранения и воспроизводства ценных видов рыб, обладающих высокой чувствительностью к содержанию кислорода;

II категория – водные объекты, используемые для других рыбохозяйственных целей.

Сточные воды, спускаемые в водоем, должны удовлетворять требованиям СанПиН 2.1.5.980-00 «Гигиенические требования к охране поверхностных вод».

Надо иметь в виду, что в зависимости от природы и степени загрязнения производственных сточных вод для их очистки применяют различные методы:

1. Механическую очистку.
2. Химическую (деструктивную), которая состоит в коагуляции и разных способах нейтрализации (смешением кислых стоков со щелочными, фильтрованием через фильтрующие материалы, окислением);
3. Физико-химическую (регенеративную), которая состоит в сорбции, экстракции, эвапорации, ионном обмене и т.д.
4. Биологическую очистку

Со всеми перечисленными методами следует подробно ознакомиться. Необходимо понять сущность физико-химических процессов, лежащих в основе экстрагирования, адсорбции, отгонки с водяным паром, флотации; разобраться в основных преимуществах и недостатках каждого метода, изучить возможность их комбинирования.

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое механическая очистка сточных вод? Примеры.
2. Что такое физико-химическая очистка сточных вод? Примеры.
3. Что такое биологическая очистка сточных вод? Примеры.
4. Как проводится контроль процессов биологической очистки сточных вод?

Тема 7. Процессы самоочищения водоемов.

Экологическая система водоема. Источники и характер загрязнения природных водоемов. Условия спуска сточных вод в водоем.

Процесс самоочищения водоема и его отдельные компоненты: разбавление, механическая составляющая, химическая, физико-химическая и биохимическая очистка. Роль высшей водной растительности, водных животных, насекомых и микроорганизмов в процессах самоочищения водоемов.

Методические рекомендации:

Надо знать, что вода открытых водоемов является естественной средой обитания гидробионтов (водных организмов), которых в зависимости от мест обитания подразделяют на ряд биоценозов: *планктон, бентос, перифитон*.

Планктон населяет толщу воды и состоит из бактерий, простейших, коловраток, низших ракообразных.

Бентос обитает на дне и в толще ила – это бактерии, простейшие, коловратки, личинки насекомых, моллюски.

Перифитон концентрируется на погруженных в воду растениях предметах, трубах и состоит из прикрепленных организмов – это зеленые водоросли, диатомии, ресничные и сосущие инфузории, некоторые виды моллюсков. В экологическую систему водоема входит также и высшая водная растительность.

Следует помнить, что природные водоемы могут загрязняться первичными и вторичными источниками загрязнения: к первичным относятся бытовые и промышленные сточные воды и стоки поверхностных вод с территории водосбора; вторичными источниками являются отмирающие водные организмы.

Нужно иметь в виду, что степень загрязнения водоема оценивается по количеству и характеру присутствующих в воде органических соединений. При этом каждой степени загрязненности соответствует развитие специфических сообществ организмов.

Способность организмов развиваться в среде с тем или иным содержанием органических веществ, называется сапробностью.

Поскольку гидробионты являются весьма чувствительными индикаторами на изменение экологической обстановки, оказалось возможным оценивать степень загрязненности водоема по присутствию в нем организмов известной сапробности.

Поступающие в водоем загрязнения вызывают в нем нарушение естественного равновесия. Способность водоема противостоять этому нарушению, освобождаться от вносимых загрязнений, составляет сущность процессов самоочищения. Самоочищение представляет собой сложный комплекс физических, физико-химических, химических и биохимических явлений, с каждым из которых студент должен ознакомиться.

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое водная экосистема?
2. Какие основные источники и характер загрязнения водоемов?
3. Что такое фотолиз?
4. Как происходит самоочищение водоемов? Какие факторы оказывают наибольшее влияние?

6. Методические рекомендации по подготовке обучающегося к промежуточной аттестации

Учебным планом по дисциплине «Химия воды» предусмотрена следующая форма промежуточной аттестации: **экзамен**.

Промежуточная аттестация направлена на проверку конечных результатов освоения дисциплины.

При подготовке к экзамену целесообразно:

- внимательно изучить перечень вопросов и определить, в каких источниках находятся сведения, необходимые для ответа на них;
- внимательно прочитать рекомендованную литературу;
- составить краткие конспекты ответов (планы ответов).

При повторении материала нежелательно использовать много книг. Основным источником подготовки к экзамену является конспект лекций. Следует запоминать термины и категории, поскольку в их определениях содержатся признаки, позволяющие уяснить их сущность и отличить эти понятия от других. В ходе подготовки обучающимся необходимо обращать внимание не только на уровень запоминания, но и на степень понимания категорий и реальных профильных проблем. Подготовка к экзамену должна в разумных пропорциях сочетать и запоминание, и понимание программного материала. В этот период полезным может быть общение обучающихся с преподавателями по дисциплине на групповых и индивидуальных консультациях.

Подготовку по билету на экзамене надо начинать с того, что помнится лучше всего. Однако, готовясь по одному вопросу, на отдельном листе нужно постоянно кратко записывать и те моменты, которые «всплывают» в памяти и по другим вопросам билета.

Во время экзамена обучающиеся могут пользоваться программой дисциплины, а также, с разрешения экзаменатора, справочной литературой.

По окончании ответа экзаменатор может задать обучающемуся дополнительные и уточняющие вопросы.

Положительным будет стремление обучающегося изложить различные точки зрения на рассматриваемую проблему, выразить свое отношение к ней, применить теоретические знания по современным проблемам.

Вопросы к экзамену:

1. Физико-химические свойства воды и растворов. Физико-химические константы воды. Природные воды: поверхностные и подъемные, их физико-химическая характеристика».
2. Виды и свойства коллоидных систем. Устойчивость коллоидных систем. Коагуляция и седиментация.
3. Микробиологические показатели санитарной оценки качества воды.
4. Оценка качества природных вод. Понятие о ПДК, ЛИВ.
5. Классификация природных вод по химическому составу растворенных в них веществ. Характеристика основных примесей производственных сточных вод различной происхождения.
6. Методы очистки сточных вод, классификация, теоретические основы.
7. Процесс самоочищения водоема и его отдельные компоненты: разбавление, механическая составляющая, химическая, физико-химическая и биохимическая очистка.
8. Определение нитрит-ионов.
9. Определение растворенного кислорода (по Винклеру).
10. Определение хлорид-ионов
11. Определение цветности пробы природной воды фотометрическим методом.
12. Определение иона магния
13. Определение содержания взвешенных веществ.
14. Определение кислотности пробы воды
15. Определение щелочности пробы воды
16. Определение нитрат-ионов.
17. Определение оптимальной дозы минерального коагулянта.
18. Определение перманганатной окисляемости (по Кубелю).
19. Определение содержания ионов аммония в пробе воды.
20. Определение фосфат-ионов в пробе воды.
21. Определение иона кальция
22. Обеззараживание воды: стерилизация и дезинфекция.
23. Анаэробные биохимические процессы в очистке сточных вод. Превращение сложных органических соединений в анаэробных условиях.