МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ Самарской области

Государственное бюджетное профессиональное образовательное

учреждение среднего образования

«Тольяттинский политехнический колледж»

(ГБПОУ СО «ТПК»)

УТВЕРЖДАЮ

Заместитель директора по УМР

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_** Е.Ю. Маркухина

\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 2022

**СБОРНИК**

**Методических указаний**

**для выполнения лабораторно - практических работ**

**по МДК03.01.** **Очистка и контроль качества природных и сточных вод**

**Специальность**  **08.02.04 Водоснабжение и водоотведение**

**Тольятти, 2022**

РАССМОТРЕНО

Старший методист\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_/ Е. Н. Зиновьева /

\_01. 09\_\_\_2022\_\_\_\_.

Методические указания разработаны **Ращепкиной С.Б.,**– преподавателем химии ГБПОУ СО «ТПК»

Введена впервые

Редакция №1 «\_\_\_\_»\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_20\_\_\_г.

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

Сборник методических рекомендаций для выполнения лабораторных и практических работ по по МДК03.01. Очистка и контроль качества природных и сточных водразработан на основе рабочей программы ПМ 03 «Выполнение работ по очистке природных и сточных вод и контролю качественных показателей»

Специальность 08.02.04 Водоснабжение и водоотведение

**СОДЕРЖАНИЕ**

1. Содержание 3
2. Лабораторная работа

Тема: **Изучение устройства микроскопа и правила работы с ним**. 5

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение органолептических показателей качества воды**». 7

1. Лабораторная работа

Тема: «**Строение и свойства коллоидных растворов**». 15

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение pH воды**». 17

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение** **щёлочности воды**». 20

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение кислотности воды**». 22

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение общей жёсткости воды**». 24

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение перманганатной окисляемости**». 28

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение растворённого кислорода в воде**». 30

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение биохимического потребление кислорода**». 32

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение сухого остатка в сточных водах**». 33

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение общего остаточного хлора**». 35

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение концентрации железа в воде**». 37

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение стабильности воды по отношению к бетону**». 39

1. Лабораторная работа

Тема: «**Определение адсорбционной ёмкости активированного угля**». 41

1. Практическая работа

Тема: «**Оценка качества природной воды по заданным показателям**». 45

1. Практическая работа

Тема: «**Оценка качества сточной воды по заданным показателям**». 47

1. Список используемой литературы 50

**Лабораторная работа**

**Тема: «Изучение устройства микроскопа и правила работы с ним»**

**Цель занятия:** Познакомиться с устройством биологического микроскопа, сформировать умения и навыки работы с ним, использовать занятие для закрепления теоретического материала, воспитания трудолюбия и аккуратности в работе.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться микроскопом,уметь его настраивать;
* объяснять наблюдаемые явления;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности;
* основные части микроскопа;

**Приборы и оборудование:** микроскоп, предметные и покровные стекла, готовые препораты.

Устройства микроскопа

Микроскоп состоит из оптических систем и механических частей. Оптическая система предназначена для увеличения изображения предмета. Она включает увеличительную (объектив и окуляр) и осветительную системы (зеркало и конденсатор с ирисовой диафрагмой и откидной линзой).

Объектив представляет собой систему линз, заключенных в трубку. В микроскопах серии «Биолам» используется объектив с увеличением Х3, Х5, Х9, Х10, Х20, Х40, Х60, Х85, Х90. Объективы малого увеличения (Х3, Х5, Х8, Х9) применяются для предварительного осмотра препарата. Объективы среднего увеличения (Х20, Х40, Х60) – для увеличения крупных клеток микроорганизмов. Объективы большого увеличения (Х85, Х90) – иммерсионные – для изучения внутренних структур клеток. Окуляры обычно имеют увеличение Х7, Х10 и Х15. Увеличение объекта и окуляра указано на их оправе. Общее увеличение микроскопа равно произведению увеличений окуляра и объектива.

Осветительное устройство состоит из зеркала и конденсатора. Зеркало имеет полосы и вогнутую поверхность. Обычно при работе зеркало повернуто к свету плоской стороной. Конденсатор состоит из двух линз. Линзы собирают параллельные лучи света, отраженные от зеркала, в один пучок в плоскости исследуемого препарата. Конденсатор укреплен на кронштейне и может передвигаться вверх и вниз с помощью рукоятки. На нижней части конденсатора имеется ирисовая диафрагма, с помощью которой регулируют интенсивность освещения препарата.

Пучок лучей от источника света попадает в зеркало. Отражается через диафрагму конденсатора. Проходит через нее и через исследуемый препарат, и попадает в объектив. Объектив дает увеличенное изображение препарата в плоскости окуляра.

Механическая часть микроскопа состоит из основания и тубусодержателя, на котором укреплены предметный столик, кронштейн конденсатора и зеркало. В верхней части находится головка для насадки с окуляром и револьвер с объективами, предметный столик служит для закрепления на нем исследуемого препарата,

Фокусировка осуществляется при перемещении тубуса с помощью механизма, приводимого в движение двумя винтами – макрометрическими (грубая фокусировка) и микрометрическими (тонкая фокусировка).

**Правила работы с микроскопом:** Сначала ставят объектив с малым увеличением (Х8), и при этом устанавливают наилучшее освещение. Наилучшее освещение достигают неокрашенные препараты для которых применяют суженную диафрагму и опускают конденсатор, при наблюдении окрашенных препаратов – открывают диафрагму и конденсатор.

Затем помещают препарат на предметный столик микроскопа под объектив и укрепляют зажимами. Опускают объектив на (Х8) при помощи макрометрического винта почти до соприкосновения с предметным стеклом на расстояние около 0,5 см от предметного столика. Медленно вращают макровинт против часовой стрелки до появления четкого изображения препарата, после чего наводят на резкость микрометрическим винтом, который вращается в пределах одного оборота макровинта. Поверхность револьвера устанавливается объективом со средним увеличением Х20, Х40 или Х60.

**Ход работы:**

1. изучить устройство микроскопа;
2. сделать рисунок микроскопа с указанием основных частей;
3. познакомиться с правилами работы с микроскопом;
4. ответить на контрольные вопросы;
5. составить отчет;
6. решить кроссворд.

**Контрольные вопросы:**

1. Из каких частей состоит микроскоп?
2. Каково назначение макро- и микрометрического винтов? Как ими пользоваться?
3. Что такое сухие и иммерсионные объективы?
4. Зачем и как используют кедровое масло при работе с иммерсионным объектом?
5. Как устанавливается общее увеличение микроскопа?
6. Как регулировать степень освещенности препарата?
7. Как правильно работать с микроскопом?
8. Почему с одной стороны зеркало плоское, а с другой вогнутое? Когда каким зеркалом пользоваться?

**Лабораторная работа**

**Тема: «Определение органолептических показателей качества воды»**

**Цель работы**: Определить мутность, цветность, температуру, вкус и запах исследуемой воды.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* проводить опыты, характеризующие свойства воды;
* объяснять наблюдаемые явления;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* органолептические показатели качества природной воды ;

**Приборы и оборудование**: фотоколориметр КФК-3-01, кюветы толщиной 5 см, водяная баня, колбы плоскодонные 250 см3 с притертыми пробками, часовое стекло, колбы мерные 100 см3, пипетки объемом 1, 2 и 5 см3, цилиндр с нижним краном,

термометр.

**Краткая теория**

Вода в природе нигде не встречается в виде химически чистого вещества. Под физико-химическим составом природных вод понимают весь сложный комплекс растворенных газов, ионов, взвесей и коллоидов минерального и органического происхождения.

Состав примесей, как в природной, так и в сточной воде имеет решающее значение для выбора способа ее очистки. Все примеси, присутствующие в воде можно разделить на взвешенные и растворенные, растворенные, в свою очередь, подразделяют на органические вещества, главные ионы, микроэлементы, биогенные вещества и растворенные газы. Каждый из перечисленных компонентов способен придавать воде те или иные свойства.

**Температура**

Температура природных вод зависит от их происхождения. Воды подземных источников отличаются большим постоянством температуры, причем с увеличением глубины залегания вод сезонные колебания температуры уменьшаются. Температура вод открытых водоемов (рек, прудов) претерпевает значительные изменения, связанные с нагревом и остыванием водоемов.

Помимо сезонных изменений температура воды в отдельных местах открытых водоемов может меняться вследствие процессов гниения и поступления в водоемы сточных или подземных вод.

Оптимальная температура воды для питьевых целей 7-11°С. Такая вода имеет наиболее приятных освежающий вкус.

**Запах и вкус**

*Свойство воды вызывать у человека и животных специфическое раздражение слизистой оболочки носовых ходов определяется вкусом и (или) запахом.* Запах воды характеризуется интенсивностью, которую измеряют вбаллах. Запах воды вызывают летучие пахнущие вещества, поступающие в воду в результате процессов жизнедеятельности водных организмов, при биохимическом разложении органических веществ, при химическом взаимодействиисодержащихся в воде компонентов, а также с промышленными, сельскохозяйственными и хозяйственно-бытовыми сточными водами.

Наличие запахов и привкусов обусловлено присутствием растворенных в воде газов, минеральных солей, органических веществ, жизнедеятельностью микроорганизмов.

Запах воды может иметь природное (болотный, гнилостный, землистый, сероводородный и др.) и искусственное (ароматический, хлорный, фенольный, хлорфенольный, нефтяной и др.) происхождение. Характер вкуса или привкуса определяют ощущением воспринимаемого вкуса или привкуса. Различают четыре основных вида вкуса: соленый, кислый, сладкий, горький. Все другие виды вкусовых ощущений называют привкусами.

Как правило, с повышением температуры запахи и привкусы усиливаются. Вода, используемая для питья, не должна иметь при температуре 60 °С оценку более 2 баллов [1]. Запахи и привкусы определяют опытные лаборанты органолептически, поэтому данная оценка достаточно субъективна.

Для количественной оценки запаха и вкуса используют 5-балльную шкалу (таблица 1).

Таблица 1 – Оценка интенсивности запаха и вкуса воды

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Оценка интенсивности****запаха и вкуса, баллы** | **Интенсивность****запаха и вкуса** | **Характер проявления запаха и вкуса** |
| 0 | никакого | отсутствие |
| 1 | оченьслабый | не замечаемый потребителем, но обнаруживаемый специалистом |
| 2 | слабый | обнаруживаемый потребителем, если обратить на это внимание |
| 3 | заметный | легко обнаруживаемый, может быть причиной того, что вода неприятна для питья |
| 4 | отчетливый | обращающий на себя внимание, может заставить воздержаться от питья |
| 5 | оченьсильный | настолько сильный, что делает воду непригодной для питья |

**Прозрачность**

Прозрачность (или светопропускание) природных вод обусловлена их цветом и мутностью, т.е. содержанием в них различных окрашенных и взвешенных органических и минеральных веществ.

Воду в зависимости от степени прозрачности условно подразделяют на прозрачную, слабоопалесцирующую, опалесцирующую, слегка мутную, мутную, сильно мутную. Мерой прозрачности служит высота столба воды, при которой можно наблюдать опускаемую в водоем белую пластину определенных размеров (диск Секки) или различать на белой бумаге шрифт определенного размера и типа (как правило, шрифт средней жирности высотой 3,5 мм, шрифт Снеллена). Результаты выражаются в сантиметрах с указанием способа измерения. Минимально допустимая прозрачность питьевой воды – не менее 30 см по шрифту Снеллена. Вода с прозрачностью от 20 до 30 см – слабо мутная, от 10 до 20 см – мутная, до 10 см – очень мутная. Ослабление интенсивности света с глубиной в мутной воде приводит к большему поглощению солнечной энергии вблизи поверхности. Появление более теплой воды у поверхности уменьшает перенос кислорода из воздуха в воду, снижает плотность воды, стабилизирует стратификацию. Уменьшение потока света также снижает эффективность фотосинтеза и биологическую продуктивность водоема. Определение прозрачности воды – обязательный компонент программ наблюдений за состоянием водных объектов. Увеличение количества грубодисперсных примесей и мутности характерно для загрязненных и эвтрофных водоемов.

**Цветность**

Цветность является важным физико – химическим показателем качества питьевой воды, от которой зависят ее органолептические свойства. Цветность воды обычно обусловлена присутствием окрашенного органического вещества (главным образом гуминовых и фульвовых кислот, связанных с гумусом почвы). На цветность воды сильно влияет присутствие железа и других металлов в виде естественных примесей или в качестве продуктов коррозии. Количество этих веществ зависит от геологических условий, водоносных горизонтов, характера почв, наличия болот и торфяников в бассейне реки и т.п.

Цветность может быть обусловлена загрязнением источника водоснабжения

промышленными стоками, что может служить первым признаком возникновения опасной ситуации.

Цветностью называется условно принятая количественная характеристика для описания цвета природной и питьевой воды, имеющей незначительную естественную окраску. Цветность является косвенным показателем

количества содержащихся в воде растворенных органических веществ. Измерение цветности природных вод необходимо для правильного выбора технологии водоподготовки.

Различают "истинный цвет", обусловленный только растворенными веществами, и "кажущийся" цвет, вызванный присутствием в воде коллоидных и взвешенных частиц, соотношения между которыми в значительной мере определяются величиной pH.

Цветность воды выражается в градусах цветности. Цветность природных вод колеблется от единиц до тысяч градусов. Предельно допустимая величина цветности в водах, используемых для питьевых целей, составляет 35 градусов по платиново-кобальтовой шкале и 20 градусов по хром-кобальтовой шкале [1].

Высокая цветность воды ухудшает ее органолептические свойства и оказывает отрицательное влияние на развитие водных растительных и животных организмов в результате резкого снижения концентрации растворенного кислорода в воде, который расходуется на окисление соединений железа и гумусовых веществ.

Цветность воды определяют визуально (путем сравнения окраски испытуемой воды с водой известной цветности), а также колориметрическим методом [2]. Последний метод анализа основан на сравнении интенсивности двух световых потоков (сфиксированной длиной волны), прошедших через стандартный и исследуемый раствор. Если через сосуд, заполненный раствором, пропустить поток белого света с интенсивностью I0, то из сосуда выйдет поток с интенсивностью I, которая будет меньше первоначальной. Ослабление светового потока I0 связано с его отражением, рассеянием и поглощением света. За меру интенсивности окраски принимают оптическую плотность D, которая представляется как логарифм отношения интенсивности падающего света I0 к интенсивности света I, прошедшего через раствор. Оптическая плотность связана с концентрацией раствора c и толщиной его слоя l соотношением, которое носит название закона Бугера-Ламберта-Бера (рис. 6):

где α – коэффициент поглощения света;

с – концентрация вещества в растворе;

*l* – толщина слоя раствора

**Мутность**

Мутность – показатель, характеризующий уменьшение прозрачности воды в связи с наличием неорганических и органических тонкодисперсных взвесей. Причиной мутности воды может быть наличие в ней песка, глины, неорганических соединений, а также органических примесей или живых существ, например фито- или зоопланктона. Также причиной может быть присутствие в воде окисленных кислородом воздуха соединений железа и марганца. Мутность воды повышается при дождях, паводках, таянии ледников, как правило, зимой уровень мутности в водоёмах наиболее низкий, весной и вовремя летних дождей наиболее высокий.

Качественное определение мутности проводят описательно: слабая опалесценция, опалесценция, слабая, заметная и сильная муть.

Мутность воды определяют фотометрически [3] (по ослаблению проходящего через пробу света). Результаты измерений выражают в мг/дм3 (при использовании основной стандартной суспензии каолина) или в ЕМ/дм3 (единицы мутности на дм3 при использовании основной стандартной суспензии формазина); 1,5 мг/дм3 каолина соответствует 2,6 ЕМ/дм3 формазина.

В соответствии с гигиеническими требованиями к качеству питьевой воды мутность не должна превышать 1,5 мг/дм3 по каолину [1].

**Ход работы**

1**. Определение температуры**

Температуру воды определяют в отобранной пробе или непосредственно в водоеме. Для измерения применяют лабораторный ртутный термометр с ценой деления 0,1°С.

Термометр должен оставаться в воде не менее 5 мин. По истечении этого срока делают отсчет показания термометра, причем мениск ртути в термометре должен находиться на уровне глаз.

2. **Определение запаха и вкуса**

В колбу вместимостью 250 см3 залить 100 см3 испытуемой воды с температурой 20°С. Колбу закрыть пробкой, содержимое колбы несколько раз перемешивают вращательными движениями, после чего колбу открыть и определить характер и интенсивность запаха.

Затем определить интенсивность запаха при 60°С. В колбу залить 100 см3 испытуемой воды. Горлышко колбы накрыть часовым стеклом и подогреть на водяной бане до 50-60°С. Содержимое колбы несколько раз перемешать вращательными движениями. Сдвигая стекло в сторону, быстро определить характер и интенсивность запаха. В обоих случаях оценить интенсивность запаха по пятибалльной шкале,значения записать в таблицу.

Для определения вкуса и привкуса испытуемую воду набрать в рот малыми порциями, не проглатывая, задержать 3-5 с. Интенсивность вкуса и привкуса определить при 20°С, оценить по пятибалльной шкале вкуса и записать значение в таблицу.

3. **Определение цветности**

Определение цветности начинается с подготовки оптических кювет. Наружные и внутренние поверхности кювет тщательно очищают этиловым спиртом и сушат на воздухе.

Качество очистки оптических кювет контролируют следующим образом: две кюветы заполняют дистиллированной водой и измеряют значение оптической плотности или коэффициента пропускания одной кюветы относительно другой, при этом измерения по хром-кобальтовой шкале проводят при длине волны 380 нм. Значение относительной оптической плотности должно составлять (0,000 ± 0,002). При неудовлетворительных результатах контроля очистку кювет повторяют или заменяют кюветы.

Пробу анализируемой воды фильтруют через мембранный фильтр. Подготовленную пробу помещают в кювету толщиной 5 см и измеряют оптическую плотность при длине волны 380 нм относительно дистиллированной воды (холостая проба). Цветность воды определяют по градировочному графику.

Если цветность анализируемой воды превышает 70 градусов, исходную пробу воды разбавляют дистиллированной водой. Цветность воды определяют по градировочному графику.

Если цветность анализируемой воды превышает 70 градусов, исходную пробу воды разбавляют дистиллированной водой. Цветность анализируемой пробы воды рассчитывают по формуле:

y = yр·Кр,

где yр – значение цветности разбавленной воды, град.;

Кp – кратность разбавления

**4. Определение мутности**

В кювету с толщиной поглощающего света слоя 5 см вносят хорошо взболтанную испытуемую пробу и измеряют оптическую плотность при длине волны 530 нм. Если цветность исследуемой воды не превышает 10 градусов, то раствором сравнения служит дистиллированная вода. Если цветность воды превышает 10 градусов, то в качестве раствора сравнения служит испытуемая вода, из которой удалены взвешенные вещества фильтрованием через фильтр «синяя лента».

Содержание мутности в мг/дм3 определяют по градировочному графику.

**Форма отчета**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № пробы | Температура вода,°С | Запах,балл | Вкус,балл | Мутность,мг/дм3 | Цветность, град |
| 1 |  |  |  |  |  |
| … |  |  |  |  |  |
| N |  |  |  |  |  |

**Вопросы**

1. Какие физические показатели воды определяют ее качество?

2. Назовите величину допустимого значения цветности и мутности для питьевой воды?

3. Как оценивается вода по запаху и вкусу?

4. Дайте определение закона Бугера-Ламберта-Бера.

5. В чем сущность колориметрического анализа?

6. Дайте определение показателей цветности и мутности для воды.

7. Чем может быть обусловлено повышение мутности воды? В какие периоды года это наблюдается?

8. Чем может быть обусловлено повышение цветности воды?

9. Какими методами определяется цветность и мутность?

10. Дайте определение прозрачности воды.

**Лабораторная работа**

**Тема: «Строение и свойство коллоидных растворов».**

**Цель работы:** практически изучить свойства коллоидных растворов.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* проводить опыты, характеризующие свойства коллоидных растворов;
* объяснять наблюдаемые явления;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* понятие о дисперсных системах;
* свойства коллоидных растворов.

**Оборудование:** стакан, штатив с пробирками, лазерная указка.

**Химические реактивы:** дистиллированная вода, растворы: AgNO3, NaCl, СuSO4, КОН.

**Краткая теория**:

 Любая дисперсная система состоит из дисперсной среды(сплошной фазы) и частиц дисперсной фазы, распределённых в этой среде, причём дисперсная фаза может представлять собой смесь частиц различной природы.

 Гетерогенность (многофазность) представляет собой признак, указывающий на наличие межфазной поверхности (поверхностного слоя). Гетерогенность обуславливает характерные особенности дисперсных систем, являясь, таким образом, первичным признаком объектов коллоидной химии.

 Дисперсность (раздробленность) – второй признак объектов коллоидной химии – определяется и геометрией частиц дисперсной фазы.

В отличие от гетерогенности дисперсность является количественным признаком, для характеристики которого используют следующие параметры.

 Пример получения гидроксида алюминия.

Известно, что при добавлении гидроксида натрия к водному раствору хлорида алюминия образуется белый осадок Al(OH)3:

AlCl3 + 3NaOH → Al(OH)3↓ + 3NaCl

т.е. из истинного раствора соли и основания получается дисперсная система, где в качестве дисперсной фазы выступает гидроксид алюминия. В избытке гидроксида натрия протекает другая реакция с образованием растворимого алюмината, при этом система остаётся истинным раствором:

Al(OH)3 + NaOH + Н2О→ Na[Al(OH)4(Н2О)2]

Процесс гидролиза различных солей может приводить к образованию коллоидных растворов нерастворимых гидроксидов или кислот; так получают, например, золь гидроксида железа(III), имеющий следующее строение:

{ m [Fe(OH)3] ∙ n [Fe(OH)2]+∙ (n-x)Cl−}x+ ∙ x Cl−

**Ход работы:**

**Опыт №1:** Получение коллоидного раствора

1. В пробирку налить 2 мл раствора AlCl3 и прилить 2 мл раствора аммиака.
2. Описать и объяснить наблюдаемые явления.

**Опыт №2:** Получение золя AgCl, изменение знака коллоида.

1. В пробирку налить 5 мл раствора AgNO3 и добавить по каплям раствор NaCl.
2. Во вторую пробирку налить 5 мл раствора NaCl и добавить по каплям раствор AgNO3.
3. В третью пробирку налить 3 мл отрицательного заряженного золя и осторожно прибавить 3 мл положительно заряженного золя.
4. Описать и объяснить наблюдаемые явления.

**Опыт №3:** Оптические свойства коллоидных растворов

1. В стакан прилить 10 мл СuSO4 и 10 мл КОН. В другой стакан налить раствор СuSO4. Поставить стаканы в тёмное место и пропустить сбоку лазерный луч.

**III Задание:**

1 Напишите уравнение химических реакций:

а) взаимодействия AlCl3 и КОН;

б) взаимодействия AgNO3 и NaCl;

в) взаимодействия СuSO4 и КОН.

2 Написать формулы строения золя:

I вариант: AgNO3 + NaCl →

 (в изб)

II вариант AgNO3 + NaCl →

 (в изб)

III вариант СuSO4 + КОН →

 (в изб)

**IV Вывод:**

Сделать выводы о происходящих процессах.

**Контрольные вопросы:**

1. В чем отличие гомогенных систем от гетерогенных?
2. Что такое степень дисперсности?
3. В чем отличие коллоидных растворов от истинных?
4. Поясните понятие «мицелла», «частица», «адсорбционный слой», «диффузный слой».
5. Какие факторы способствуют устойчивости коллоидных растворов, при каких условиях обеспечивается их коагуляция?

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: Определение pH воды.**

**Цель:** Сформировать представление о сущности потенциометрического метода анализа и применение его в технохимическом контроле.

В результате изучения темы студент должен

**Знать:**

* Сущность потенциометрического метода анализа, правила работы с pH-метром.

**Уметь:**

* Работать с pH-метром.

**Оборудование и реактивы:** pH-метр (pH-121 или другой марки), электроды типа ЭВЛ, ЭСЛ, буферные растворы с различным значением pH, растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, хлорида натрия, карбоната натрия, мерные колбы, стаканы, бюретки.

**Краткая теория:**

Потенциометрический метод основан на измерении электродного потенциала, величина которого зависит от концентрации (точнее активности) потенциалопределяющего компонента раствора. Возникновение электродного потенциала связано с электрохимическим процессом, происходящим на границе раздела металл-раствор. Зависимость равновесного потенциала от активности компонентов описывается уравнением Нернста:

Е ок/вос = Ео ок/вос + 0,059/n lg аок / авос  − формула 1

где Е ок/вос – стандартный потенциал редокс-системы.

 n – число электронов, принимающих участие в реакции

аок , авос – активности соответственно окисленной и восстановленной форм редокс-системы, моль/л

Уравнение Нернста для стеклянного pH-электрода при 25 oC имеет вид:

Е ст.эл. = Е ост.эл. – 0,059 pH − формула 2

Из этого уравнения следует, что потенциал стеклянного pH-электрода линейно зависит от pH раствора. Интервал pH, в котором стеклянный электрод функционирует как водородный электрод, составляет обычно 0,5-12.

**Ход работы:**

1. Подготовить прибор к работе.
2. Провести настройку прибора по одному или двум стандартным буферным растворам (табл. 1).

Проверку показаний прибора следует проводить после 30-минутного прогрева прибора. Подключить электроды к pH-метру. Перед погружением в буферный раствор электроды необходимо тщательно промыть дистиллированной водой, удалив остатки воды с электродов фильтровальной бумагой.

|  |  |
| --- | --- |
| Стандартный буферный раствор | pH при 25 oC |
| 0,05М раствор тетраоксалата калия KHC2O4**·**H2C2O4**·**2H2O | 1,68 |
| 0,025М раствор дигидрофосфата калия KH2PO4 0,025М раствор гидрофосфата натрия Na2HPO4 | 6.86 |

Настройка прибора проводится в следующем порядке:

1. Налить в стакан один из буферных растворов (например, с pH = 1,68) и опустить в него электроды;
2. Произвести установку температуры раствора;
3. Включить прибор на соответствующий диапазон измерения pH;
4. Соответствующей ручкой (например, для pH-121 – ручкой «калибровка») установить стрелку прибора на отметку, соответствующую значению pH буферного раствора при данной температуре (pH = 1,68);
5. Проверить показания прибора по другому буферному раствору. В случае отклонения значения, показывающего от значения pH раствора более, чем на 0,05 pH, ручкой «крутизна» скорректировать показания прибора. После выполнения этих операций прибор готов к работе.
6. Определить pH нескольких растворов (кислоты, соли, основания, буферного раствора). Проверить результат у преподавателя. Рассчитать значение pH (для этих расчетов преподаватель даёт концентрацию раствора). Перед каждым погружением в раствор электроды тщательно промывают дистиллированной водой и осторожно удаляют избыток воды фильтровальной бумагой.

**Окончание работы.**

 После того, как работа окончена, электроды промывают дистиллированной водой и помещают в стаканчик, для проведения определений, в который заливают дистиллированную воду, pH-метр выключают из сети.

**Контрольные вопросы:**

1. Что понимают под определением ph ?
2. Для чего используют буферные растворы?
3. Какое значение рН имеют природные воды?
4. Какое значение рН имеет питьевая вода?

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение** **щёлочности воды».**

**Цель работы:** познакомить с методикой определения щёлочности природной воды.

 В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* титровать исследуемые растворы;
* производить расчёты;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

 **знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* сущность метода определения.

**Оборудование:** штатив, бюретка, мерный цилиндр, колбы на 250мл.

**Химические реактивы:** раствор Н2SO4 0.1Н. Индикаторы: фенолфталеин, метилоранж.

**Краткая теория**

 Щёлочность природных и сточных вод обусловлена присутствием анионов ОН– оснований, диссоциацией воды и продуктов гидролиза средних и кислых солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами – гидрокарбонаты, карбонаты, гидросиликаты, гидросульфиды и т.п. активная щёлочность равна величине рОН.

 Щёлочность определяется нейтрализацией компонентов воды сильными кислотами. Щёлочность природных вод в основном обусловлена наличием гидрокарбонатов, и рН природных вод не превышает 8.3.

 Количество раствора кислоты, израсходованное до достижения рН = 8.3, эквивалентно свободной щёлочности.

 Количество раствора кислоты, израсходованное до достижения рН = 4.5, эквивалентно общей щёлочности.

 Если рН воды меньше 4.5, то её щёлочность равна 0.

**Ход работы:**

1. Отмерить цилиндром 100 мл исследуемой воды и перенести в колбу на 250 мл для титрования;
2. В каждую пробу добавить по 4 – 5 капель индикатора фенолфталеина;
3. Бюретку заполнить 0.1Н раствором Н2SO4 0.1Н;
4. Титровать раствор до обесцвечивания;
5. Объёмы пошедшие на титрование по фенолфталеину записать и рассчитать среднее значение;
6. К этому же раствору добавить 4 – 5 капель метилоранжа;
7. Продолжить титровать раствор до перехода окраски из жёлтой в оранжевый цвет;
8. Отметить общее количество кислоты в мл, пошедшее на титрование и по фенолфталеину и по метилоранжу.

**Расчёты:**

**1 Свободную щёлочность (Ф) рассчитывается по формуле (1):**

 , (формула 1)

Где а – объём 0.1Н раствора Н2SO4, израсходованный на титрование по фенолфталеину, мл;

 К – поправочный коэффициент (равный 1);

 V – объём пробы, взятой для титрования, мл.

**2 Общую щёлочность (М) в мг-экв/л рассчитывается по формуле (2):**

 , (формула 2)

Где b – объём 0.1Н раствора Н2SO4, израсходованный на титрование и по фенолфталеину, и по метилоранжу, мл;

 К – поправочный коэффициент (равный 1);

 V – объём пробы, взятой для титрования.

**По результатам расчётов сделать выводы.**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение кислотности воды».**

**Цель работы:** познакомить с методикой определения кислотности воды.

 В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* титровать исследуемые растворы;
* производить расчёты;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

 **знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* сущность метода определения;

**Оборудование:** штатив, бюретка, пипетки, мерный цилиндр, колбы на 250мл.

**Химические реактивы:** раствор NaOH (KOH) 0.1Н. Индикаторы: фенолфталеин, метилоранж.

**Краткая теория**:

Ионы Н3О+, обусловливающие кислотность воды, образуются при диссоциации свободных сильных или слабых кислот, некоторых кислых солей гидросульфата натрия и гидролиза солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами. Общую кислотность раствора – концентрацию ионов Н3О+ определяют методом нейтрализации. Нейтральным должно считать раствор в котором [Н3О+]=[ОН–] .

Активная кислотность раствора характеризуется показателем рН. При неполной диссоциации кислоты или частичном гидролизе соли концентрация свободных ионов Н3О+ не соответствуют концентрации водородных ионов, которые могут вступать в реакцию нейтрализации, что является причиной неточности аналитических определений в технологии очистки воды.

Концентрация реально присутствующих ионов Н3О+ в растворе – активная кислотность – составляет часть кислотности растворов и может быть рассчитана только по формулам – аналитическим определением получена быть не может.

Общая кислотность превышает активную кислотность, и только в растворах очень сильных кислот величины оказываются близкими по значению.

В природных водах кислотность определяется содержанием растворённого СО2, гуминовых и других органических кислот. В промышленных сточных водах кислотность определяется содержанием свободных кислот или их кислых солей. Кислотность воды определяется титрованием её раствором щёлочи (NаОН или КОН).

Количество раствора щёлочи, израсходованное до получения рН = 4.5, и ниже соответствует свободной кислотности.

Количество, израсходованное до получения рН = 8.3, соответствует общей кислотности.

Если рН анализируемой воды 8.3, то её кислотность равна нулю.

**Ход работы:**

**1 Определение свободной (активной ) кислотности:**

1. В 3 колбы отобрать по 100 мл исследуемой воды;
2. В каждую пробу добавить по 4 – 5 капель индикатора метилоранжа;
3. Бюретку заполнить 0.1Н раствором щёлочи;
4. Титровать раствор до появления жёлтой окраски (титрование провести три раза);
5. Объёмы пошедшие на титрование записать и рассчитать среднее значение

**2 Определение общей кислотности:**

1. В 3 колбы отобрать по 100 мл исследуемой воды;
2. В каждую пробу добавить по 4 – 5 капель индикатора фенолфталеина;
3. Бюретку заполнить 0.1Н раствором щёлочи;
4. Титровать раствор до появления розовой окраски (титрование провести три раза);
5. Объёмы пошедшие на титрование записать и рассчитать среднее значение

**Расчёты:**

**1 Свободную (активную) кислотность рассчитывается по формуле (1):**

 , где (формула 1)

Где а – объём 0.1Н раствора щёлочи, израсходованный на титрование по метилоранжу, мм;

 К – поправочный коэффициент (равный 1);

 V – объём пробы, взятой для титрования.

**2 Общая кислотность рассчитывается по формуле (2):**

 , где (формула 2)

Где b – объём 0.1Н раствора щёлочи, израсходованный на титрование по фенолфталеину, мм;

 К – поправочный коэффициент (равный 1);

 V – объём пробы, взятой для титрования.

**По результатам расчётов сделать выводы.**

**ЛАБОРАТОРНАЯРАБОТА**

**Тема: «Определение общей жёсткости воды»**

**Цель работы:** количественное определение общей водопроводной воды.

**Оборудование и реактивы:** бюретка, пипетка, колбы, трилон Б, вода, индиаторы.

В результате проведения лабораторной работы студент должен:

**Знать:**

* сущность метода определения
* правила техники безопасности при проведении работ

**Уметь:**

* проводить эксперимент
* работать с оборудованием и реактивами
* производить расчёты
* делать выводы по результатам.

**Краткая теория:**

Жёсткость воды обусловлена наличием в ней солей, кальция и магния.

Различают временную (карбонатную), постоянную (некарбонатную) и общую жёсткость.

Карбонатная жёсткость **Жк** характеризуется наличием гидрокарбонатов кальция Са(НРО4)2 и магния Mg(НРО4)2.

Некарбонатная жёсткость **Жн** характеризуется содержанием сульфатов, хлоридов и других солей калия и магния.

Общая жесткость складывается из суммы карбонатной и некарбонатной жёсткостей и определяется по формуле:

Жо = Жк + Жн

Жёсткость воды выражают в милимолях эквивалентов или мг-эквивалентов на литр воды. Жёсткость, равная 1 ммоль/л (1мг-эк/л), соответствует содержанию 20,04 мг ионов кальция или 12,16 мг ионов магния.

Природные воды классифицируют по жёсткости от очень мягких до очень жёстких:

таблица 1

|  |  |
| --- | --- |
| Вода  | Жёсткость, ммоль/л |
| Очень мягкая | 0,0 – 1,5  |
| Мягкая  | 1,5 – 3,0 |
| Мало жёсткая  | 3,0 – 4,5 |
| Средне жёсткая | 4,5 – 6,5 |
| Жёсткая | 6,5 – 11,0 |
| Очень жёсткая | Более 11,0 |

 ***Сущность метода:***

В аналитической химии для объёмных определений различных катионов применяют органические реактивы, получившие название комплексонов. Комплексоны представляют собой аминополикарбоновые кислоты или их соли. Наиболее часто применяют комплексон III (трилон Б) – двузамещённая натриевая соль этиленаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА):

Комплексон III образует прочные растворимые внутрикомплексные соли со многими металлами. При этом металл замещает атомы водорода карбоксильных групп – СООН, а так же связывается координатной связью с атомами азота.

Одним из практически возможных применений трилона Б является определение общей жёсткости воды, то есть общего содержания в ней солей кальция и магния. В качестве индикатора применяется краситель эриохром черный Т (хромоген чёрный), дающий с ионами Са2+ и Mg2+ растворимые комплексы вино-красного цвета. Комплексы эти менее устойчивы, чем комплексы те же металлов с комплексоном III. В точке эквивалентности винно-красная окраска изменяется на синюю вследствие накопления в растворе анионов индикатора. Если последний схематически изобразить Н2Jnd, то протекающие процессы можно представить в следующем виде:

 Н2Jnd = 2Н++ Jnd -2

Темно – лиловый синий

Са +2 + Jnd-2 = СаJnd

 Синий винно-красный

СаJnd + Na[Н2Еdta] = Na[СаЕdta]+ Jnd -2 + 2Н+

Винно-красный бесцветный бесцветный синий

Чувствительность комплексонометрического определения жёсткости воды составляет 1мкг-экв/л. Определению мешают ионы Fe+2, Zn+2,Mn+2.

**Ход работы**:

Приготовление и установка титра рабочего раствора трилона Б.

При определении общей жёсткости воды обычно применяют 0,1н раствор трилона Б, которые готовят из фиксанала. Титр полученного раствора проверяют по раствору соли магния, точно известной концентрации. Массу навески рассчитать по формуле:

m = C · Мэ · V

где С – нормальная концентрация, моль/л;

Мэ – эквивалентная молярная масса, г/моль;

V – объём раствора, л;

Навеску взвешивают на аналитических весах, переносят в мерную колбу, до метки доводят дистиллированной водой.

Для установления титра рабочего раствора в бюретку заливают раствор трилона Б.

В три конические колбы отбирают по 10 мл исходного раствора соли магния, приливают 5 мл аммиачно-буферной смеси и добавляют 20-30 мг индикатора эрихрома чёрного.

Тируют до перехода винно-красной окраски в синюю. Красноватый оттенок должен исчезнуть полностью. Если есть сомнения, следует ли закончить титрование, сделать отсчёт по бюретки и добавьте ещё одну каплю трилона Б. Если при этом окраска изменится , то титрование не закончено.

Полученные результаты титрования записывают в таблицу 2. средний объём трилона Б, пошедший на титрование соли магния, находят как среднее арифметическое.

Концентрацию трилона Б рассчитайте по закону эквивалентов:

C1V1 = C2V2

Где C1V1 – нормальная концентрация и объём трилона Б;

 C2V2 – нормальная концентрация и объём соли магния.

Определение жёсткости воды.

В три конические колбы отберите пипеткой по 20 мл водопроводной воды.

Прилейте 5 мл аммиачно-буферной смеси.

Добавьте 20-30 мг индикатора эрихром чёрного. Титрование трилоном Б ведут до перехода винно-красной окраски в синюю.

Результаты титрования записывают в таблицу 2.



Где V1 – средний объём трилона Б, пошедший на титрование, мл

 C1 – нормальная концентрация трилона Б;

 V2 – объём пробы воды, мл.

таблица 2

|  |  |
| --- | --- |
| V1 (трилона Б), мл | V2 (сульфата магния), мл |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |

По результатам вычислений сделать выводы.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение перманганатной окисляемости».**

**Цель работы:** определить концентрацию кислорода, расходуемого окислителем.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* готовить растворы заданной концентрации;
* титровать растворы;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* сущность метода определения;
* показатель перманганатная окисляемость.

**Оборудование:** колбы на 250 мл, бюретка, пипетка на 10 мл, мерный цилиндр, плита электрическая.

**Химические реактивы:** вода (водопроводная), вода (дистиллированная), раствор Н2С2О4 0.01н, раствор Н2SО4, раствором КМnО4 0.01н..

**Краткая теория**:

 Перманганатная окисляемость – обобщённый показатель, характеризующий содержание в воде легкоокисляемых органических и некоторых неорганических соединений (нитриты, сульфиты, железо двухвалентное). Под окисляемостью понимают количество кислорода, эквивалентное расходу перманганата калия.

Артезианские воды имеют обычно окисляемость, не превышающую 1 – 2 мг/л, тогда как в поверхностных водоисточниках её значение может достигать 10 – 12 мг/л.

Повышение окисляемости в водоисточнике служит показателем его загрязнения.

**Ход работы:**

1. Бюретку заполнить раствором КМnО4 0.01н.
2. В 3 колбы на 250 мл отобрать по 100 мл воды (водопроводной), добавить 10 мл раствора Н2С2О4 0.01н и 2 мл раствора серной кислоты.
3. Полученный раствор нагреть не доводя до кипения и титровать горячим до бледно-розового цвета (от одной капли).
4. Провести 3 параллельных титрования, записав V1, V2, V3 растворов КМnО4, пошедших на титрование.
5. С помощью расчётов уточнить концентрацию КМnО4.
6. Повторить весь ход работы, но в качестве пробы, взяв 100 мл воды (дистиллированной).
7. Определить количество кислорода эквивалентно количеству расхода окислителя (перманганатную окисляемость).

**Расчёты:**

N **(**КМnО4) \* V (КМnО4) = N (Н2С2О4) \* V (Н2С2О4)

)

 – поправочный коэффициент

 ,

где а – объём (мл) КМnО4 0.01н.полученный на титровании водопроводной аоды;

 в – объём (мл) КМnО4 0.01н . пошедший на титрование дистиллированной воды

 К– поправочный коэффициент;

 V – объём пробы (мл);

 8 – эквивалент кислорода;

 0,01 – концентрация Н2С2О4.

**Вывод:**

Сделать вывод по полученным результатам, если ПДК (перманганатной окисляемости) равен 5 мг/дм3.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение растворённого кислорода в воде».**

**Цель работы:** изучить методы определения концентрации кислорода в воде.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* готовить растворы заданной концентрации;
* титровать растворы;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* сущность метода определения;
* санитарно-гигиенические требования, предъявленные к питьевой воде.

**Оборудование:** склянкa емкостью 200-250 мл с очень узким горлышком, колба коническая, бюретка, пипетка, мерный цилиндр.

**Химические реактивы:** вода из-под крана, раствор хлористого марганца или сульфата марганца, смесь едкого натра с йодистым калием, соляная кислота, раствор гипосульфита 0,01н, крахмал.

**Краткая теория**:

 Содержание кислорода в поверхностных водоёмах определяется поступлением его из воздуха и зависит от времени года, глубины водоёма, условий аэрации, жизнедеятельности водных макро- и микроорганизмов.

 Снижение концентрации кислорода – это результат появления в водоёме органических соединений. В природных слоях кислорода меньше вследствие потребления при деструкции донных отложений. Максимум кислорода в прудах, озёрах наблюдается летом в период фотосинтеза растительных организмов; зимой содержание кислорода в воде резко уменьшается вследствие затруднения аэрации под ледовым покрытием и поступления практически только подземных вод, почти не содержит кислорода. Растворённый в воде кислород придаёт ей освежающий вкус. Благодаря высокой химической активности кислород усиливает коррозию металлов.

**Cyщность метода:**

Определение кислорода в воде основано на взаимодействии NaOH и MnCl2  в воде.

МnCl2 + NaOH →2NaCl + Mn(OH)2

при наличии в воде кислорода происходит реакция:

2Mn(OH)2 + О2 → 2Mn(OH)3

при добавлении в воду соляной кислоты:

Mn(OH)3 +3 НСl → МnCl3 + 3H2O

MnCl3  соединение не устойчивое, поэтому:

2МnCl3→2МnCl2 + Cl2

при добавлении к жидкости КJ :

2КJ +Сl2 → 2 КСl + J2

Выделившейся йод определяют титрованием тиосульфатом натрия.

**Ход работы:**

1. Склянкой емкостью 200-250 мл с очень узким горлышком берут пробу воды из крана. Воду необходимо брать так, чтобы не оставалось ни одного пузырька воздуха. Затем приступают к фиксации кислорода. Для этого в воду пипеткой (для каждого раствора отдельной) вносят 1 мл раствора хлористого марганца или сульфата марганца и 1 мл смеси едкого натра с йодистым калием. Указанные растворы выливают из пипеток в нижний слой пробы. Склянку закрывают, содержимое тщательно взбалтывают и в тёмное место на 10мин для оседания осадка.

2. После этого пипеткой вносят на дно 2 мл концентрированной соляной кислоты. Склянку закрывают, содержимое вновь взбалтывают.

3. Мерным цилиндром из склянки берут 50 мл испытуемой жидкости, переливают ее в колбу и титруют 0,01 н. раствором гипосульфита до появления светло-желтого окрашивания жидкости, хорошо заметного на белом фоне бумаги, лежащей под колбой. Затем в смесь добавляют 2 мл крахмала, отчего она становится темно-синей, и титруют до осветления.

**Расчёты:**

Концентрация кислорода рассчитывается по формуле (1):

 , (формула 1)

где М – эквивалент кислорода (равный 8);

 Ст  - концентрация тиосульфата натрия (0.01н);

 Vт – объём тиосульфата натрия, пошедший на титрование;

 V – объём колбы (200мл);

 V1 – суммарный объём растворов МnCl2  и КJ (2мл);

 V2 – объём пробы (50мл).

В упрощённом виде получается формула (2):

 , где К = 1 (формула 2)

**По результатам расчётов сделать выводы.**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение биохимического потребление кислорода».**

**Цель работы:** Определение биохимического кислорода (БПК).

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* готовить растворы заданной концентрации;
* титровать растворы;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* сущность метода определения;
* санитарно-гигиенические требования, предъявленные к питьевой воде.

**Оборудование:** Кислородные склянки вместимостью 250-300 мл с пришлифованными пробками; пипетки на 1, 2, 5, и 10 мл; бюретки на 25 мл.

**Химические реактивы:** Раствор сульфата марганца; раствор гидроксида калия с азидом натрия; раствор гидроксида калия с иодидом и азидом натрия; 15% раствор иодида калия; 0,05 н. раствор дихромата калия; 0,5% раствор крахмала; раствор серной кислоты 1:4

**Краткая теория**:

 Биохимическая окисляемость определяет содержание в воде органических примесей, которые могут быть окислены биохимическим путём. Окисление осуществляют аэробные гетеротрофные бактерии. По аналогии по с ХПК окисляемость с использованием окислительной способности бактерий называют биохимической потребностью в кислороде, или БПК.

Количество кислорода, требуемого микроорганизмами на весь цикл реакции синтеза и получения энергии, и есть БПК.

**Ход работы:**

Воду (с потребление кислорода до 6 мг/л) отбирают в бутыль вместимостью 2 л. Температура воды должна находиться в пределах 20 0С. С помощью сифона заполняют 5 калиброванных склянок с притёртыми пробками применяемых для определения, растворённого в воде кислорода. После трёхкратного обмена воды склянки закрывают пробками так, чтобы под ними не оставалось, пузырьков воздуха. В первой склянке растворённый кислород определяют тотчас же, в остальных четырёх, сохраняющихся в термостате при 20 0С через 2, 5, 7 и 10 суток.

**Расчёты:**

 ,

где, БПК – биохимическое потребление кислорода;

 А – Начальное количество кислорода, растворимого в воде, мг;

 a – количество кислорода в воде после n суток инкубации, мг;

 V – объём колбы (200мл);

**По результатам расчётов сделать выводы.**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение сухого остатка в сточных водах».**

**Цель работы:** оценка состава сточных вод, по показателю – сухой остаток.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* выполнять операции взвешивания, прокаливания, высушивания;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* основные показатели состава сточных вод;
* сущность метода определения.

**Оборудование:** весы лабораторные, сушильный шкаф, фарфоровые чашки, эксикатор, колбы на 250мл, фильтры бумажные «белая лента» или «синяя лента», воронки.

**Химические реактивы:** пробы сточных вод.

**Краткая теория**:

 Сухой остаток – масса остатка, получаемого выпариванием профильтрованной пробы сточной или природной воды и высушиванием при 1030 – 1050 С или 1780 – 1820 С.

 Общий или плотный остаток характеризует содержание в воде в основном примесей неорганического происхождения и представляет собой остаток от высушивания известного объёма нефильтрованной воды, который затем высушивают при 1100 С до постоянной массы.

 Сухой или растворимый остаток характеризует содержание минеральных солей и нелетучих органических соединений. Его получают при выпаривании известного объёма определяемой воды, предварительно профильтрованной через бумажный фильтр.

 Прокаленный остаток характеризует содержание в воде неорганических примесей. Он определяется путём выпаривания известного объёма воды, прокаливания полученного остатка при 8000 С и его взвешивания. Различают прокаленный остаток и прокаленный общий остаток. В первом случае пробу воды перед выпариванием фильтруют через бумажный фильтр, а во втором– нет.

**Ход работы:**

1 Фарфоровую чашку прокалить, охладить и взвесить.

2 Отфильтровать 250 мл анализируемой воды.

3 Пробу воды по частям поместить в фарфоровую чашку и выдержать на водяной бане досуха. При выпаривании чашку наполняют водой не более чем на ¾ объёма.

4 Фарфоровую чашку с остатком перенести в сушильный шкаф, нагретый до 1050С, и выдержать чашку с осадком при этой температуре в течении 1 часа, охладить в эксикаторе, и быстро взвесить на лабораторных весах.

**Расчёты:**

Массу сухого остатка рассчитывают по формуле:

Где а – масса чашки с сухим остатком, мг;

b – масса пустой чашки, мг;

V – объём анализированной воды, мл.

**По результатам расчётов сделать выводы.**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение общего остаточного хлора».**

**Цель работы:** освоить метод определения остаточного хлора в воде при обеззараживании.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* готовить растворы заданной концентрации;
* уметь взвешивать навеску;
* титровать растворы;
* рассчитывать массу вещества, по известной концентрации;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* сущность метода определения;

**Оборудование:** весы, бюретка, пипетки, колбы на 250мл, химический стакан.

**Химические реактивы:** иодид калия, раствор уксусной кислоты 30%, раствор тиосульфата натрия 0,01Н, раствор крахмала 0,5%.

**Краткая теория**:

 Хлорирование является самым простым и дешевым способом очистки воды. Хлор одновременно оказывает бактерицидное действие, консервирующий эффект и контролирует вкусовые свойства, запах, цвет воды. Эти эффекты достигаются благодаря определенным химическим реакциям между «активным хлором» и определенными органическими и неорганическими веществами.
 Активный хлор - это хлор, который выделяется в свободном виде при взаимодействии определенного вещества с соляной кислотой. Активный хлор имеет сильные окислительные свойства за счет молекулы HOCl, в результате распада которой образуется атомарный кислород. Именно он обеззараживает, убивает микробы и разрушает их токсины. Та часть, которая остается после взаимодействия хлора с различными веществами называется остаточным хлором. Остаточный хлор может быть как свободным, так и связанным. Последний находится в виде соединений – хлораминов (органических и неорганических).
 Кроме того, хлор обладает дезодорирующим действием, окисляя сероводород и другие серосодержащие соединение, предупреждает развитие водорослей и сохраняет чистоту фильтров.

Метод основан на выделении йода из иодида калия остаточным хлором в кислой среде и оттитровывания йода раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала.

I2 + 2Na2S2O3 → 2NaI + Na2S4O6

**Ход работы:**

1. В колбу на 250 мл отобрать 100 мл анализируемой пробы.

2. Взвесить 0,5 г иодид калия и добавить в анализируемую пробу.

3. Отобрать 10 мл 30% уксусной кислоты и 2 мл крахмала 0,5% (предварительно сделать расчёты) и добавить в анализируемую пробу.

4. Дать отстоятся в течении 5 мин раствору (пока не появится синее окрашивание свидетельствующее о выделении йода).

5. Оттитровать выделившийся йод, раствором тиосульфата натрия 0,01Н (провести 3 параллельных титрования).

6. По результатам провести расчёты.

**Расчёты:**

1 Рассчитайте m(CH3COOH) необходимый для приготовления 10 мл 30% раствора по формуле(1):

2 Определите массу навески Na2S2O3, по формуле(2):

3 Содержание остаточного хлора(Х) в мг/л рассчитайте по формуле(3):

где а – объём 0,01Н Na2S2O3, израсходованного на титрование, мл

 К – поправочный коэффициент для привидения концентрации раствора Na2S2O3 к точно 0,01Н.

 0,355 – число мг хлора, эквивалентное 1 мл 0,01Н раствора Na2S2O3

V – объём пробы, взятый для анализа, мг.

**По результатам расчётов сделать выводы.**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Тема: «Определение концентрации железа в воде».**

**Цель работы: Ознакомиться с методикой определения концентрации тяжелых металлов в воде.**

**Студент должен знать:**

* ПДК токсичных металлов в воде;

**Уметь:**

* пользоваться химической посудой и химическими реагентами;
* производить расчеты по формулам;
* сравнивать полученные показатели с нормативными данными;

**Оборудование, материалы, реактивы**: Фотоэлектроколориметр, кюветы с толщиной поглощающего слоя 10 или 50 мм, плитка электрическая, колбы мерные 100 см3, колбы конические 250 см3, пипетки мерные 1 см3, 2 см3, 100 см3, концентрированная азотная кислота, раствор аммония хлористого 10%, раствор кислоты сульфосалициловой 20%,раствор аммиака 1:1,бумага индикаторная универсальная.

**Краткая теория**

Железо может находиться в формах двух- и трехвалентных ионов, органических и неорганических коллоидов, гидроокисей железа. В подземных водах при отсутствии кислорода железо встречается в форме двухвалентных ионов. Обычно содержание железа в природных водах не превышает нескольких десятков мг/л, а в шахтных водах достигает нескольких сотен мг/л и более. Длительное употребление человеком воды с повышенным содержанием железа может привести к заболеванию печени, а также к серьезным аллергенным заболеваниям. Поэтому, согласно [1] содержание железа в питьевой воде не должно превышать 0,3 мг/дм3. В воде, содержащей железо, неизбежно образовываются железобактерии – рассадник бактерий самого различного класса и уровня опасности для организма человека. По мере нарастания их количества, на поверхности оборудования образуются красно-коричневые наросты, которые забивают трубы и снижают расход воды. Разлагающаяся масса этих бактерий является причиной неприятного запаха и вкуса воды. Вода с повышенным содержанием железа имеет металлический привкус.

Железо присутствует в природных водах в формах, зависящих от величины рН и окислительно-восстановительного потенциала Е, в (рис. 8).

**Рисунок 8 – Диаграмма Пурбе для железа**

Методы обезжелезивания в практике водоподготовки представлены двумя группами: реагентные и безреагентные. Обезжелезивание поверхностных вод осуществляют в основном реагентными методами, а для удаления железа из подземных вод наибольшее распространение получили безреагентные методы обработки.

**Принцип метода**

Фотометрический метод определения массовой концентрации общего железа основан на образовании сульфосалициловой кислотой с солями железа Fe2+ и Fe3+ окрашенных комплексных соединений, в слабощелочной среде образующих желтое окрашивание. Интенсивность окраски пропорциональна концентрации железа.

**Ход определения**

К отобранному пипеткой объему 100 см3 добавляют 0,5 см3 концентрированной азотной кислоты и упаривают раствор до 1/3 объема. Полученный раствор фильтруют через фильтр "белая лента" в мерную колбу вместимостью 100 см3, приливают 2,0 см3 аммония хлористого, 2,0 см3 сульфосалициловой кислоты, 2,0 см3 аммиака, pH раствора должна составлять 7-8 (по индикаторной бумаге). Объем колбы доводят до метки дистиллированной водой, тщательно перемешивают и оставляют на 5 мин. до развития окраски. Оптическую плотность полученного раствора измеряют при длине волны λ = 425 нм в кювете с длиной поглощающего слоя 50 или 10 мм по отношению к холостому раствору, проведенному с дистиллированной водой через весь ход анализа. По градировочному графику находят концентрацию железа общего.

Содержание железа рассчитывают по формуле:

где Х – содержание железа, мг/дм3;

С – концентрация железа, найденная по градуировочному графику, мг/дм3;

100 – объем, до которого была разбавлена проба, см3;

V – объем воды, взятый для анализа, см3.

**Вопросы**

1. Назовите формы существования железа в воде. В каких условиях в воде существует двухвалентное железо, в каких трехвалентное?

2. Перечислите реагентные способы обезжелезивания воды

3. Перечислите безреагентные способы очистки от железа.

4. Какова предельно допустимая концентрация железа в питьевой воде?

5. Какое влияние оказывает железо на здоровье человека?

6. Какое влияние оказывает железо на систему водоснабжения?

7. Назовите факторы, влияющие на форму нахождения железа в воде.

8. Как влияет повышенное содержание железа на качество воды?

9. Назовите наиболее распространенные методы определения железа.

10. На чем основаны эти методы?

11. Как построить калибровочный график?

12. Объясните роль каждого реагента, применяемого при определении железа.

**Лабораторная работа**

**Тема: «Определение стабильности воды по отношению к бетону».**

**Цель работы:** определить стабильность водопроводной воды.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* рассчитывать концентрацию растворов;
* титровать растворы;
* делать выводы из полученных лабораторных результатов.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* процессы коррозии, происходящие в водной среде.

**Оборудование:** колбы на 250мл, бюретка, технические весы, мерный цилиндр, фильтровальная бумага(белая лента).

**Химические реактивы:** вода (водопроводная), раствор НСl 0.05Н, метилоранж, кальций углекислый.

**Краткая теория**:

 Стабильность воды является одним из основных показателей качества воды. Она характеризует её свойство не выделять из раствора и не растворять СаСО3.

Са(НСО3)2 ↔ СаСО3 + СО2 + Н2О

Величиной характеризующей это свойство служит показатель стабильности (С), который определяется посредством использования общей щёлочности раствора:

где - общая щёлочность воды,мг-экв/л;

 – общая щёлочность воды после встряхивания с СаСО3,мг-экв/л.

Существуют три условия, характеризующие стабильность воды.

1. При встряхивании воды, содержащей агрессивную углекислоту с СаСО3, щёлочность повышается, т.к. СаСО3 растворяясь, переходит в Са(НСО3)2,

С < 1 – эта вода агрессивна.

1. При встряхивании воды перенасыщенной СаСО3 с СаСО3 происходит его отложение на кристаллах введённых в воду СаСО3, щёлочность понижается,

 С > 1 – эта вода склонна к отложению СаСО3.

1. Если щёлочность воды после встряхивания с СаСО3 не изменяется,

С = 1 – эта вода стабильна.

**Ход работы:**

**Опыт №1:** Определить общую щёлочность водопроводной воды.

1. К 100 мл водопроводной воды добавить 5 – 6 капель метилоранжа.
2. Титровать 0.05Н раствором НСl до перехода жёлтой окраски к оранжевой.
3. Отметить количество раствора НСl в мл, пошедшей на титрование.

**Опыт №2:** Определить общую щёлочность воды после встряхивания с СаСО3.

1. Отмерить цилиндром 150 мл водопроводной воды, вылить в колбу, добавить 2 г СаСО3 и встряхивать 3 – 5 минут.
2. Пробу отфильтровать.
3. Отобрать 100 мл фильтрата, добавить 5 – 6 капель метилоранжа и титровать 0.05Н НСl до перехода окраски от жёлтой до оранжевой.
4. Отметить количество НСl в мл, пошедшее на титрование.

**Расчёты:**

**1** Рассчитать щёлочность воды по метилоранжу:

где а – объём 0.05Н НСl, израсходованный на титрование по метилоранжу, мл;

 К – поправочный коэффициент для привидения концентрации раствора НСl к точно 0.05Н ;

 100 – объём пробы, взятой для титрования, мл.

**2** Определить щёлочность при добавлении СаСО3:

где b – объём 0.05Н НСl, израсходованный на титрование пробы после встряхивания с СаСО3, мл;

 К – поправочный коэффициент для привидения концентрации раствора НСl к точно 0.05Н ;

 100 – объём пробы, взятой для титрования, мл.

**3** Определить показатель стабильности по формуле:

**Сделать выводы по результатам вычислений.**

**Лабораторная работа**

**Тема: «Определение адсорбционной ёмкости активированного угля».**

**Цель работы:** исследование процессов адсорбции на активированном угле.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**

* пользоваться химическими реактивами и посудой;
* титровать растворы;
* производить расчёты;
* делать выводы из полученных результатов эксперимента.

**знать:**

* правила техники безопасности при выполнении химических опытов;
* понятие сорбции и её виды;
* технику выполнения лабораторной работы.

**Оборудование:** технические весы, фарфоровая ступка, конические колбы на 250 мл, мерные колбы на 50 мл, бюретка для титрования, мерная посуда, воронка, фильтровальная бумага(белая лента).

**Химические реактивы:** дистиллированная вода, активированный уголь, раствор уксусной кислоты, раствор гидроксида натрия, фенолфталеин.

**Краткая теория**:

 Адсорбция на границе твёрдое тело – раствор представляет собой изменение концентрации растворённого вещества(т.е. количества вещества в единице объёма) в поверхностном слое по сравнению с его концентрацией в объёме жидкой фазы.

 Этот вид адсорбции является самым сложным. Так как с одной стороны необходимо учитывать взаимодействие между молекулами растворителя и растворённого вещества, а с другой стороны – сложное строение поверхности твёрдого адсорбента.

 К числу наиболее распространённых пористых адсорбентов относят активированные угли, получаемые из каменного угля обусловлено его большой удельной поверхностью, что позволяет использовать этот адсорбент для различных целей: извлечение из растворов посторонних веществ, поглощение газов, обесцвечивание жидкостей и т.д.

 Изучение адсорбции уксусной кислоты на активированном угле основано на определение концентрации раствора до контакта с адсорбентом с0 и после наступления адсорбционного равновесия с. Количество адсорбированной кислоты рассчитывается по формуле:

ν = V(с0 – с)

где V – объём раствора, из которого идёт адсорбция, дм3;

 ν – количества вещества, моль.

Тогда удельная адсорбция Гуд  будет определятся уравнением:

**Ход работы:**

1. Навеску около 6 г активированного угля измельчают в фарфоровой ступке так, что бы не было зёрен крупнее 1 мм, и не образовалась излишне тонкая пыль. На технических весах берут 5 навесок угля массой 1 г каждая. Каждую навеску высыпают в отдельную коническую колбу на 250мл.
2. В 5 мерных колб на 50 мл вливают указанные в таблице количества уксусной кислоты с = 0.5 моль/дм3, доводят объём колб до метки дистиллированной водой и перемешивают.
3. Каждый из приготовленных растворов переносят в одну из конических колб с навеской угля и оставляют на 40 минут, взбалтывая содержимое колб через каждые 5 минут.
4. Пока идёт адсорбция, уточняют концентрацию исходного раствора уксусной кислоты(с = 0.5 моль/дм3). Для этого в колбу титрования отбирают аликвотную часть исходного раствора уксусной кислоты, приливают 10-20 мл дистиллированной воды и титруют раствором гидроксида натрия концентрации с = 0.1 моль/дм3 в присутствии фенолфталеина.
5. По истечении 40 минут адсорбции растворы уксусной кислоты фильтруют. Определяют концентрацию уксусной кислоты в растворах после адсорбции титрованием щёлочью известной концентрации с использованием индикатора – фенолфталеина. На титрование берут объёмы фильтрата указанного в таблице.

**Порядок расчёта:**

**1** Рассчитать точную концентрацию исходного раствора уксусной кислоты:

где – объём щёлочи, затраченной на титрование, мл;

 – объём раствора кислоты, взятой на титрование, мл;

− концентрация раствора гидроксида натрия, 0.1 моль/дм3.

**2** Рассчитать концентрацию пяти приготовленных растворов уксусной кислоты:

где – объём исходного раствора уксусной кислоты, указанный в таблице, см3;

 – объём мерной колбы, мл.

**3** Рассчитать концентрацию растворов уксусной кислоты после адсорбции:

где объём щёлочи, затраченной на титрование, мл;

 – объём раствора кислоты, взятой на титрование, мл.

**4** Определить удельную адсорбцию:

 , где n = V(с0  −сS), тогда ,

где V – объём раствора, из которого идёт адсорбция;

 m – масса угля (1 г);

 С0 – см. расчёты пункта 2;

 Сs – см. расчёты пункта 3.

**5** Результаты внести в таблицу(1):

Таблица 1:

Исходные данные и результаты эксперимента.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Номер колбы**  | **1** | **2** | **3** | **4** | **5** |
| Навеска угля, г |  |  |  |  |  |
| Объём исходного раствора кислоты Vисх, см3 | 2 | 5 | 10 | 25 | 50 |
| Концентрация приготовленных растворов кислоты до адсорбции с0 , моль/см3 |  |  |  |  |  |
| Объём пробы раствора на титрование после адсорбции Vал.ч. , см3 | 10 | 10 | 5 | 5 | 2 |
| Расход раствора щёлочи на титрование после адсорбции Vэ , см3 |  |  |  |  |  |
| Концентрация кислоты после адсорбции сs, моль/дм3 |  |  |  |  |  |
| lg cs |  |  |  |  |  |
| Удельная адсорбция Гуд , моль/г |  |  |  |  |  |
| lg Гуд |  |  |  |  |  |

**Вывод:**

Сделать выводы ответив на вопросы:

а) Что называется адсорбцией?

б) Что влияет на процесс адсорбции?

**Практическая работа**

**Тема: «Оценка качества природной воды по заданным показателям».**

Цель работы: По ионному составу пробы природной воды рассчитать жесткость воды, степень минерализации и сделать выводы о пригодности воды для питьевых целей.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**Знать:**

* Показатели качества природной воды.

**уметь:**

* Выполнять расчеты по формулам;
* Пользоваться нормативными актами и документами;
* Делать выводы по полученным результатам.

**Краткая теория**

Общее солесодержание природных вод определяется катионами Na+, K+,Ca2+,Mg2+  и анионами HCO3 2- ,SO42- , Сl- остальные ионы присутствуют в незначительных количествах. Поскольку вода электронейтральна ,то сумма положительных и отрицательных ионов равны

[Na+] + [K+] + [Ca+] + [Mg+] = [HCO3-] + [SO42-] + [Cl-]

По ГОСТу предельное содержание сульфат ионов в воде источников централизованного водоснабжения не должно превышать 500 мг/л, но в речной воде как правило составляет 100-150 мг/л. Повышенная концентрация сульфатов может свидетельствовать о загрязнении источника сточными водами.

Содержание хлоридов имеет большой диапазон колебаний. В воде рек она не превышает 10-30 мг/л., поэтому повышенное количество указывает на загрязнение источника. В воде источников центрального водоснабжения концентрация хлоридов не должна превышать 350 мг/л.

Содержание железа в питьевой воде допускается в количестве не более 0,3 мг/л. Содержание марганца обычно меньше чем железа. Для воды рек нашей страны количество железа варьируется от 0,1 до 1 мг/л., а марганца от 0 до 0,5 мг/л.

Общая жёсткость воды показывает концентрацию катионов металлов, главным образом кальция и магния. Общая жёсткость рассчитывается по формуле:

Жо = [Ca2+]/20,04 + [Mg2+]/12,16

где 20,04 и 12,16 – эквивалентные массы кальция и магния

Карбонатную жёсткость рассчитывают по формуле:

Жк = [HCO3-]/61,02

Разность между общей и карбонатной жёсткостью называется *некарбонатной* жёсткостью:

Жнк = Жо - Жк

Концентрации веществ, обеспечивающие благоприятные органолептические свойства воды:

|  |  |
| --- | --- |
| Сухой остаток | ≤ 1000 мг/л |
| Хлориды | <350 мг/л |
| Сульфаты | < 500 мг/л |
| Железо | ≤ 0,3 мг/л |
| Общая жёсткость | ≤ 7 мг-экв/л |

Рассмотрим пример оценки качества воды:

1. По результатам определения ионного состава воды оценить ее качество и пригодность для питьевых целей, если по остальным показателям вода удовлетворяет требованиям ГОСТ 2874-73

Концентрация, мг/л

Na+…………..23 Mg2+…………12,2 SO42--…………..52

К+…………...1,2 Cl--……………42,5 HCO3--……...124,6

Ca2+………..46,8

 Определить общее солесодержание воды, показатели по жесткости воды, суммарные показатели концентраций катионов и анионов.

**Решение.**

1. Определим солесодержание воды.

При расчёте следует учесть что в величину солесодержания определяемого аналитическим путём войдёт только половина концентрации бикарбонатов, в соответствии с реакцией 2HCO3-→CO32-+H2O+CO2

Величина сухого прокалённого остатка составит 23+1,2+46,8+12,2+42,5+52+124,6/2=240 мг/л

Вывод А: значение солесодержания позволяет считать эту воду пресной (солесодержание менее 1 г/л)

Вывод Б: степень минерализации воды средняя (200-500 мг/л.)

1. Определим общую жёсткость Жо=46,8/20,04+12,2/12,16=3,34 мг-экв/л.

Можем оценить характер жёсткости [HCO3-]=124,6/61,018=2,04 мг-экв/л. Так как общая жёсткость больше концентрации бикарбонатов, при этом условии карбонатная жёсткость равна 2,04 мг/л.

Некарбонатная жёсткость 3,34-2,04=1,3 мг-экв/л.

Вывод А: вода считается мягкой. Кипячение воды приведёт к умягчению воды в результате устранения карбонатной жёсткости.

Вывод Б: щёлочность воды в данном случае оказывается равной концентрации бикарбонатов (2,04 мг-экв/л.), поскольку анионы других слабых кислот отсутствуют.

1. Определим электронейтральность воды.

Суммарные концентрации катионов и анионов должны быть равны.

23/22,997+1,2/39,1+46,8/20,04+12,2/12,16=4,37 (катионы)

124,6/61,018+52/48,033+42,5/35,46=4,32 (анионы)

Вывод: анализируемая вода пригодна для питьевых целей.

**Контрольные задания:**

По результатам ионного состава воды указанного на торговой этикетке минеральной воды оценить её качественные показатели:

А) солесодержание

Б) жёсткость

В) электронейтральность

По полученным результатам сделать выводы. Отчёт оформить по указанному выше образцу. Приложить исходный ионный состав воды (этикетка с питьевой воды).

**Практическая работа**

**Тема: «Оценка качества сточной воды по заданным показателям».**

**Цель работы:** Анализировать показатели качества сточных вод.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

**Знать:**

* Показатели качества сточной воды.

**уметь:**

* Выполнять расчеты по формулам;
* Пользоваться нормативными актами и документами;
* Делать выводы по полученным результатам.

**Краткая теория**

Воды, удаляемые после их использования, называют сточными.Сточные воды подразделяются три категории: бытовые(хозяйственно-фекальные), производственные и ливневые.

Достаточно полная оценка качества сточных вод может быть сделана только на основании сопоставления всех показателей санитарно-химического анализа. Однако в зависимости от цели выполнения анализа из общего перечня его показателей преимущественное значение приобретают те или иные определения. Например, для оценки целесообразности отстаивания сточных вод основными показателями состава вод являются взвешенные и оседающие вещества, характеризующие седиментационные свойства нерастворимых примесей воды, БПКполн, ХПК и соотношение этих величин позволяют оценить возможность и глубину биологической очистки. Чтобы определить эффективность работы того или иного сооружения, выполняется анализ проб воды до и после обработки по всем изменяющимся показателям. Общую оценку степени загрязнённости бытовых и городских сточных вод можно сделать, зная БПКполн и взвешенные вещества. Если концентрация сточных вод по названным показателям ≤ 100 мг/л, их относят к слабозагрязнённым; при концентрации до 500 мг/л сточные воды имеют среднюю степень загрязнённости; высококонцентрированными считают сточные воды с концентрацией более 500 мг/л. Такая классификация условна и неприемлема для большинства производственных сточных вод, так как они могут содержать значительное количество загрязнений молекулярной и ионной степени дисперсности, не окисляемых биохимическим путём. Для общей оценки степени загрязнённости таких вод необходимо, кроме того, определение ХПК и специфических видов загрязнений.

Концентрация бытовых сточных вод по ряду показателей может быть определена расчётным путём. Такие расчёты широко используются при проектировании очистных сооружений и основаны на том, что от каждого жителя в систему водоотведения поступает в сутки определённое количество загрязнений (г/сут).

Концентрацию сточной воды рассчитывается по формуле №1:

В = Б\*100/А (формула №1)

где А - нормы водоотведения,

Б - загрязнения по отдельным показателям

В - концентрацию сточной воды

 В СНиП 2.04.03-85 приняты следующие нормы загрязнений в г/сут, поступающих в систему водоотведения от каждого жителя:

БПКполн ………………………. 75 хлориды …………….9

Взвешенные вещества ………..65 N-NH4+…………….8

Фосфаты P2O5 ………………..3,3 ПАВ ………………..2,5

**Контрольное задание№1**

1. Определите концентрацию бытовых сточных вод по БПК полн., взвешенным веществам, азоту и фосфору при норме водоотведения 150 и 350 л/чел.-сутки.
2. Оцените общую степень загрязнения и рассчитайте соотношение БПК полн.:N:P.
3. По заданным нормам составить таблицу

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | 150 л/чел.-сутки | 350 л/чел.-сутки |
| БПКполн … |  |  |
| Взвешенные вещества |  |  |
| Фосфаты P2O5 |  |  |
| N-NH4+ |  |  |

**Контрольное задание№2**

* + - 1. По данным санитарно-химического анализа оцените состав двух проб сточной воды.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Показатель, мг/л | I проба | II проба |
| ХПК | 370 | 380 |
| БПК полн. | 290 | 195 |
| Взвешенные вещества | 240 | 110 |
| Потери при прокаливании | 156 | 99 |
| Оседающие вещества | 160 | 20 |
| Фосфаты | 3,5 | 0 |
| Сухой остаток | 800 | 820 |

2 При оценки пользуйтесь соответствием со СНиП 2.04.03-85

3 По результатам предложите методы очистки данных проб сточной воды.

**СПИСОК ИСПОЛЬЗУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ**

1. Ивчатов А.Л., Малов В.И. Химия воды и микробиология. Текст :учебник М:Инфра-М, 2016г.-218с.-(СПО)
2. Водный кодекс РФ, 2006г.
3. Карюхина Т.А., Чурбанова И.Н. Химия воды и микробиология. М., Стройиздат, 1995.
4. ГОСТ Р 5193-2000 Вода питьевая отбор проб. [Электронный ресурс]: СтройКонсультант (информационная система Госстроя России по нормативно- технической документации для строительства). – Информационный центр Госстроя РФ. 2008.- Электрон. опт. диск (CD-ROM)
5. СанПиН 2.1.3684-21 "Санитарно-эпидемиологические требования к содержанию территорий городских и сельских поселений, к водным объектам, питьевой воде ..."
6. Федеральный закон «О санитарно – эпидемиологическом благополучии населения» от 30.03.1999.
7. Энциклопедический справочник централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества.