

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ

**«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
РАСТИТЕЛЬНЫХ ПОЛИМЕРОВ»**

Кафедра охраны окружающей среды и рационального использования
природных ресурсов

Техника защиты окружающей среды

Часть 1

**Методические указания
для выполнения лабораторных работ**

Специальность

**280201 «Охрана окружающей среды и рациональное использование
природных ресурсов»**

Направления подготовки

**18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической
технологии, нефтехимии и биотехнологии»**

20.03.01 «Техносферная безопасность»

Санкт-Петербург

2014

УДК 502.7 (076)

Технология защиты окружающей среды.: методические указания для выполнения лабораторных работ / сост.: А.Б. Дягилева, Ю.Л. Морева, А.В. Лоренцсон; СПбГТУРП. - СПб., 2014. Ч. 1. - 35 с.

Методические указания содержат лабораторные работы в соответствии с рабочей программой дисциплины «Техника защиты окружающей среды».

Предназначаются для студентов очной, очно-заочной и заочной форм обучения по специальности 280201 «Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов» и направлениям 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии» и 20.03.01 «Техносферная безопасность».

Рецензент: профессор кафедры охраны окружающей среды и рационального использования природных ресурсов СПбГТУРП, канд. техн. наук Л.М. Исянов.

Подготовлены и рекомендованы к печати кафедрой охраны окружающей среды и рационального использования природных ресурсов СПбГТУРП (протокол № 1 от 25.09.14).

Утверждены к изданию методической комиссией инженерно-экологического факультета СПбГТУРП (протокол № 1 от 26.09.14).

Редактор и корректор Н.П. Новикова

Техн. редактор Л.Я. Титова

Темплан 2014 г., поз. 141

Подп. к печати 16.12.14. Формат 60 x 84/16. Бумага тип. № 1.

Печать офсетная. Объем 2,25 п.л.; 2,25 уч.-изд. л. Тираж 100 экз.

Изд. №141. Цена «С».

Ризограф Санкт-Петербургского государственного технологического университета растительных полимеров, 198095, Санкт-Петербург, ул. Ивана Черных, 4.

© Санкт-Петербургский

государственный технологический

университет растительных полимеров, 2014

Лабораторная работа № 1.

Определение хрома в сточных водах

Цель работы – овладение методикой количественного колориметрического определения хрома в анализируемой воде.

Хром попадает в природные воды со сточными водами некоторых машиностроительных, химических производств и кожевенных заводов. В них хром может встречаться в виде трехвалентного катиона (Cr^{3+}) или в виде анионов: хромат-ионов (CrO_4^{2-}) или бихромат-ионов ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). Трехвалентная форма хрома устойчива, и в обычных условиях нельзя предполагать окисления трехвалентного хрома в шестивалентный. В растворенном виде Cr^{3+} присутствует только в кислой среде. В нейтральной и щелочной средах он гидролизуется с выделением $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Комплексообразующие вещества препятствуют гидролизу. Шестивалентный хром может встречаться в щелочных растворах в виде CrO_4^{2-} , а в кислых растворах – в виде $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. В этой форме хром устойчив в водах, не содержащих восстановителей, если же восстановители присутствуют, то происходит восстановление его до Cr^{3+} . В твердой фазе присутствует преимущественно $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Для определения хрома применяется колориметрический метод с дифенилкарбазидом, применимый при содержании хрома от 0,05 до 1,0 мг/л. При анализе проб, содержащих хром в больших концентрациях, пробу надо предварительно разбавить.

Пробы, предназначенные для определения растворенной формы, фильтруют как можно скорее после взятия пробы, еще до ее консервирования подкислением. Если требуется отдельное определение трехвалентного и шестивалентного хрома, то пробы анализируют в день их взятия; анализировать пробу позднее (не позже чем на третьи сутки) можно только в тех случаях,

когда нет оснований опасаться восстановления шестивалентного хрома содержащимися в пробе веществами.

Ниже описана методика определения шестивалентного хрома и общего содержания хрома; содержание Cr^{3+} находят по разности.

Результаты определения всех форм выражаются в миллиграммах хрома на 1 л воды.

Колориметрическое определение с дифенилкарбазидом

Хроматы и бихроматы реагируют в кислой среде с дифенилкарбазидом с образованием растворимого соединения красно-фиолетового цвета, пригодного для колориметрирования. Шестивалентный хром определяют непосредственно (вариант А). Общее содержание хрома определяют после окисления персульфатом в кислой среде (вариант Б). Содержание Cr^{3+} находят по разности результатов обоих определений. По описанной методике можно определить хром в неразбавленной пробе при содержании его от 0,05 до 1,00 мг в 1 л воды.

Определению хрома мешают присутствующие в высоких концентрациях (свыше 200 мг/л) ионы Hg^{2+} и Hg_2^{2+} ; с дифенилкарбазидом вступают в реакцию и окрашивают раствор также ванадий и шестивалентный молибден, которые в воде обычно отсутствуют.

Мешает определению также железо (1 мг/л), образующее с этим реактивом соединение, окрашивающее анализируемый раствор в желто-бурый цвет. В присутствии больших количеств марганца при окислении персульфатом осаждается двуокись марганца. Ее в таких случаях отфильтровывают через стеклянную фильтрующую пластинку.

При определении шестивалентного хрома на результаты может повлиять то обстоятельство, что CrO_4^{2-} или $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ могут окислять некоторые содержащиеся в пробе вещества в интервале времени между взятием пробы и ее анализом. В подобных случаях хром определяют “на месте”, непосредственно после отбора пробы.

В водах, окрашенных органическими веществами, непосредственно колориметрически определить хром трудно и тогда, когда эти воды имеют кислую реакцию. В этом случае определяют только общее содержание хрома (“общий хром”).

Аппаратура

- Спектрофотометр LEKI, ($\lambda = 536 \div 540$ нм);
- Стеклянные кюветы, 10 мм;
- Колбы мерные на 100 мл, 14 шт.

Реактивы

- Едкий натр ч.д.а., 1Н;
- Серная кислота ч.д.а., 1Н;
- Фосфорная кислота ч.д.а., концентрированная, 85 %;
- Дифенилкарбазид, 0,5%-й раствор в ацетоне;
- Персульфат аммония ч.д.а., 0,1%-й раствор;
- Анализируемая вода;
- Бихромат калия, стандартный раствор:
 - а) запасной: 1 мл раствора содержит 1,0 мг Cr;
 - б) рабочий № 1: 25,0 мл запасного стандартного раствора разбавляют дистиллированной водой до 500 мл; 1 мл раствора содержит 0,050 мг Cr;
 - в) рабочий № 2: 20,0 мл рабочего раствора № 1 разбавляют дистиллированной водой до 500 мл. **Применяют каждый раз свежеприготовленный раствор;** 1 мл раствора содержит 0,002 мг Cr.

Калибровочная кривая

В ряд мерных колб емкостью 100 мл отмеривают 0; 1,0; 2,0; 5,0; 10,0; 15,0; 20,0; 30,0; 40,0; 50,0 мл стандартного рабочего раствора № 2, что после

доведения объемов до 100 мл дает серию стандартных растворов с концентрациями хрома 0; 0,02; 0,04; ...; 1,0 мг/л. Затем проводят определение по варианту А. Из полученных значений оптической плотности вычитают величину оптической плотности холостого определения и полученные величины наносят на график в виде зависимости оптической плотности от концентрации хрома.

Ход определения

Вариант А (определение шестивалентного хрома)

В мерную колбу емкостью 100 мл отмеривают такой объем прозрачной пробы, чтобы в нем содержалось от 0,005 до 0,1 мг хрома (при анализе воды необходимо сделать минимум 4 различных степеней разбавления). Пробу нейтрализуют, если это необходимо, определенным количеством 1Н раствора NaOH или 1Н раствора H_2SO_4 , которое устанавливают титрованием отдельной порции пробы. Затем приливают 1 мл H_2SO_4 (1:1), 0,3 мл фосфорной кислоты, доводят объем дистиллированной водой до 100 мл и перемешивают. Добавляют 2 мл раствора дифенилкарбазида и снова перемешивают. Через 5-10 мин после добавления дифенилкарбазида измеряют оптическую плотность раствора ($\lambda=536\div540$ нм). Из полученного значения оптической плотности пробы вычитают значение ее для холостого определения с дистиллированной водой и по калибровочной кривой находят содержание хрома.

Вариант Б (определение общего содержания хрома)

В колбу емкостью 100 мл отмеривают такой объем прозрачной пробы, чтобы в нем содержалось от 0,005 до 0,1 мг хрома. Пробу нейтрализуют, если необходимо, определенным количеством 1Н раствора NaOH или 1Н раствора H_2SO_4 , которое устанавливают титрованием отдельной порции пробы. Затем добавляют 0,3 мл 1 Н H_2SO_4 и 5-10 мл раствора персульфата аммония, после чего кипятят раствор 20-25 мин (при этом весь персульфат должен разложиться, так как его следы мешают последующему определению). Раствор выпаривают

примерно до 50 мл, переносят в мерную колбу емкостью 100 мл, после чего продолжают анализ по варианту А.

Расчет. Содержание хрома вычисляют по формуле

$$x = C \cdot 100 / V, \text{ мг/л,}$$

где C - содержание хрома, найденное по калибровочной кривой, мг/л;

V - объем пробы, взятой для анализа, мл.

Лабораторная работа № 2.

Определение железа в сточных водах

Цель работы – овладение методикой количественного колориметрического определения железа в анализируемой воде.

Железо поступает в воду при растворении горных пород. Железо может вымываться из них подземными водами. Повышенное содержание железа наблюдается в болотных водах, в которых оно находится в виде комплексов с солями гуминовых кислот. Насыщенными железом оказываются подземные воды в толщах юрских глин. В глинах много пирита FeS , и железо из него относительно легко переходит в воду.

Содержание железа в поверхностных пресных водах составляет десятые доли мг/л. Повышенное содержание железа наблюдается в болотных водах (единицы мг/л), где концентрация гумусовых веществ достаточно велика. Наибольшие же концентрации железа (до нескольких десятков мг/л) наблюдаются в подземных водах с низкими значениями рН и низким содержанием растворенного кислорода, а в районах залегания сульфатных руд и зонах молодого вулканизма концентрации железа могут достигать даже сотен мг/л. В поверхностных водах средней полосы России содержится от 0,1 до 1

мг/л железа, в подземных водах содержание железа часто превышает 15-20 мг/л.

Значительные количества железа поступают в водоемы со сточными водами предприятий металлургической, металлообрабатывающей, текстильной, лакокрасочной промышленности и с сельскохозяйственными стоками. Очень важен анализ на содержание железа для сточных вод.

Концентрация железа в воде зависит от pH и содержания кислорода в воде. Железо в воде колодцев и скважин может находиться как в окисленной, так и в восстановленной форме, но при отстаивании воды всегда окисляется и может выпадать в осадок. Много железа растворено в кислых бескислородных подземных водах.

Анализ воды на железо необходим для самых разных типов воды – поверхностных природных вод, приповерхностных и глубинных подземных вод, сточных вод промышленных предприятий.

Содержащая железо вода (особенно подземная) сперва прозрачна и чиста на вид. Однако даже при непродолжительном контакте с кислородом воздуха железо окисляется, придавая воде желтовато-бурую окраску. Уже при концентрациях железа выше 0,3 мг/л такая вода способна вызвать появление ржавых потеков на сантехнике и пятен на белье при стирке. При содержании железа выше 1 мг/л вода становится мутной, окрашивается в желто-бурый цвет, у нее ощущается характерный металлический привкус. Все это делает такую воду практически неприемлемой как для технического, так и для питьевого применения.

В небольших количествах железо необходимо организму человека – оно входит в состав гемоглобина и придает крови красный цвет. Но слишком высокие концентрации железа в воде для человека вредны. Содержание железа в воде выше 1-2 мг/л значительно ухудшает органолептические свойства, придавая ей неприятный вяжущий вкус. Железо увеличивает показатели цветности и мутности воды. ПДК железа в воде 0,3 мг/л согласно СанПиН

2.1.4.1175-02 «Гигиенические требования к качеству воды нецентрализованного водоснабжения. Санитарная охрана источников».

Колориметрическое определение с сульфосалициловой кислотой

Метод основан на том, что сульфосалициловая кислота образует с солями железа окрашенные комплексные соединения, причем в слабокислой среде сульфосалициловая кислота реагирует только с солями трехвалентного железа (Fe^{3+}) (красное окрашивание), а в слабощелочной среде - как с солями Fe^{3+} , так и с солями Fe^{2+} (желтое окрашивание).

Аппаратура

- Спектрофотометр LEKI, ($\lambda = 400 \div 413$ нм);
- Стеклянные кюветы, 10 мм;
- Колбы мерные на 50 мл, 12 шт;
- Колбы конические на 100 мл, 12 шт.

Реактивы

- Сульфосалициловая кислота, 20%-й раствор;
- Аммиак, разбавленный раствор (2:3);
- Анализируемая вода;
- Стандартный раствор железа:
 - а) запасной, содержащий 0,1 мг железа в 1 мл раствора;
 - б) рабочий – 25,0 мл запасного стандартного раствора разбавляют до 500 мл дистиллированной водой, каждый раз приготавливают свежий раствор; 1 мл раствора содержит 0,005 мг Fe.

Калибровочная кривая

В мерные колбы емкостью 50 мл отмеривают от 0 до 20 мл рабочего стандартного раствора железа, затем прибавляют 5 мл раствора сульфосалициловой кислоты, 5 мл раствора аммиака, перемешивают и доводят объем дистиллированной водой до метки. В приготовленной таким путем серии растворов, содержащих 0; 0,05; 0,1; ... ; 2,0 мг/л железа, определяют оптическую плотность указанным ниже способом. Вычитают оптическую плотность холостой пробы. Полученные значения наносят на график против соответствующих концентраций железа в мг/л.

Ход определения

В колбу емкостью 100 мл наливают пипеткой 50 мл анализируемой воды (необходимо выполнить минимум 4 измерения с разной степенью разбавления), затем прибавляют 5 мл раствора сульфосалициловой кислоты, 5 мл раствора аммиака и перемешивают. Спустя 10 мин измеряют оптическую плотность окрашенного раствора при $\lambda = 400 \div 413$ нм. Результаты определения находят по калибровочной кривой. Чувствительность метода при цветности воды до 10^0 ПКШ – 0,05 мг/л Fe.

Расчет. Содержание железа вычисляют по формуле

$$x = C \cdot 60 / V, \text{ мг/л,}$$

где C - концентрация железа, найденная по калибровочной кривой, мг/л;

V - объем пробы, взятой для анализа, мл.

Лабораторная работа № 3.

Определение меди в сточных водах

Цель работы – овладение методикой количественного титрометрического определения меди в анализируемой воде.

Медь является микроэлементом, который содержится в организме человека, главным образом, в виде комплексных органических соединений и играет важную роль в процессах кроветворения. В организме человека медь участвует в образовании эритроцитов, высвобождении тканевого железа и развитии скелета, центральной нервной системы и соединительной ткани. Как недостаток, так и избыток меди в организме вызывают его заболевание. Во вредном воздействии избытка меди решающую роль играет реакция катионов Cu^{2+} с SH-группами ферментов. Изменения содержания меди в сыворотке и коже обуславливают явления депигментации кожи (витилиго). Отравление соединениями меди могут приводить к расстройствам нервной системы, нарушению функций печени и почек и др. Известны случаи группового отравления водой, содержащей медь от 4 до 60 мг/л. Это могло быть связано с эксплуатацией медных водопроводных труб при повышении щелочности воды. ПДК меди в питьевой воде составляет 1,0 мг/л, лимитирующий показатель вредности – органолептический.

Медь и ее соединения широко распространены в окружающей среде, и поэтому их часто обнаруживают в природных водах. Концентрации меди в природных водах обычно составляют десятые доли мг/л, в питьевой воде могут увеличиваться за счет вымывания из материалов труб и арматуры. Свойства меди в воде зависят от значения pH воды, концентрации в ней карбонатов, хлоридов и сульфатов. Медь придает воде неприятный вяжущий привкус в низких концентрациях, что и лимитирует ее содержание в питьевой воде.

Медь встречается в сточных водах рудообогатительных фабрик, заводов, производящих электролитную медь, гальванических цехов различных предприятий, фабрик искусственного волокна, в шахтных водах и т.д. Концентрация меди может быть от микрограммов до граммов в 1 л.

В сточных водах медь может присутствовать в виде ионов Cu^{2+} , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ – в сточных водах фабрик искусственного волокна, $[\text{Cu}(\text{CN})_3]^{2-}$ – в водах обогатительных фабрик, иногда в водах гальванических цехов – в виде меднонитратных комплексов и комплексов с другими органическими лигандами. Многие из этих комплексных соединений чрезвычайно устойчивы, особенно цианидные и роданидные комплексы, поэтому предварительная обработка пробы с целью разрушения всех комплексных соединений в большинстве случаев необходима. Предварительная обработка пробы азотной и серной кислотами освобождает ее от мешающих органических веществ, роданидов, цианидов и др. Мешающее влияние железа устраняется добавлением фторид-ионов.

Для определения меди, присутствующей в сточной воде в относительно больших концентрациях, рекомендуется титрометрический метод, для определения ее в малых концентрациях – фотометрические методы.

Титрометрический, или йодометрический метод определения больших количеств меди заключается в следующем. После предварительного разложения комплексных соединений медь находится в растворе в виде двухвалентных катионов (Cu^{2+}). Для связывания обычно присутствующего железа (Fe^{3+}) pH раствора приводят к 3,5-4 и прибавляют гидрофторид аммония NH_4HF_2 , затем вводят иодид калия, который, реагируя с ионами Cu^{2+} , выделяет иод. Последний оттитровывают стандартным раствором тиосульфата натрия с крахмалом.

Аппаратура

- Колбы конические на 100 мл, 10 шт;
- Стеклянная бюретка на 25 мл;
- Набор стеклянных пипеток.

Реактивы

- Анализируемая вода;
- Иодид калия, сухой;
- Тиосульфат натрия, стандартный 0,02 Н раствор;
- Крахмал, 0,5%-й раствор.

Ход определения

Отбирают 20 мл пробы (пробоподготовку выполнять не нужно). После этого прибавляют 0,5 г иодида калия и титруют из бюретки раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала до исчезновения синего окрашивания. Титрование необходимо выполнить 10 раз и рассчитать погрешность эксперимента (среднеквадратическое отклонение).

Расчет. Содержание меди вычисляют по формуле

$$x = \frac{a \cdot K \cdot 1,271 \cdot 1000}{V}, \text{ , мг/л}$$

где a - объем раствора тиосульфата натрия, израсходованного на титрование, мл;

K - поправочный коэффициент для приведения концентрации раствора тиосульфата натрия к точно 0.02 н.;

1,271 - число миллиграммов меди, эквивалентное 1 мл 0,02 Н раствора тиосульфата натрия;

V - объем анализируемой воды, мл.

Полученные результаты после выполнения работ по определению металлов оформляют в виде протокола установленной формы (выдает преподаватель) с рассчитанными погрешностями.

Лабораторная работа № 4.

Определение ХПК экспресс-методом

Цель работы – овладение методикой ускоренного метода определения химического потребления кислорода (ХПК) в анализируемой воде.

ХПК – это величина, характеризующая содержание в воде органических и минеральных веществ, окисляемых одним из сильных химических окислителей при определенных условиях. Существует несколько видов окисляемости воды: перманганатная, бихроматная, иодатная. Наиболее высокая степень окисления достигается методами бихроматной и иодатной окисляемости воды. ХПК выражается в миллиграммах кислорода, пошедшего на окисление органических веществ, содержащихся в 1 литре воды.

Состав органических веществ в природных водах формируется под влиянием многих факторов. К числу важнейших относятся внутриводоемные биохимические процессы продуцирования и трансформации, поступления из других водных объектов, с поверхностным и подземным стоком, с атмосферными осадками, с промышленными и хозяйственно-бытовыми сточными водами. Образующиеся в водоеме и поступающие в него извне органические вещества весьма разнообразны по своей природе и химическим свойствам, в том числе по устойчивости к действию разных окислителей. Соотношение содержащихся в воде легко- и трудноокисляемых веществ в значительной мере влияет на окисляемость воды в условиях того или иного метода ее определения. В поверхностных водах органические вещества находятся в растворенном, взвешенном и коллоидном состояниях. Последние в

рутинном анализе отдельно не учитываются, поэтому различают окисляемость фильтрованных (растворенное органическое вещество) и нефилтрованных (общее содержание органических веществ) проб.

Величины ХПК природных вод изменяются в пределах от долей миллиграммов до десятков миллиграммов в литре в зависимости от общей биологической продуктивности водоемов, степени загрязненности органическими веществами и соединениями биогенных элементов, а также от влияния органических веществ естественного происхождения, поступающих из болот, торфяников и т.п. Поверхностные воды имеют более высокую ХПК по сравнению с подземными (десятые и сотые доли мг/л), исключение представляют воды нефтяных месторождений и грунтовые воды, питающиеся за счет болот. Горные реки и озера характеризуются окисляемостью 2-3 мг O_2 /л, реки равнинные — 5-12 мг O_2 /л, реки с болотным питанием — десятки мг O_2 /л.

В водоемах и водотоках, подверженных сильному воздействию хозяйственной деятельности человека, изменение окисляемости выступает как характеристика, отражающая режим поступления сточных вод. Для природных малозагрязненных вод рекомендовано определять перманганатную окисляемость; в более загрязненных водах определяют, как правило, бихроматную окисляемость (ХПК).

Ускоренный метод определения ХПК предназначен для постоянных ежедневных анализов, проводимых с целью контроля за работой очистных сооружений или за состоянием воды в водоемах. Главная особенность метода — использование концентрированной серной кислоты. Поэтому не требуется нагревания извне, температура повышается за счет тепла, выделяющегося при смешении воды и серной кислоты.

Аппаратура

- Колбы конические на 250 мл, 12 шт.;
- Набор стеклянных пипеток.

Реактивы

- Бихромат калия 0,25 Н раствор;
- Концентрированная серная кислота;
- N – фенилантраниловая кислота;
- Анализируемая вода;
- Соль Мора 0,25 Н свежеприготовленный раствор.

Ход определения

1. Устанавливаем титр приготовленного раствора соли Мора:

25 мл 0,25 Н раствора бихромата калия разбавляют дистиллированной водой до 250 мл, приливают 20 мл концентрированной серной кислоты. Перемешивают и после охлаждения титруют раствором соли Мора, прибавив несколько капель индикатора N – фенилантраниловой кислоты, до изумрудной окраски раствора. Количество соли Мора, пошедшее на титрование, составило 25 мл, следовательно, титр соли Мора $k = 1$.

2. К исследуемой пробе объемом 5 мл прибавляют 2,5 мл 0,25 Н раствора бихромата калия, затем при перемешивании добавляют 15 мл концентрированной серной кислоты. После охлаждения полученного раствора приливают 100 мл концентрированной серной кислоты и несколько капель индикатора. Затем титруют избыток бихромата калия раствором соли Мора до изумрудной окраски раствора. Титрование необходимо выполнить 10 раз и рассчитать погрешность эксперимента (среднеквадратическое отклонение).

Аналогично проводят анализ холостой пробы.

Расчет. Бихроматную окисляемость определяют по формуле:

$$\text{ХПК} = \frac{2000 \cdot (a - e) \cdot k}{V}, \text{ мг O}_2/\text{л},$$

где a - объём соли Мора, израсходованный на холостой опыт, мл;

v - объем соли Мора, израсходованный на исследуемую пробу, мл;

k – титр соли Мора;

V – объем пробы, взятой для определения, мл.

Полученные результаты после выполнения работ по определению металлов оформляют в виде протокола установленной формы (выдает преподаватель) с рассчитанными погрешностями.

Лабораторная работа № 5.

Удельная электропроводность

Цель работы – овладение методикой определения электропроводности и солесодержания анализируемой воды.

В водах, содержащих преимущественно неорганические вещества, т.е. в питьевых водах, а также в большинстве поверхностных и некоторых сточных водах удельная электропроводность служит приблизительным показателем концентрации неорганических электролитов. В сточных водах, содержащих соли органических кислот или оснований, удельная электропроводность является ориентировочным показателем концентрации неорганических и органических электролитов.

Удельное сопротивление ρ (Ом·см) проводника определяется выражением

$$\rho = R \cdot l / a, \quad (1)$$

где R – сопротивление, Ом;

l – длина проводника см;

a - поперечное сечение проводника в см².

Удельная электропроводность κ , Ом⁻¹см⁻¹ – величина, обратная удельному сопротивлению ρ .

Эквивалентная электропроводность λ в $\text{Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}$ – это электропроводность такого объема (φ , см^3) раствора, в котором содержится 1 г-экв растворенного вещества, причем электроды находятся на расстоянии 1 см друг от друга, и определяется по формуле

$$\lambda = 1000 \kappa / c, \text{ см}^2/(\text{г-экв Ом}), \quad (2)$$

где c - концентрация раствора, г-экв/л.

Для сильных электролитов (например, NaCl , HCl , NaOH) эквивалентная электропроводность мало зависит от концентрации раствора, т.е. удельная электропроводность κ пропорциональна концентрации. Это обстоятельство позволяет обеспечивать непрерывный контроль работы ионообменных установок обессоливания воды с помощью регистраторов электропроводности и рН-метров. Для слабых электролитов (например, уксусной кислоты) эквивалентная электропроводность значительно уменьшается с увеличением концентрации, так как в концентрированных растворах большая часть электролита недиссоциирована, что не способствует переносу ионов при прохождении электрического тока через растворы.

Приведенные в табл. 1 значения показывают, что величина λ изменяется примерно на 1 % на каждые 100 мг/л KCl или NaOH .

Эквивалентная электропроводность растворов при бесконечном разбавлении (λ^0) приводится для установления ее связи с подвижностью ионов при бесконечном разбавлении λ_+^0 и λ_-^0 , что определяется уравнением

$$\lambda^0 = \lambda_+^0 + \lambda_-^0. \quad (3)$$

Это уравнение вместе с данными о подвижности ионов позволяет вычислить значения λ^0 , которые для растворов сильных электролитов близки к 1 при любой концентрации. Значения подвижности ионов при бесконечном разбавлении, при 25°C приведены в табл. 2.

Таблица 1

Значения λ при различных концентрациях электролитов
при 25 °С, Ом⁻¹см²г-экв⁻¹

Концентрация, г-экв/л	KCl	NaOH	уксусная кислота
0*	150	248	300
0,01	141	238	15
0,05	133	-	10

* Бесконечное разбавление.

Таблица 2

Подвижность ионов в воде при 25 °С

Катион	λ^0_+	Анион	λ^0_-
H ⁺	350	ОН ⁻	198
Na ⁺	50	Cl ⁻	76
NH ₄ ⁺	73	HCO ₃ ⁻	44,5
$\frac{1}{2}$ Ca ²⁺	60	$\frac{1}{2}$ SO ₄ ⁻	80

Величина λ^0 увеличивается примерно на 2,3 % при повышении на 1 °С в пределах комнатной температуры для указанных ионов, за исключением H⁺ (1,6 % на 1 °С) и ОН⁻ (1,8 % на 1 °С).

Если известна электропроводность разбавленного раствора сильного электролита, то может быть найдено приближенное значение концентрации раствора следующим способом:

- 1) определяем величину λ^0 для рассматриваемого электролита, используя уравнение эквивалентной электропроводности (3) и данные табл. 2.

2) предполагая, что λ не зависит от концентрации, подставляем в уравнение (2) λ^0 и экспериментально измеренную величину удельной электропроводности раствора.

Для воды, содержащей сильные электролиты (такие как конденсаты), применение метода подвижности ионов для ориентировочных расчетов должно быть обосновано точным знанием качественного состава присутствующих электролитов. Попадание углекислого газа способствует образованию карбонатов, значительно уменьшающих электропроводность раствора. Электропроводность измеряют для контроля за солесодержанием котловой воды, для определения качества обессоленной и обескремниевой воды методами ионного обмена. До определения электропроводности следует проводить нейтрализацию.

В табл. 3 приведены данные, характеризующие влияние некоторых солей, обнаруженных в котловой воде, на ее электропроводность.

Таблица 3

Удельная электропроводность воды высокой чистоты при 20 °С

Характеристика воды	Удельная электропроводность, мкОм ⁻¹ см ⁻¹
Теоретический минимум удельной электропроводности	0,04
Тройная дистилляция в кварце	≈0,5
Однократная дистилляция в стекле	≈2
Чистая вода в равновесии с атмосферным воздухом, свободным от NH ₃ , но содержащим CO ₂	≈1 (см. Пример 2)
<i>Вода, обессоленная методом ионного обмена:</i>	
Раздельное ионирование	
одноступенчатое	≈10-20
двухступенчатое	≈1-5
Совместное ионирование	0,1-1
Чистая вода, содержащая 1 мг/л NaCl	1,9
То же, 1 мг/л NaOH	5,6
-“- 1 мг/л Na ₂ SO ₄	1,6

В примерах 1 и 2 показано практическое применение этих данных. Следует добавить, что для определения электропроводности растворов, содержащих значительные количества слабых кислот или оснований (например, уголекислоту или аммиак), необходимо предварительно установить (например, вычислением по значению рН) количество действительно присутствующих ионов.

Электропроводность разбавленных растворов солей слабых кислот не пропорциональна их концентрациям в отличие от нейтральных солей, где эта пропорциональность сохраняется. Это приводит к неточности при определении солесодержания котловой воды при измерении ее электропроводности, так как эта вода содержит обычно карбонат натрия, а иногда и фосфат натрия. Возникающая при этом ошибка, однако, несущественна.

ПРИМЕРЫ:

1. Определить удельную электропроводность воды, содержащей 1 мг/л NaCl и 0,5 мг/л NaOH при 20 °C.

Для Na^+ , как видно по табл. 2, при 25 °C $\lambda^0_+ = 50 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}$.

Таким образом, с учетом изменения температуры, при 20 °C эта величина составит $\lambda^0_+ = 44 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}$.

Аналогично для Cl^- при 25 °C $\lambda^0_- = 76 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}$, а при 20 °C эта величина равна $67 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}$.

$$\lambda^0 = \lambda^0_+ + \lambda^0_- = 44 + 67 = 111 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}.$$

Для NaOH по аналогичным расчетам $\lambda = 224 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{г-экв}^{-1}$.

Для NaCl концентрация $c = 1/(58,5 \cdot 10^3) \text{ г-экв/л}$.

$$\text{Тогда } \kappa = 1 \cdot 111 / (58,5 \cdot 10^3 \cdot 10^3) = 1,9 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1}\text{см}^{-1}.$$

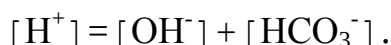
Для NaOH подобным же образом $\kappa = 2,8 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1}\text{см}^{-1}$.

Отсюда общая удельная электропроводность

$$\kappa = 4,7 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1}\text{см}^{-1} = 4,7 \text{ мкОм}^{-1}\text{см}^{-1}.$$

2. *Определить удельную электропроводность чистой воды в равновесии с атмосферным воздухом при 25 °С.*

Величина рН такой воды равна примерно 5,6 (см. курс Химия окружающей среды). Это характеризует концентрацию ионов водорода и ионов гидроксила. Единственным ионом, который может присутствовать при этом значении рН, является ион бикарбоната, следовательно:



Однако концентрация ионов $[\text{OH}^-]$ мала по сравнению с ионами $[\text{H}^+]$, поэтому



Для $[\text{H}^+] + [\text{HCO}_3^-]$ $\lambda = 400 \cdot \text{Ом}^{-1} \text{см}^2 \text{г-экв}^{-1}$ и концентрация для каждого равна $10^{-5,6}$ г-моль/л.

Тогда, согласно формуле удельной электропроводности

$$\kappa = 10^{-5,6} \cdot 400 / 1000 \approx 10^{-6} \text{ Ом}^{-1} \text{см}^{-1} \approx 1 \text{ мкОм}^{-1} \text{см}^{-1}.$$

Для определения электропроводности пробу нельзя консервировать. Рекомендуется проводить измерения не позднее, чем через сутки после отбора пробы. Определение проводится при 20 °С.

Аппаратура

- Кондуктометр;
- Пластиковый стакан на 100 мл.

Реактивы

- Анализируемый раствор NaCl № 1;
- Анализируемый раствор NaCl № 2;
- Анализируемый раствор NaCl № 3;
- Анализируемый раствор NaCl № 4;

- Дистиллированная вода;
- Фильтровальная бумага.

Ход определения

Пробу анализируемой воды наливают в пластиковый стакан, в который погружают двухэлектродную ячейку погружного типа кондуктометра. Отмывают ее поверхность многократным ополаскиванием. После отмывания определяют удельную электропроводность (**внимательно следите за размерностью на электронном табло прибора**) и температуру пробы воды.

Расчет. Концентрацию NaCl вычисляют по формуле

$$c = 1000 \cdot \kappa / \lambda^0, \text{ г-экв/л,}$$

где κ – удельная электропроводность пробы воды, Ом⁻¹см⁻¹;

λ^0 - эквивалентная электропроводность анализируемого раствора NaCl, Ом⁻¹см²г-экв⁻¹.

Определяют удельную электропроводность проб воды различного состава по заданию преподавателя. Рассчитывают концентрации компонентов в анализируемой воде. Полученные результаты после выполнения работ по определению электропроводности и концентрации оформляют в виде протокола установленной формы (выдает преподаватель).

Лабораторная работа № 6.

Реагентная очистка сточных вод, содержащих шестивалентный хром

Цель работы – выявление условий, обеспечивающих эффективную очистку сточных вод от соединений шестивалентного хрома.

Хром (VI) содержится в сточных водах химических, металлургических, машиностроительных предприятий и других производств, обычно в количествах от 10 до 500 мг/л. При движении такой воды по трубопроводам на их стенках откладываются соединения хрома, уменьшая проходное сечение трубопровода. Предельно допустимая концентрация соединений хрома в водоемах составляет 0,1 мг/л в перерасчете на Cr(VI). Сточные воды, поступающие на биологические очистные сооружения, так же должны иметь концентрацию Cr(VI) не выше 0,1 мг/л, так как к нему весьма чувствительны микроорганизмы активного ила.

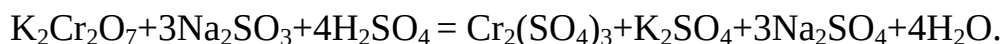
Наибольшее распространение в практике очистки промышленных сточных вод от соединений шестивалентного хрома получил реагентный метод. Реагентная химическая очистка основана на восстановлении Cr(VI) до Cr(III), который затем осаждают в виде Cr(OH)₃. Возможно также осаждение Cr(VI) в виде солей бария, свинца и др.

В качестве восстановителей используют диоксид серы, бисульфит натрия, сульфит натрия, железный купорос. Реакции восстановления Cr(VI) до Cr(III) обычно проводят в кислой среде, так как в этом случае проявляется наибольшая окислительная активность хроматов ($E=1,33V$).

Однако при выборе оптимальных значений pH для проведения окислительно-восстановительного процесса необходимо учитывать, что восстановительная активность некоторых реагентов (например, железного купороса) сильнее выражена в щелочной среде. Поэтому оптимальные для

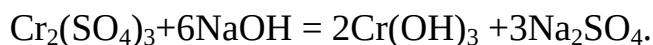
данной реакции значения pH целесообразно установить опытным путем. Для осаждения хрома (III) в виде $\text{Cr}(\text{OH})_3$ используют известковое молоко, едкий натр, углекислый натрий и др. Наиболее полное осаждение достигается при pH 8-9.

При использовании для восстановления хроматов сульфита натрия реакция протекает согласно уравнению:



Полнота процесса восстановления определяется концентрациями $\text{Cr}(\text{VI})$ и Na_2SO_3 , их соотношением и pH реакционной среды.

Для осаждения $\text{Cr}(\text{OH})_3$ может быть использована реакция с гидроксидом натрия:



Аппаратура

- pH-метр;
- Спектрофотометр LEKI, ($\lambda = 430$ нм);
- Стеклянные кюветы, 10 мм;
- Цилиндры мерные на 250 мл – 9 шт.;
- Стеклянные палочки с резиновыми наконечниками – 9 шт.;
- Набор стеклянных мерных пипеток;

Реактивы

- Раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 1 Н, 47,3 г/л, содержание хрома 17,3 г/л – 0,5 л;
- Раствор Na_2SO_3 , 1 Н, 63,0 г/л;
- Раствор H_2SO_4 , 1 Н;
- Раствор NaOH , 1 Н.

Ход определения

Экспериментальное определение оптимальных условий восстановления хромата и его последующего осаждения сводится к последовательному выявлению влияния на процесс кислотности и pH реакционной смеси, концентрации растворов бихромата калия, избытка восстановителя против его стехиометрического расхода, величины pH при осаждении $\text{Cr}(\text{OH})_3$ раствором щелочи.

При необходимости могут быть экспериментально определены также дозы коагулянтов или флокулянтов, требующиеся для интенсификации процесса осаждения образовавшегося $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

1. Выявление влияния pH реакционной среды

В серию из 9 цилиндров на 250 мл последовательно вводятся отмеренные объемы воды, бихромата калия, серной кислоты и сульфита натрия (табл. 4). После введения каждого реагента производится кратковременное перемешивание содержимого цилиндров, а после введения раствора сульфита натрия – перемешивание в течении 5 мин. с наблюдением за изменением цвета растворов.

После этого из цилиндров, в которые был введен сульфит натрия, отбираются пробы раствора для определения pH и оптической плотности растворов при $\lambda=430$ нм. Пробы после определения pH и оптической плотности возвращаются в соответствующие цилиндры. Полученные данные вносят в табл. 4. По полученным результатам строят график $D^{(430)}=f(\text{pH})$, по которому судят о влиянии pH на степень восстановления хрома. Следует отметить, что анион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ имеет желтую окраску, а катион Cr^{3+} – зеленую. Поэтому оптическая плотность раствора, содержащего более высокую концентрацию шестивалентного хрома, при $\lambda=430$ нм, будет выше. По полученной зависимости делают вывод об оптимальном диапазоне pH восстановления хрома.

Форма записи результатов

№	Состав реакционной смеси, мл				Показатели после перемешивани я		Добавлено реагентов, мл		Показатели после осаждения		
цилиндр	H ₂ O	K ₂ Cr ₂ O ₇ 1 Н	H ₂ SO ₄ 1 Н	Na ₂ SO ₃ 1 Н	pH	D ⁽⁴³⁰⁾	H ₂ SO ₄ 1 Н	NaOH 1 Н	pH	a ₀	Осаждение
1	200	2,5	-	-							
2	193	2,5	-	5			10	5			
3	190	2,5	2	5			7	6			
4	187	2,5	5	5			5	7			
5	185	2,5	7	5			2	8			
6	180	2,5	10	5			1	9			
7	180	2,5	7	5			4	5			
8	180	2,5	7	5			4	6			
9	180	2,5	7	5			7	9			

2. Определение pH наилучшего осаждения Cr³⁺

После того, как была определена степень восстановления хрома, в цилиндры с исследуемой водой вводят H₂SO₄ согласно табл. 4. При этом происходит полное восстановление хрома во всех цилиндрах. Затем в каждом цилиндре создают различные значения pH путем добавления раствора NaOH. Содержимое цилиндров тщательно перемешивают и после 30 мин отстаивания

определяют pH и объем осадка (a_0). Также визуально судят об эффективности осаждения гидроксида хрома. Полученные результаты заносят в табл. 4 и делают вывод об оптимальном диапазоне pH выделения $Cr(OH)_3$.

Лабораторная работа № 7.

Нейтрализационная очистка сточных вод, содержащих тяжелые металлы

Цель работы – расчет и определение условий, обеспечивающих эффективную очистку кислых сточных вод с примесями тяжелых металлов (Cu^{2+} , Fe^{3+}).

В кислых сточных водах практически всегда присутствуют ионы тяжелых металлов, поэтому дозу реагента следует определять с учетом выделения в осадок солей тяжелых металлов. Теоретический расход реагентов для нейтрализации сточных вод и удаления металлов приведен в табл. 5 и 6.

Таблица 5

Теоретический расход реагентов для нейтрализации кислот

Реагент	Удельный расход реагентов для нейтрализации кислот, a , кг/кг					
	серная	соляная	азотная	фосфорная	уксусная	плавиковая
CaO	0,57	0,77	0,44	0,86	0,47	1,70
Ca(OH) ₂	0,75	1,01	0,59	1,13	0,62	1,85
NaOH	0,82	1,09	0,63	1,22	0,67	2,00
KOH	1,14	1,53	0,89	1,71	0,94	2,80
CaCO ₃	1,02	1,37	0,80	1,53	0,83	2,50
MgCO ₃	0,86	1,15	0,67	1,21	0,70	2,10
Na ₂ CO ₃	1,09	1,45	0,84	1,62	0,89	2,63

На практике реагент вводят в избытке.

Таблица 6

Удельный расход реагентов, необходимый для удаления металлов

Металл	Удельный расход реагентов, ϵ , кг/кг			
	CaO	Ca(OH) ₂	Na ₂ CO ₃	NaOH
Цинк	0,85	1,13	1,60	1,22
Никель	0,95	1,26	1,80	1,36
Медь	0,88	1,16	1,66	1,26
Железо	1,00	1,32	1,90	1,43
Свинец	0,27	0,36	0,51	0,38

Расход реагентов (кг/ч) для нейтрализации сточных вод Q (м³/ч) находится из зависимости:

$$G = k_3 \cdot (100/B) \cdot Q \cdot a \cdot C,$$

количество реагентов для нейтрализации кислых стоков, содержащих соли тяжелых металлов, определяют из соотношения:

$$G = k_3 \cdot (100/B) \cdot Q \cdot (a \cdot C + \epsilon_1 \cdot C_1 + \epsilon_2 \cdot C_2 + \dots + \epsilon_n \cdot C_n),$$

где k_3 – коэффициент запаса расхода реагента по сравнению с теоретическим, равный для известкового молока 1,1, для известкового теста и сухой извести 1,5;

B – количество активной части в товарном продукте, %;

Q – количество сточных вод, подлежащих нейтрализации, м³;

a – расход реагента для нейтрализации, кг/кг (см. табл. 5);

C – концентрация кислоты или щелочи, кг/м³;

$C_1, C_2, \dots, C_n$ – концентрация металлов кг/м³;

$\epsilon_1, \epsilon_2, \dots, \epsilon_n$ – удельный расход реагента, кг/кг (см. табл. 6).

Аппаратура

- рН-метр лабораторный;
- Спектрофотометр LEKI;
- Стеклянные кюветы, 10 мм;
- Бюретки;
- Лабораторный реактор;
- Набор мерных пипеток;
- Колбы мерные и конические на 50, 100 мл.

Реактивы

- Раствор NaOH 1л 1Н и 0,1Н;
- Раствор фенолфталеина 0,5%-й;
- Реактивы для титрометрического определения меди (см. лабораторную работу № 3);
- Реактивы для фотометрического определения содержания железа в воде (см. лабораторную работу № 2);
- Исследуемая вода;
- Мерные цилиндры на 1000, 500 и 250 мл.

Ход работы

Экспериментальное определение оптимальных условий нейтрализации сточных вод, содержащих примеси тяжелых металлов, сводится к определению концентраций примесей солей металлов, определению кислотности (щелочности) исследуемой системы, выбору и расчету количества реагентов, способствующих выделению и удалению компонентов металлов из смеси сточных вод.

В мерный цилиндр наливают 500 мл исследуемой воды. Остальную часть воды используют для определения ее химических характеристик, значения которых записывают в табл. 7:

- кислотность сточной воды и pH (см. методики курса Химия окружающей среды);
- концентрацию железа;
- концентрацию меди.

На основе полученных данных производится расчет необходимого количества нейтрализующего реагента G (известь, сода, гидроксид натрия и другие по указанию преподавателя). На основе расчетных данных проводят технологический процесс нейтрализации в лабораторной установке и контролируют процесс, устанавливая следующие параметры:

- величину pH системы после нейтрализации;
- эффективность удаления железа;
- эффективность удаления меди;
- объем осадка после нейтрализации;
- количество сухого вещества осадка (кг), которое образуется при нейтрализации 1 м^3 сточной воды в лабораторной установке.

Таблица 7

Форма записи результатов

Показатели	pH	Кислотность г-экв/л	Концентрация, кг/м ³	
			Fe ³⁺	Cu ²⁺
до процесса очистки				
после процесса очистки				
Эффективность удаления, %				
Характеристика осадка	Экспериментальный объем, мл		Расчетная концентрация сухих веществ, мг	

В конце работы делаются выводы об эффективности процесса очистки сточной воды.

Лабораторная работа № 8.

Определение гидравлической крупности частиц методом седиментационного анализа

Цель работы – построение кривой кинетики осаждения и определение гидравлической крупности частиц при заданной эффективности очистки.

Седиментация (с лат. – оседание) естественный процесс выделения из воды грубодисперсных примесей путем осаждения или всплывания под влиянием силы тяжести. В технике очистки воды седиментация, или отстаивание, – самая распространенная и достаточно эффективная технология. Для повышения эффективности отстаивания следует ограничить турбулентность потока, что достигается уменьшением скорости движения воды в отстойниках или созданием условий для ламинаризации потока. Основной технологической характеристикой грубодисперсных примесей является гидравлическая крупность частицы, т.е. скорость ее свободного осаждения в неподвижной воде, имеющей температуру +20 °С.

Под свободным осаждением понимается осаждение в условиях, когда оседающая частица не взаимодействует с другими частицами. Гидравлическая крупность является важной характеристикой, определяющей размеры сооружений механической очистки и, особенно, отстойника. Ее можно определить расчетным способом (по формуле Стокса) и экспериментально (более точно).

Экспериментальное определение гидравлической крупности производят при помощи торсионных весов (рис. 1) непосредственным взвешиванием

выпавшего на чашечку осадка. Эксперимент следует проводить в помещении с постоянной температурой, близкой к температуре исследуемой воды.

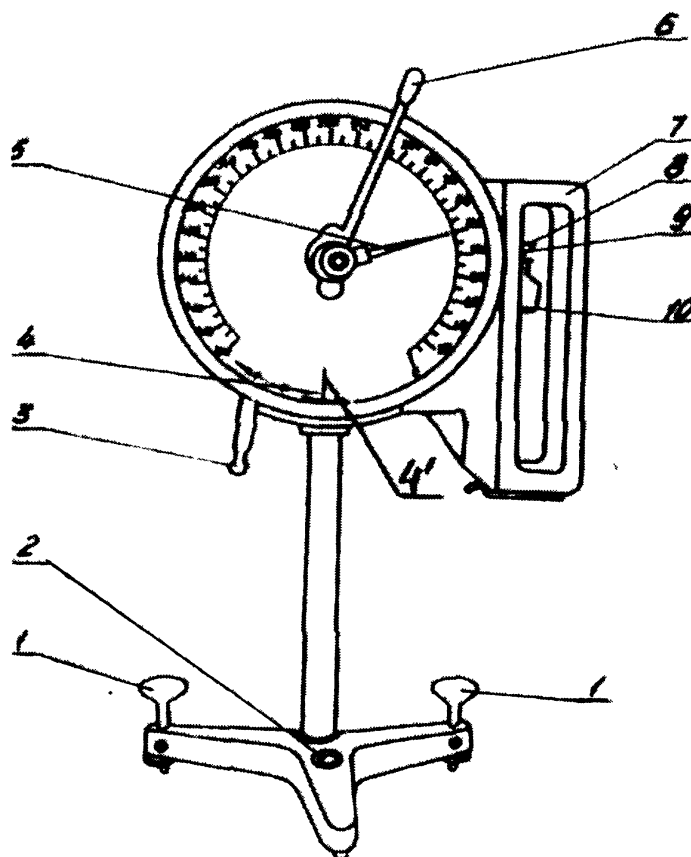


Рис. 1. Весы торсионные:

- 1 – винт; 2 – уровень сферический; 3 – рычаг; 4 – стрелка контрольная; 4' – нулевая отметка; 5 – стрелка отсчетная; 6 – поводок; 7 – крышка; 8 – коромысло; 9 – крючок; 10 – чашечка (заменяется капроновой нитью с крючком)

Ход определения

Перед анализом определяют вес чашечки, погруженной на определенную глубину h в дистиллированную воду. После этого в цилиндр (стакан) наливают исследуемую воду до верхней риски. После тщательного перемешивания чашечку опускают в воду и одновременно включают секундомер и определяют привес осадка на чашечке через определенные промежутки времени (время

эксперимента 30 мин). Результаты заносят в табл. 8. Эксперимент повторяют три раза.

Таблица 8

Форма записи результатов

№	Масса чашечки с осадком, M , мг	Время, t , с	Масса осадка, m , мг	Эффект осветления, $\mathcal{E}$, %	Примечание
1					
2					
3					
...					
30					

Масса осадка на чашечке определяется по формуле:

$$m = M - m_{\text{ч}},$$

где $m_{\text{ч}}$ – масса чашечки в воде;

M – масса чашечки с осадком.

Эффект осветления рассчитывают по следующей формуле:

$$\mathcal{E} = (m_i / m_{\infty}) \cdot 100 \%,$$

где m_{∞} – конечная масса осадка на чашечке в конце эксперимента, мг

m_i – текущие массы осадка на чашечке, мг.

По полученным результатам строят график зависимости $\mathcal{E} = f(t)$ (рис. 2).

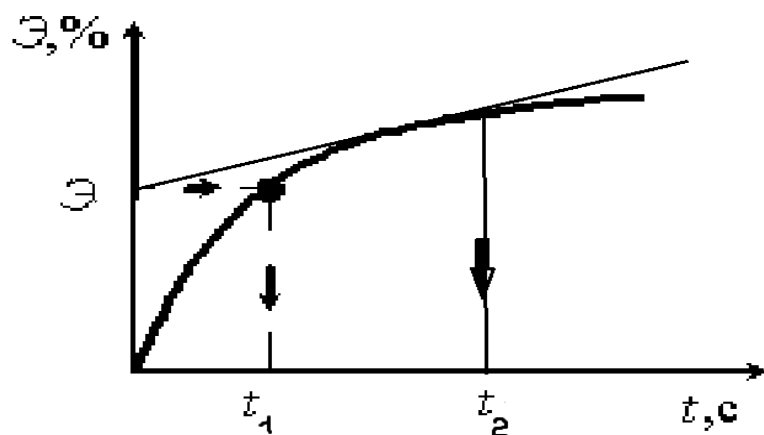


Рис. 2. Зависимость эффективности осаждения от времени.

По графику определяют минимальную ($u_{\min}$) и охватывающую ($u_{\text{охв}}$) гидравлические крупности исследуемой взвеси при рассчитанном значении эффективности осветления $\mathcal{E}$ (см. расчетное задание). Для этого проводят касательную и перпендикуляр к седиментационной кривой из ординаты $\mathcal{E}$ и определяют время осаждения частиц, обеспечивающих эту эффективность (t_1 и t_2) соответственно). Гидравлическая крупность частиц рассчитывается по формулам:

$$u_{\min} = h/\tau_1, \quad u_{\text{охв}} = h/\tau_2$$

Расчетное задание

Рассчитать эффективность осветления сточной воды по формуле:

$$\mathcal{E} = \frac{C_0 - C_i}{C_0} \cdot 100 \%,$$

где C_0, C_i - концентрации взвешенных веществ до и после осветления.

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9
C_0 , мг/л	300	350	400	280	290	250	320	360	400
C_i , мг/л	90	50	100	60	70	90	150	100	120

СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторная работа № 1. Определение хрома в сточных водах.....	3
Лабораторная работа № 2. Определение железа в сточных водах.....	7
Лабораторная работа № 3. Определение меди в сточных водах.....	11
Лабораторная работа № 4. Определение ХПК экспресс-методом.....	14
Лабораторная работа № 5. Удельная электропроводность.....	17
Лабораторная работа № 6. Реагентная очистка сточных вод, содержащих шестивалентный хром.....	24
Лабораторная работа № 7. Нейтрализационная очистка сточных вод, содержащих тяжелые металлы.....	28
Лабораторная работа № 8. Определение гидравлической крупности частиц методом седиментационного анализа.....	32