

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Пензенский государственный университет
архитектуры и строительства»
(ПГУАС)

ХИМИЯ ВОДЫ И МИКРОБИОЛОГИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для направления подготовки
08.03.01 «Строительство»

Пенза 2016

УДК [628.16+628.34]:579.6+543.3(075.8)

ББК 38.761+28.4+28.072я73

X46

Рекомендовано Редсоветом университета

Рецензент – кандидат химических наук А.В. Нуштаева (ПГУАС)

Химия воды и микробиология: методические указания к лабораторным работам для направления подготовки 08.03.01 «Строительство» / Н.Г. Вилкова, А.А. Шумкина, П.А. Полубояринов. – Пенза: ПГУАС, 2016. – 32 с.

Содержатся рекомендации по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия воды и микробиология».

Методические указания подготовлены на кафедре «Физика и химия» и предназначены для студентов 2-го курса направления 08.03.01 «Строительство», изучающих дисциплину «Химия воды и микробиология» по программе бакалавриата.

© Пензенский государственный университет архитектуры и строительства, 2016

© Вилкова Н.Г., Шумкина А.А.,
Полубояринов П.А., 2016

ПРЕДИСЛОВИЕ

Методические указания разработаны для программы дисциплины «Химия воды и микробиология», составленной в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего образования для направления «Строительство» (квалификация –бакалавр).

Дисциплина «Химия воды и микробиология» изучается студентами 2-го курса и входит в базовую часть общепрофессионального модуля учебного цикла Б1.Б.2.1.

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля) «Химия воды и микробиология» (в соответствии с ФГОС ВО):

– знание научно-технической информации, отечественного и зарубежного опыта по профилю деятельности

– способность составлять отчеты по выполненным работам, участвовать во внедрении результатов исследований и практических разработок.

В результате изучения дисциплины студент должен:

Знать: научно-техническую информацию, отечественный и зарубежный опыт по профилю деятельности.

Уметь: применять полученные знания в практической деятельности, составлять отчеты по выполненным работам, участвовать во внедрении результатов исследований и практических разработок

Владеть: основными знаниями, необходимыми для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы водоснабжения и водоотведения.

Лабораторная работа 1

ОСОБЕННОСТИ ХИМИЧЕСКОГО СОСТАВА ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД

а) Кислотность и щелочность воды. *Кислотность* воды определяет содержащиеся в ней свободные кислоты (сильные или слабые), диссоциирующие с образованием ионов водорода, некоторые средние и кислые соли, образованные слабым гидроксидом и сильной кислотой, которые, подвергаясь гидролизу, образуют свободные кислоты. При неполной диссоциации кислоты или частичном гидролизе соли концентрация свободных ионов H^+ , находящихся в растворе, часто не соответствует концентрации водородных ионов, вступающих в реакцию нейтрализации с сильным гидроксидом. В связи с этим выделяют два типа кислотности воды:

1) активную кислотность, которая обусловлена реально присутствующими в растворе ионами H^+ , выражается в эквивалентной форме (ммоль/л);

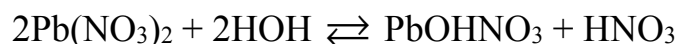
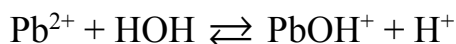
2) общую кислотность, которая обусловлена ионами H^+ , определяемыми в процессе проведения реакции нейтрализации (ммоль/л):



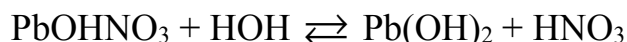
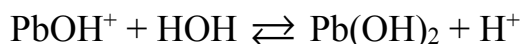
Кислотность природных вод обычно обусловлена наличием свободной угольной кислоты, а для некоторых видов вод – также гуминовыми и другими слабыми органическими кислотами. При наличии этих кислот рН воды обычно не бывает $< 4,5$. Кислые рудничные воды, содержащие сульфаты железа, марганца, вследствие гидролиза этих солей имеют более низкое значение рН.

Гидролиз солей, образованных слабым гидроксидом и сильной кислотой, рассмотрим на примере гидролиза нитрата свинца(II). Гидролиз этой соли протекает ступенчато:

1 ступень:



2 ступень:



Из уравнений реакций следует, что при растворении этой соли в воде образуется избыток ионов водорода, обуславливающий кислую реакцию среды и затрудняющий протекание 2-й ступени гидролиза. В случае, когда нужно довести гидролиз до конца, создают условия, благоприятствующие протеканию всех ступеней гидролиза, то есть смещению равновесия гидролиза (сильное разбавление, связывание ионов водорода).

Количественной характеристикой гидролиза солей, образованных слабым гидроксидом и сильной кислотой, могут служить константы равновесий, которые для реакций (2) и (3) имеют вид:

$$K_{\text{равн.1}} = \frac{C_{\text{PbOH}^+} \cdot C_{\text{H}^+}}{C_{\text{Pb}^{+2}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$K_{\text{равн.2}} = \frac{C_{\text{Pb(OH)}_2} \cdot C_{\text{H}^+}}{C_{\text{PbOH}^+} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Умножив $K_{\text{равн.}}$ на постоянную величину $[\text{H}_2\text{O}]$, получим $K_{\text{г}}$, а заменив $[\text{H}^+]$ на $\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]}$ из ионного произведения воды $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$, получаем

$$K_{\text{гидр.1}} = \frac{C_{\text{PbOH}^+} \cdot K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{Pb}^{+2}} \cdot C_{\text{OH}^-}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д.2}}},$$

$$K_{\text{гидр.2}} = \frac{C_{\text{Pb(OH)}_2} \cdot C_{\text{H}^+}}{C_{\text{PbOH}^+} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д.1}}},$$

где $K_{\text{д.1}}=9,55 \cdot 10^{-4}$ – константа диссоциации Pb(OH)_2 по первой ступени;

$K_{\text{д.2}}=3 \cdot 10^{-8}$ – константа диссоциации Pb(OH)_2 по второй ступени.

Так как $K_{\text{д.2}} < K_{\text{д.1}}$, то гидролиз по первой ступени протекает более полно, чем по второй.

Определение активной кислотности

Реактивы:

1) 0,1н раствор NaOH;

2) метилоранж (водный раствор с массовой долей индикатора 0,03%).

Ход работы. В коническую колбу вместимостью 250 см³ отмерить цилиндром 100 см³ исследуемой воды, прибавить 2-3 капли метилоранжа. Если раствор приобретает розовую окраску, то его оттитровать 0,1н раствором гидроксида натрия до перехода розовой окраски в золотисто-оранжевую, измерить объем NaOH.

Расчет:

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

где x – активная кислотность воды, ммоль/л;

V_{NaOH} – объем рабочего раствора NaOH, пошедший на титрование пробы воды, см³;

N_{NaOH} – эквивалентная концентрация NaOH, моль/л;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем пробы воды, см^3 ;

1000 – коэффициент перевода моль в ммоль.

Определение общей кислотности

Реактивы:

1) 0,1н раствор NaOH;

2) фенолфталеин (спиртовой раствор с массовой долей индикатора 0,5%).

Ход работы. В коническую колбу вместимостью 250 см^3 отмерить цилиндром 100 см^3 водопроводной воды, прибавить 5-10 капель фенолфталеина. Титровать 0,1н раствором гидроксида натрия до появления слабо-розовой, заметной на белом фоне в отраженном свете, окраски, не исчезающей в течение 1 мин. Измерить объем NaOH.

Расчет:

$$x_1 = \frac{1000V_{\text{NaOH}} N_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где x_1 – общая кислотность воды, ммоль/л;

V_{NaOH} – объем рабочего раствора NaOH, пошедший на титрование пробы воды, см^3 ;

N_{NaOH} – эквивалентная концентрация рабочего раствора щелочи, моль/л;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем пробы воды, см^3 ;

1000 – коэффициент перевода моль в ммоль.

Если вода после прибавления индикатора не окрашивается в слабо-розовый цвет, то активная кислотность отсутствует.

Определение щелочности воды

Щелочность воды определяют содержащиеся в ней свободные гидроксиды а также средние и основные соли, образованные сильными гидроксидами и слабыми кислотами.

При неполной диссоциации гидроксидов или частичном гидролизе солей концентрация свободных ионов OH^- , находящихся в растворе, часто не соответствует концентрации ионов OH^- , вступающих в реакцию нейтрализации с сильной кислотой. В связи с этим выделяют два типа щелочности воды:

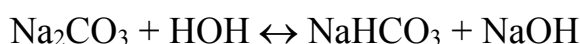
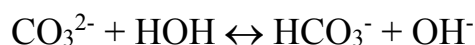
а) активную щелочность, которая обусловлена наличием в воде реально присутствующих гидроксидных групп, выражается в эквивалентной форме (ммоль/л);

б) общую щелочность, которая обусловлена наличием в воде ионов OH^- , определяемых в процессе проведения реакции нейтрализации (ммоль/л):

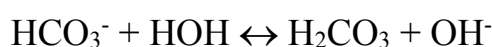


Гидролиз солей, образованных сильным гидроксидом и слабой кислотой, рассмотрим на примере карбоната натрия. Гидролиз этой соли протекает ступенчато:

1 ступень:



2 ступень:



Из уравнений гидролиза следует, что в результате взаимодействия соли с водой образуются ионы OH^- , обуславливающие щелочную реакцию среды и затрудняющие протекание гидролиза по второй ступени. В случае, когда необходимо довести гидролиз до конца, создают условия, благоприятствующие протеканию гидролиза по всем ступеням, то есть смещению равновесия гидролиза (сильное разбавление, связывание ионов OH^-).

Количественной характеристикой гидролиза солей служит константа гидролиза. Для гидролиза Na_2CO_3 по первой ступени константа гидролиза имеет вид:

$$K_{г1} = \frac{C_{\text{HCO}_3^-} \cdot K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{CO}_3^{2-}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{д2}}.$$

Для гидролиза Na_2CO_3 по второй ступени константа гидролиза имеет вид:

$$K_{г2} = \frac{C_{\text{H}_2\text{CO}_3} \cdot K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{HCO}_3^-}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{д1}},$$

где $K_{д1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ – константа диссоциации угольной кислоты по первой ступени;

$K_{д2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$ – константа диссоциации угольной кислоты по второй ступени.

Так как $K_{д1} > K_{д2}$, то гидролиз по первой ступени протекает более полно, чем по второй.

Определение активной щелочности

Реактивы:

- 1) 0,1н раствор хлороводородной кислоты;
- 2) фенолфталеин (спиртовой раствор с массовой долей индикатора 1%).

Ход работы. В коническую колбу вместимостью 250 см³ отмерить цилиндром 100 см³ исследуемой воды, прибавить 5-8 капель фенолфталеина. Если вода окрашивается в розовый цвет, то ее оттитровать 0,1н раствором хлороводородной кислоты до исчезновения розовой окраски, измерить объем HCl.

Расчет:

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

где x – свободная щелочность воды, ммоль/л;

V_{HCl} – объем рабочего раствора HCl, пошедший на титрование пробы воды, см³;

N_{HCl} – эквивалентная концентрация рабочего раствора HCl, моль/л;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем пробы воды, см³;

1000 – коэффициент перевода моль в ммоль.

Если вода после прибавления индикатора вода остается бесцветной, то активная щелочность отсутствует.

Определение общей щелочности

Реактивы:

- 1) 0,1н раствор хлороводородной кислоты;
- 2) метилоранж (водный раствор с массовой долей индикатора 0,03%).

Ход работы. В коническую колбу вместимостью 250 см³ отмерить цилиндром 100 см³ исследуемой воды, прибавить 2-3 капли фенолфталеина. Титровать 0,1н раствором хлороводородной кислоты до перехода желтой окраски в золотисто-оранжевую, измерить объем HCl.

Расчет:

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

где x – общая щелочность воды, ммоль/л;

V_{HCl} – объем рабочего раствора HCl, пошедший на титрование пробы воды, см³;

N_{HCl} – эквивалентная концентрация рабочего раствора HCl, моль/л;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем пробы воды, см³;

1000 – коэффициент перевода моль в ммоль.

Контрольные вопросы

1. Какие из перечисленных солей: карбонат натрия, хлорид железа (II), сульфат марганца, нитрат цинка, силикат калия вызывают кислотность воды.

2. Напишите гидролиз солей: цианид натрия, гидросиликат калия. Укажите реакцию среды.

3. Какие из перечисленных солей: карбонат натрия, хлорид железа (II), сульфат марганца, нитрат цинка, силикат калия вызывают щелочность воды.

4. Что называют общей и активной кислотностью.

5. Что называют общей и активной щелочностью

б) Жесткость воды и методы ее устранения

Природная вода, содержащая большое количество солей кальция и магния, называется жесткой. Различают общую, временную, постоянную, карбонатную и некарбонатную жесткости.

Общей жесткостью называют суммарную концентрацию ионов Ca^{2+} ; Mg^{2+} и Fe^{2+} , выраженную в ммоль-экв/л.

Постоянной жесткостью называют часть общей жесткости, остающуюся после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени.

Временной жесткостью $C_{жв}$ называют часть общей жесткости, которая удаляется кипячением воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Она равна разности между общей и постоянной жесткостью ($C_{жв} = C_{жo} - C_{жп}$).

Единицы измерения жесткости.

Единица измерения жесткости – ммоль-эквивалент (ммоль-экв). 1 ммоль-экв соответствует содержанию в 1 литре воды 20,04 мг Ca^{2+} или 12,16 мг Mg^{2+} .

По величине общей жесткости ($C_{жo}$, ммоль-экв/л) воду делят на шесть классов:

- 1) очень мягкая ($0 < C_{жв} < 1,5$);
- 2) мягкая ($1,5 < C_{жв} < 3$);
- 3) средней жесткости ($3 < C_{жв} < 4,5$);
- 4) довольно жесткая ($4,5 < C_{жв} < 6$);
- 5) жесткая ($6 < C_{жв} < 10$);
- 6) очень жесткая ($C_{жв} > 10$).

При использовании жесткой воды на стенках хозяйственно-бытовой аппаратуры образуются отложения, различные по своему составу и структуре, от весьма твердых, плотно прилегающих к металлу в виде накипи, до рыхлых и илистых осадков.

Образование накипи и шлама является сложным физико-химическим процессом, зависящим от солевого состава воды, теплообмена и др. Известно, что такие вещества, как сульфаты кальция и магния (CaSO_4 ; MgSO_4), силикат кальция (CaSiO_3), гидроксид магния ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), карбонат кальция и др., выпадают в осадок и могут образовать на обогреваемых поверхностях котла накипь.

По химическому составу различают следующие виды накипи:

а) карбонатную с преобладающим содержанием (70-80%) карбоната кальция и магния. Структура такой накипи чрезвычайно разнообразна, начиная от аморфного налета до плотных отложений. Карбонатная накипь светло-серого цвета образуется в местах пониженной температуры;

б) сульфатная накипь с повышенным содержанием (50-70%) сульфата кальция отличается значительной плотностью, твердостью и высокой адгезией к металлу. Отлагается в местах повышенной температуры, имеет незначительную теплопроводность и поэтому является более вредной, чем карбонатная;

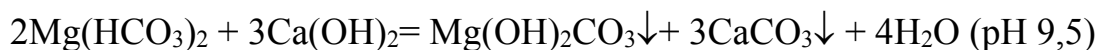
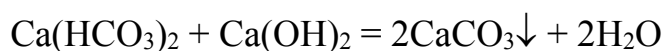
в) силикатная накипь со значительным содержанием (20-25%) силикатов кальция и магния обладает большой твердостью и малой теплопроводностью, имеет тонкий стеклообразный вид и является опасным видом накипи.

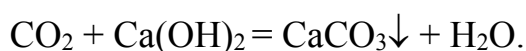
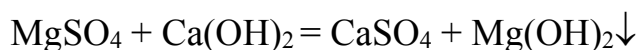
Смешанная накипь может состоять из смеси сульфатов, карбонатов, силикатов, фосфатов кальция и магния, а также примесей оксидов железа. Содержание в накипи оксидов железа, являющихся продуктами коррозионного разрушения металла, может достигать 70%.

Реагентные методы умягчения воды

Рассмотрим основные физико-химические процессы, происходящие при умягчении воды методами осаждения.

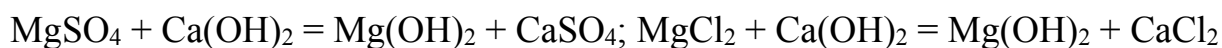
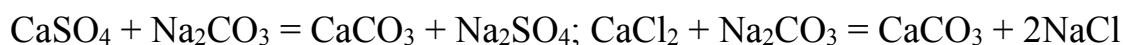
Известкование воды. Сущность данного метода заключается в переводе заметно растворимых гидрокарбонатов кальция и магния в труднорастворимые соединения в результате взаимодействия с известью. Химические реакции, происходящие при известковании воды, содержащей соли жесткости и свободную угольную кислоту, можно описать следующими уравнениями:





Из приведенных выше уравнений следует, что при известковании воды снижаются карбонатная жесткость (щелочность), концентрация свободной угольной кислоты и общее солесодержание.

Известково-содовый метод умягчения воды. Сущность метода заключается в обработке воды двумя реагентами: известью и карбонатом натрия (содой), вследствие чего снижается как карбонатная, так и некарбонатная жесткость. Этот метод может быть использован для вод с различным химическим составом. Уравнения химических реакций, вызывающих снижение карбонатной жесткости, приведены при описании известкования воды. Наряду с ними протекают реакции по уравнениям:



Известково-содовый метод снижает жесткость воды до 0,3-0,5 ммоль-экв/л.

Определение устранимой (временной) и остаточной жесткости

Определение основано на сравнении величин карбонатной жесткости в пробе воды до и после кипячения. Гидрокарбонаты кальция и магния при этом переходят в карбонаты, и количество соляной кислоты, пошедшее на титрование прокипяченной пробы, характеризует величину остаточной жесткости. Устранимую (временную) жесткость находят по разности между карбонатной и остаточной жесткостью.

Реактивы:

- 1) 0,1 н HCl;
- 2) метилоранж (0,02%).

Ход работы. В коническую колбу емкостью 250 см³ отмерить пинеткой 100 см³ исследуемой воды и титровать 0,1 н соляной кислотой в присутствии 2-3 капель метилоранжа до перехода желтой окраски в оранжевую. Объем кислоты, пошедшей на титрование, записать.

Колбу сполоснуть дистиллированной водой и снова отмерить 100 см³ воды. Термостойким карандашом по стеклу отметить уровень воды в колбе. Закрыть колбу воронкой и кипятить 1 час. При кипячении образуется осадок карбоната кальция. По мере испарения воды в колбу осторожно прилить ди-

стиллированную воду до метки. После охлаждения профильтровать кипяченую воду через сухой фильтр в чистую сухую колбу, 2-3 раза промыть его небольшим количеством воды (дистиллированной), промывные воды соединить с профильтрованной пробой. Внести 2-3 капли метилоранжа и титровать соляной кислотой до оранжевой окраски. Объем кислоты, пошедшей на титрование, записать.

Расчет. Остаточная жесткость

$$x_1 = (1000V_2N)/V_3,$$

где x_1 – остаточная жесткость воды, ммоль/л;

V_2 – объем рабочего раствора HCl, пошедший на титрование пробы воды после кипячения, см³;

N – эквивалентная концентрация рабочего раствора HCl, моль/л;

V_3 – объем пробы воды, см³.

Устранимая жесткость

$$x_2 = \frac{1000(V_1 - V_2)N}{V_3}$$

где x_2 – устранимая (временная) жесткость воды, ммоль/л;

V_1 – объем рабочего раствора HCl, пошедший на титрование пробы воды до кипячения, см³.

Остальные обозначения те же, что и при определении остаточной жесткости.

Определение общей жесткости воды комплексометрическим методом

Объемный комплексометрический метод определения общей жесткости воды основан на взаимодействии ионов кальция и магния, с комплексным соединением – динатрневой солью этилендиа-минтетрауксусной кислоты (этилендиаминтетраацетатом натрия – условно ЭДТА). Синонимы названия этого комплексного соединения – трилон Б или комплексен III. Эти комплексы образуются в щелочной среде (pH = 8-11), которая создается добавлением аммонийного буферного раствора (pH = 10). Внутрикомплексные соединения с этими ионами образует и индикатор – эриохром черный, но по прочности они значительно уступают комплексам ионов кальция и магния с трилоном Б. При добавлении индикатора в щелочной среде образуются комплексонаты ионов кальция и магния с эриохромом вишнево-красного цвета, которые при титровании пробы воды трилоном Б разрушаются вследствие образования более прочных бесцветных комплексонатов кальция и магния с трилоном Б. В точке эквивалентности переходная фиолетовая

окраска пробы от одной капли раствора трилона Б изменяется на синюю, соответствующую исходной окраске индикатора.

Реактивы:

1) ЭДТА 0,05 н. Эквивалентная масса ЭДТА равна 186 г. Для приготовления 0,05 н раствора ЭДТА берут навеску 9,32 г. Точную эквивалентную концентрацию 0,1 и раствора ЭДТА устанавливают с помощью 0,01 н раствора сульфата магния;

2) аммонийная буферная смесь. 20 г химически чистого хлорида аммония растворяют в 100 см³ дистиллированной воды и смешивают со 100 см³ 20 %-го NH₄OH. Объем раствора доводят дистиллированной водой до 1 дм³;

3) индикаторы: а) эриохром черный, б) кислотный хром темно-синий. 0,5 г индикатора растворяют в 10 см³ аммонийной буферной смеси. Доводят объем до 100 см³ этанолом. Приготовленный раствор пригоден для работы в течение 10 дней.

Ход работы. В коническую колбу отмерить пипеткой соответствующее количество исследуемой воды (при значительной жесткости разбавить пробу дистиллированной водой). Добавить 5 см³ аммонийной буферной смеси, 5-8 капель эриохрома черного и титровать рабочим раствором ЭДТА до перехода вишнево-красной окраски в синюю. Окраска раствора от избытка ЭДТА остается неизменной, поэтому в конце титрования рабочий раствор ЭДТА следует прибавлять по каплям, энергично перемешивая. Записать результаты титрования.

Расчет:

$$x = (1000V_1N) / V_2,$$

где x – общая жесткость воды, ммоль/л;

V_1 – объем рабочего раствора ЭДТА, пошедший на титрование пробы воды, см³;

N – эквивалентная концентрация рабочего раствора ЭДТА, моль/л;

V_2 – объем пробы, см³.

Контрольные вопросы

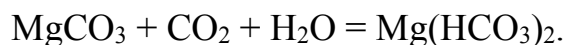
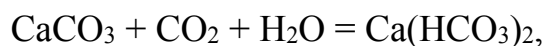
1. Какие ионы вызывают жесткость воды.
2. Что называют общей жесткостью.
3. Какая жесткость называется карбонатной.
4. В чем заключается известковый метод снижения жесткости.
5. В каких единицах измеряют жесткость

в) Угольная кислота и ее формы содержания в воде

Диоксид углерода, растворяясь в воде, частично вступает с ней во взаимодействие с образованием угольной кислоты. Концентрация свободной угольной кислоты в поверхностных водах определяется парциальным давлением диоксида углерода в атмосфере. Растворимость диоксида углерода в воде, отвечающая равновесному состоянию при атмосферном давлении, приведена ниже.

$t_{\text{H}_2\text{O}}, ^\circ\text{C}$	0	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50	60
Растворимость CO_2 , мг/л	3,35	2,77	2,32	1,97	1,69	1,45	1,25	1,11	0,97	0,86	0,76	0,58

Другой формой содержания угольной кислоты в воде являются гидрокарбонаты, образующиеся при диссоциации угольной кислоты по 1-й ступени: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$. Они поступают в воду также в результате растворения карбонатных пород под действием угольной кислоты:



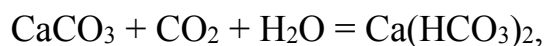
Гидрокарбонаты – наиболее распространенная форма содержания угольной кислоты в природных водах при средних значениях pH. Они обуславливают щелочность воды.

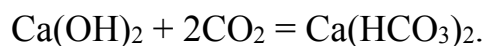
При диссоциации угольной кислоты по 2-й ступени образуются карбонат-ионы: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$. Они содержатся только в щелочных водах (при $\text{pH} > 8,4$). В присутствии ионов Ca^{2+} содержание CO_3^{2-} невелико вследствие малой растворимости карбоната кальция. В присутствии свободной угольной кислоты растворимость карбоната кальция возрастает в результате образования гидрокарбонатов.

Основная карбонатная система природных вод представляет собой систему из свободной угольной кислоты и гидрокарбонат-иона:



Воды, в которых соблюдается основное карбонатное равновесие, называются **стабильными**. Они не изменяют своего состава при контакте с карбонатами, бетоном, карбонатными защитными пленками. Воды, содержащие избыток свободной угольной кислоты над равновесной, называются **агрессивными**. При контакте с бетоном или карбонатными пленками такие воды вызывают растворение карбонатных составляющих. Агрессивное действие этих вод выражается в растворении карбоната кальция и извести по уравнениям:





Воды, в которых имеется избыточное (над равновесным) содержание гидрокарбонатов, т.е. повышенная щелочность, называются **нестабильными**. Поскольку такие воды не насыщены свободной угольной кислотой, карбонатное равновесие в таких водах смещается в сторону разложения гидрокарбонатов. При наличии ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} в нестабильной воде наблюдается отложение карбонатов на стенках аппаратуры.

Основной показатель стабильности представляет собой отношение щелочности исследуемой воды ($\text{Щ}_{\text{иссл}}$) к щелочности воды, насыщенной карбонатом кальция ($\text{Щ}_{\text{тс}}$):

$$C_{\text{осн}} = \text{Щ}_{\text{иссл}}/\text{Щ}_{\text{нас}}$$

Вспомогательный показатель стабильности есть отношение рН исходной воды ($\text{pH}_{\text{иссл}}$) к рН воды, насыщенной карбонатом кальция:

$$C_{\text{всп}} = \text{pH}_{\text{иссл}}/\text{pH}_{\text{нас}}$$

Если $C=1$, то есть $\text{pH}_{\text{иссл}}=\text{pH}_{\text{нас}}$, то вода стабильна. При $C>1$ вода нестабильна, при $C<1$ вода агрессивная.

Определение агрессивной CO_2 по методу Гейера

Метод основан на сравнении содержания гидрокарбонат-ионов в воде (щелочности) до и после контакта исследуемой воды с карбонатом кальция.

Количество гидрокарбонатов, появляющееся в пробе воды после контакта ее с карбонатом кальция, эквивалентно содержанию агрессивной CO_2 .

Реактивы.

- 1) 0,1 н HCl ;
- 2) тонко измельченный мрамор, промытый горячей дистиллированной водой и высушенный при 150°C , или химически чистый свежеприготовленный CaCO_3 ;
- 3) метилоранж (0,02%).

Ход работы. В пробе воды (100 см^3) определить содержание гидрокарбонатов по вышеприведенной методике. Затем в склянку емкостью $250\text{-}300 \text{ см}^3$ поместить 2-3 г карбоната кальция. Склянку осторожно заполнить исследуемой водой, закрыть резиновой пробкой так, чтобы над поверхностью жидкости не остался пузырек воздуха. Пробу оставить на 6-7 дней, энергично перемешивая несколько раз в день, или встряхивать 6-7 ч на механической мешалке. Затем профильтровать раствор через сухой бумажный фильтр в сухой химический стакан или колбу, отмерить 100 см^3 воды и определить содержание гидрокарбонатов титрованием 0,1 н раствором соляной кислоты в присутствии метилоранжа. Результаты записать и сделать расчет.

Расчет

$$x = \frac{1000(V_2 - V_1)NЭ}{V_3},$$

где x – содержание агрессивной CO_2 , мг/л;

V_1 – объем рабочего раствора HCl , израсходованный на определение гидрокарбонатов (до контакта воды с карбонатом кальция), см^3 ;

N – эквивалентная концентрация рабочего раствора HCl , моль/л;

Э – эквивалентная масса агрессивной CO_2 (22);

V_2 – объем рабочего раствора HCl , израсходованный на титрование пробы воды после контакта с карбонатом кальция, см^3 ;

V_3 – объем воды для титрования, см^3 .

Контрольные вопросы

1. В каких формах может содержаться угольная кислота в воде.
2. Что называют агрессивной угольной кислотой.
3. Что называют основным показателем стабильности воды.
4. Что называют вспомогательным показателем стабильности.
5. Что называют основным карбонатным равновесием.

Лабораторная работа №2

КЛАССИФИКАЦИЯ ПРИРОДНЫХ ПРИМЕСЕЙ НА ОСНОВЕ ИХ ФАЗОВО-ДИСПЕРСНОЙ ХАРАКТЕРИСТИКИ

Природные воды являются полидисперсными системами, то есть в них могут содержаться частицы, размеры которых соответствуют размерам коллоидных (10^{-4} - 10^{-7} см) и грубодисперсных частиц (10^{-4} - 10^{-2} см).

Грубодисперсные системы отличаются от высокодисперсных тем, что частицы дисперсной фазы оседают (или всплывают) в гравитационном поле, не проходят через бумажные фильтры и видимы в обычный микроскоп. Частицы высокодисперсных систем задерживаются ультрафильтрами (целлофан, пергамент), практически не оседают (не всплывают).

В зависимости от агрегатного состояния все дисперсные системы можно разделить на типы. Тип записывают обычно в виде дроби с индексом (первая буква названия состояния) дисперсной фазы в числителе и с индексом дисперсионной среды в знаменателе.

В общем случае высокодисперсные системы называют золями (гидрозолями, органозолями – по характеру дисперсионной среды). Грубодисперсные системы типа Т/Ж носят название суспензий, типа Ж/Ж – эмульсий.

Взаимодействие между дисперсной фазой и дисперсионной средой за счет межмолекулярных сил на границе раздела фаз протекает всегда, но степень его проявления различна. В зависимости от этого дисперсные системы разделяют на лиофильные и лиофобные. Для первых характерно сильное межмолекулярное взаимодействие вещества дисперсной фазы со средой, для вторых – слабое.

Все дисперсные системы можно разделить на два класса – свободнодисперсные, в которых частицы дисперсной фазы не связаны между собой и могут перемещаться свободно (суспензии, эмульсии, золи) и связнодисперсные, в которых одна из фаз не перемещается свободно, поскольку структурно закреплена.

Высокомолекулярные соединения (ВМС) и их растворы занимают особое место в коллоидно-химической классификации. Растворы ВМС, являясь по существу истинными молекулярными растворами, обладают в то же время многими признаками коллоидного состояния. Действительно, по многим свойствам (диффузия, задержка на ультрафильтрах, структурообразование, оптические и электрические свойства) растворы ВМС стоят ближе к коллоидным системам, нежели к молекулярным растворам. Поскольку растворы ВМС диалектически сочетают свойства молекулярных растворов и коллоидных систем, иногда их называют молекулярными коллоидами.

Методы получения дисперсных систем делят на диспергационные и конденсационные.

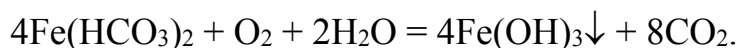
Леофильные коллоидные системы (например, растворы ВМС) получают при самопроизвольном растворении их в подходящем растворителе.

Лиофильные системы термодинамически устойчивы ($\Delta G < 0$) и характеризуются самопроизвольным диспергированием. Процесс идет вследствие уменьшения свободной энергии при межмолекулярном взаимодействии (сольватации) и увеличения энтропии (энтропия смешения). Системы, в которых самопроизвольного диспергирования не происходит, называют лиофобными.

Для лиофобных систем характерны механические способы, в которых преодоление межмолекулярных сил и накопление свободной поверхностной энергии в процессе диспергирования происходит при совершении внешней механической работы над системой. В природе, например, дисперсные системы образуются в результате дробления и истирания твердых пород под действием воды, ледников, процессов выветривания и выщелачивания (где присоединяется и химическое взаимодействие).

Важнейшие физические методы получения дисперсных систем – конденсация из паров и замена растворителя. Наиболее наглядный пример конденсации из паров – образование тумана. В данном случае образование гетерогенной системы происходит в результате изменения параметров системы, в частности, при понижении температуры давление пара может стать выше равновесного давления пара над жидкостью и в газовой фазе возникает новая жидкая фаза.

Химическая конденсация основана на выделении новой фазы из пересыщенного раствора. Однако, в отличие от физических методов, вещество, образующее дисперсную фазу, появляется в результате химической реакции. В природных водах широко распространены процессы окисления и гидролиза гидрокарбоната Fe (II), происходящие при выходе их в поверхностные зоны:



Образующийся золь гидроксида железа сообщает природным водам красно-бурю окраску.

Процессы коагуляции применяют в водоподготовке и при очистке сточных вод различных предприятий как для интенсификации механической очистки, так и для удаления коллоидных примесей и обесцвечивания вод, содержащих высокомолекулярные окрашенные примеси. Коагуляционная очистка может представлять значительный интерес при очистке сточных вод целлюлозно-бумажных комбинатов (ЦБК), хотя в настоящее время применяется в России только на Байкальском и Селенгинском ЦБК. В качестве коагулянтов на практике в основном используют соли алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AlCl_3 , NaAlO_2 и др.) и железа (FeCl_3 , FeSO_4 и др.).

а) Определение оптимальной дозы коагулянта

Количество коагулянта, вводимое в определенный объем обрабатываемой воды, называется дозой коагулянта. Она выражается обычно в мг/л, г/л.

Доза коагулянта, соответствующая наилучшему осветлению или обесцвечиванию воды, называется оптимальной .

От правильной дозировки коагулянта зависит эффективность коагуляции. При недостаточном количестве коагулянта образующихся хлопьев гидроксида не хватает для полного освобождения воды от коллоидных примесей, при избытке – ухудшается хлопьеобразование. В зависимости от условий доза алюминиевого коагулянта колеблется в пределах 20-100 мг/л, для железного – 15-75 мг/л.

Оптимальную дозу коагулянта определяют пробным коагулированием воды.

Реактив

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ (5 %-й раствор – в пересчете на безводную соль).

Ход работы. Предварительно определить прозрачность исходной воды по шрифту. В пять цилиндров емкостью $0,5 \text{ дм}^3$ налить исследуемую воду. В каждый из них пипеткой на 5 см^3 ввести соответственно 0,5; 1; 1,5; 2,0; $2,5 \text{ см}^3$ раствора сульфата алюминия. Воду в цилиндрах после введения коагулянта тщательно перемешать стеклянной мешалкой 2 мин. После 10-минутного отстаивания определить прозрачность воды по шрифту в каждом цилиндре. Доза коагулянта, при которой будет достигнута максимальная прозрачность воды, соответствует оптимальной.

б) Определение остаточного алюминия в воде

Остаточный алюминий в обработанной воде появляется при несоблюдении оптимальных условий коагуляции (неправильная дозировка коагулянта, понижение температуры и др.). Это связано с нарушением процесса гидролиза сульфата алюминия, задержкой его на промежуточных стадиях. При низкой температуре затрудняется и коагуляция коллоидного гидроксида алюминия вследствие значительной гидратации частиц. Образующиеся микрохлопья $\text{Al}(\text{OH})_3$ проходят через фильтр. Критическая концентрация ионов алюминия, при которой наблюдается выпадение гидроксида, составляет $0,4 \text{ мг} \cdot \text{дм}^{-3}$.

Остаточный алюминий в воде определяют фотометрически. Определение основано на образовании внутрикомплексного красного соединения алюминия с алюминоном в слабокислой среде (рН 4,7-5,5).

Реактивы.

1. Алюминон (0,1%-й раствор в присутствии 0,3 г растворимого крахмала).

2. Ацетатный буферный раствор. Готовят, смешивая равные объемы 0,1 н CH_3COOH и 0,1 н раствора CH_3COONa .

3. Основной стандартный раствор: 1,758 г алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ растворить в дистиллированной воде и довести объем раствора до 1 дм^3 . 1 см^3 этого раствора содержит $0,1 \text{ мг Al}^{3+}$. Рабочий стандартный раствор готовится разбавлением в 10, 100 раз.

Ход работы. В коническую колбу на 100-150 см³ отмерить пипеткой 25 см³ исследуемой воды, прибавить 2 см³ раствора алюминона и 20 см³ ацетатной буферной смеси. Нагреть до 90-95°С, после охлаждения определите концентрацию алюминия в воде. Колориметрируют на фотоколориметре при зеленом светофильтре (при концентрации алюминия от 0,04 до 0,4 мкг·см⁻³), используя стандартные растворы сульфата алюминия. При работе на спектрофотометре оптическая плотность определяется при $\lambda=525$ нм. Концентрация ионов алюминия находится по калибровочному графику.

Контрольные вопросы

1. Какой из коагулянтов (безводные хлорид железа(III) и сульфат алюминия) значительно снижает щелочность воды и на сколько при дозе, равной 75 мг/л?

2. Какое количество коагулянта (хлорида железа и сульфат алюминия в расчете на безводную соль) снижает щелочность воды на 1,5 ммоль/л? Написать уравнение гидролиза сульфата алюминия в присутствии гидрокарбоната натрия.

3. Какой должна быть оптимальная доза коагулянта сульфата железа(III) (в мг/л) при исходной щелочности воды, равной 3,2 ммоль/л, если после обработки воды щелочной резерв должен быть не менее 0,8 ммоль/л?

4. Как изменится щелочность воды при введении в нее 44,4 мг/л $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$? 41,7 мг/л $FeSO_4 \cdot 7H_2O$? 22,5 мг/л $FeCl_3 \cdot 6H_2O$?

5. Определить дозу извести при коагуляции с подщелачиванием, если доза коагулянта — 142,5 мг/л безводного $Al_2(SO_4)_3$, а щелочность исходной воды — 0,5 ммоль/л.

Лабораторная работа №3

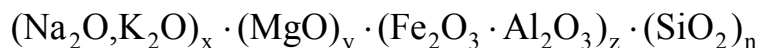
ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОЦЕССОВ ОБРАБОТКИ ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД

Иониты – это твердые зернистые вещества, набухающие в воде, но не растворимые в ней. По составу основного скелета, который связывает воедино ионогенные группы, иониты делят на минеральные и органические. К минеральным относят алюмосиликаты, силикаты, ортофосфаты некоторых металлов. К органическим продукты химической переработки угля или лигнина либо полученные синтетическим путем высокомолекулярные органические соединения, содержащие ионогенные группы.

Применяемые при очистке воды иониты бывают естественного и искусственного происхождения.

К первым относят – глауконит и гумусовые угли, ко вторым – сульфированные угли, синтетические ионообменные смолы.

Глаукониты представляют собой ферроалюмосиликаты аморфного строения, состав которых соответствует следующей приблизительной формуле



Перед использованием глауконитовый песок освобождают от посторонних примесей (глины и кварца), обрабатывают при 300 – 400 °С для придания ему достаточной прочности и водостойкости, а затем подвергают магнитной сепарации для очистки от остатков породы. Готовый глауконит представляет собой мелкие, гладкие, окрашенные в зеленый цвет зерна размером 0,2 – 0,6 мм. Глауконит может быть использован в нейтральной или щелочной среде, так как в кислой среде эти зерна частично растворяются.

Гумусовые угли, используемые для приготовления катионитов, должны содержать не менее 15% гуминовых кислот. Раздробленные до зерен диаметром 0,75 – 1,0 мм гумусовые угли отсеиваются от мелочи и пыли и обрабатываются в течение 2 – 3 часов 15%-м раствором NaCl, подкисленным HCl до pH = 2,0.

Природные иониты по своим свойствам уступают искусственным, поэтому в практике чаще всего применяются искусственные иониты.

Сульфированный уголь готовят обработкой концентрированной серной кислотой донецких и кузнецких углей. Для этого его размельчают до размеров 1–5 мм и смешивают с олеумом (H₂SO₄ с 18–20% SO₃) или купоросным маслом (96%-я H₂SO₄) в соотношении 1:4. Сульфирование производят при 180–200 °С в течение 6 ч. Затем его отмывают от кислоты и сортируют по размерам частиц.

Ионообменные смолы – это сетчатые, трехмерные полимеры, не растворяющиеся в воде, но ограниченно набухающие в ней и содержащие ионогенные группы, т.е. группы, способные к обмену ионами.

По характеру своего действия ионообменные вещества подразделяют на катиониты и аниониты. Вещества, обменивающие катионы, называют катионитами, а обменивающие анионы – анионитами.

Определение обменной емкости катионита в статических условиях

Статическая обменная емкость ионита определяется количеством вещества эквивалентов ионов, обменивающихся 1 г абсолютно сухого ионита (ммоль/г).

Статический метод определения обменной емкости ионитов используют в стандартных испытаниях для получения сравнительной характеристики ионитов различных марок. Он заключается в длительном контактировании определенного количества ионита с раствором щелочи (для катионитов) или кислоты (для анионитов) точной концентрации. Обычно для определения обменной емкости катионитов берут 0,1 н раствор гидроксида натрия, а для анионитов – 0,1 н раствор серной кислоты.

Реактивы:

1) катионит КУ-2. Навеску 200 г технического катионита с размером зерен 0,25-0,5 мм помещают в химический стакан и заливают при перемешивании насыщенным раствором хлорида натрия (5-кратным объемом). Через 24 ч раствор сливают, промывают катионит дистиллированной водой и переносят в большую делительную воронку. Для перевода катионита в Н-форму его обрабатывают 5 раз не менее чем 30-кратным объемом 5 %-ной соляной кислоты (катионит держат в контакте с кислотой не менее 2 ч, периодически перемешивая). Соляной кислотой катионит обрабатывают до исчезновения в промывном растворе ионов Fe^{3+} (проба 40%-м раствором роданида аммония). После чего катионит промывают дистиллированной водой до исчезновения в фильтрате хлорид-иона (проба с $AgNO_3$);

2) 0,1 н раствор NaOH. Точную эквивалентную концентрацию устанавливают по 0,1 н раствору HCl;

3) 0,1 н HCl;

4) метиловый красный (0,2% в этаном).

Ход работы. На аналитических весах взять навеску катионита в Н-форме с известной влажностью в количестве, соответствующем 1 г сухого продукта. Навеску поместить в мерную колбу и залить 200 см^3 0,1 н раствора гидроксида натрия. Колбу закрыть пробкой и оставить на 24 ч, периодически перемешивая. Затем отделить катионит от раствора фильтрованием через фильтр, смоченный полученным раствором. Отобрать пипеткой 25 см^3 фильтрата и оттитровать 0,1 н соляной кислотой в присутствии 2-3 капель метилового красного до перехода желтой окраски в красную.

Расчет:

$$E_c = \frac{100(200N_{\text{NaOH}} - 8V_{\text{HCl}} N_{\text{HCl}})}{g(100 - W)}$$

где E_c – обменная емкость катионита в статических условиях, ммоль/г;

N_{NaOH} – эквивалентная концентрация раствора гидроксида натрия, моль/л;

V_{HCl} – объем соляной кислоты на титрование, см³;

N_{HCl} – эквивалентная концентрация раствора гидроксида натрия, моль/л;

g – навеска катионита, г;

W – влажность катионита, %.

Обменную емкость анионитов определить по 0,1 н раствора серной кислоты, фильтрат оттитровать 0,1 н раствором гидроксида натрия. Рассчитать E_c по вышеприведенной формуле с учетом указанных изменений.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называют ионитами.
2. Для чего применяют иониты.
3. В чем состоит особенность строения катионита.
4. В чем состоит особенность строения анионита
5. Что называют обменной емкостью ионита.

Лабораторная работа №4 ПРОЦЕССЫ ЗАГРЯЗНЕНИЯ И САМООЧИЩЕНИЯ ВОДОЕМОВ

а) Окисляемость

Окисляемостью называют общее содержание в воде восстановителей (неорганических и органических), реагирующих с сильными окислителями. Она определяется числом миллиграммов кислорода, идущего на окисляемость примесей, содержащихся в одном литре воды (единица измерения мг О/л).

Различают общую и частичную окисляемость. Общую называют ХПК, что означает химическое потребление кислорода. Частичную окисляемость называют также перманганатной.

Химическое потребление кислорода. ХПК характеризует общее содержание в воде восстановителей (неорганических и органических), реагирующих с сильными окислителями. Ее обычно выражают в единицах количества кислорода, расходуемого на окисление.

Окисление органических веществ бихроматом охватывает практически все органические вещества, если в качестве катализатора вводить в реакционную смесь сульфат серебра. Большинство органических веществ окисляется при этом на 95-100%. Однако имеется незначительное число соединений (к ним относится бензол, толуол и другие ароматические углеводороды, пиридин и т.п.), которые не окисляются даже в присутствии катализатора. Окисление органических веществ бихроматом в указанных условиях идет до образования оксида углерода и воды, азот выделяется в виде газа.

Для определения величины окисляемости используют также перманганат калия (KMnO_4). Отметим, что KMnO_4 является более слабым, чем дихромат калия окислителем, поэтому окисление органических веществ происходит неполно, многие из них совсем не окисляются. В связи с этим перманганатный метод или перманганатную окисляемость для анализа сточных вод не применяют, но используют в анализе чистой природной воды.

Определение перманганатной окисляемости

Метод Кубеля

Реактивы.

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

Ход работы. В предварительно подготовленную коническую колбу на 250 см³ отмерить пипеткой 100 см³ исследуемой воды, прибавить 20 см³ 4 н серной кислоты и прилить из бюретки точно 20 см³ 0,01 н раствора KMnO_4 . Колбу закрыть воронкой, смесь кипятить 10 мин (считая с начала кипения).

Чтобы не было бурного вскипания, в колбу можно поместить стеклянные капилляры.

После кипячения прилить из бюретки 20 см³ 0,01 н щавелевой кислоты, перемешать до обесцвечивания раствора, затем титровать 0,01 н раствором KMnO₄ до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего 2-3 мин. Если в процессе кипячения раствор буреет, это указывает на недостаток серной кислоты.

Если по окончании кипячения не сохранится окраска, свойственная перманганату калия, то к пробе снова прибавить определенный объем 0,01 н раствора KMnO₄ и кипятить 10 мин.

Расчет.

$$X = \frac{\left[(V_{\text{KMnO}_4} + V'_{\text{KMnO}_4}) \cdot N_{\text{KMnO}_4} - V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right] \cdot E \cdot 1000}{V_{\text{воды}}}$$

где x – окисляемость воды, мг O·дм⁻³;

V_{KMnO_4} – объем раствора KMnO₄, прилитого к пробе до кипячения, см³;

V'_{KMnO_4} – объем раствора KMnO₄ на титрование щавелевой кислоты, см³;

N_{KMnO_4} – установленная нормальность раствора перманганата калия;

$V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$ – объем 0,01 н раствора щавелевой кислоты для связывания избытка KMnO₄, см³;

$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$ – нормальность щавелевой кислоты;

E – эквивалент кислорода;

$V_{\text{воды}}$ – объем пробы исследуемой воды, см³.

Метод Шульца (II)

Реактивы.

1. KMnO₄ (0,01 н раствор).
2. H₂C₂O₄ (0,01 н титрованный раствор).
3. NaOH (50%-й раствор).
4. H₂SO₄ (2 н).

Ход работы. В предварительно подготовленную коническую колбу на 250 см³ отмерить 50-100 см³ исследуемой воды (в зависимости от ожидаемой окисляемости), прибавить 0,5 см³ 50%-го раствора едкого натра, 10-15 см³ 0,01 н раствора и кипятить 10 мин (считая с начала кипения). К слегка охлажденному раствору (60-70°С) прилить 10 см³ серной кислоты и отмерить из бюретки 10-15 см³ 0,01 н раствора щавелевой кислоты. Оттитровать полученный раствор 0,01 н раствором до появления слабо-розовой устойчивой окраски.

Расчет произвести по вышеприведенной формуле.

б) Обеззараживание воды

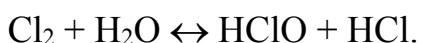
Процесс обработки воды, проводимый для полного удаления патогенных и снижения общего числа микроорганизмов, называется обеззараживанием. Оно может осуществляться физическими и химическими методами. Обеззараживание воды физическими методами заключается в воздействии на микроорганизмы ультрафиолетовыми лучами, высокой температурой и др. К химическим методам относят: хлорирование, озонирование, обеззараживание воды солями тяжелых металлов.

Хлорирование воды

Хлорирование воды является наиболее распространенным, а иногда единственным процессом, используемым на очистных сооружениях для обеззараживания воды. При хлорировании воду обрабатывают хлором или препаратами, содержащими активный хлор (гипохлорит натрия, хлорная известь, оксид хлора (IV), хлорамины).

Хлор является очень активным элементом. Он взаимодействует почти со всеми металлами и многими неметаллами. Непосредственно с кислородом хлор не соединяется, но известны его оксиды (Cl_2O ; ClO_2 ; ClO_3 ; Cl_2O_7), а также кислородосодержащие кислоты (HClO ; HClO_2 ; HClO_3 ; HClO_4).

При растворении в воде протекает гидролиз хлора с образованием хлорноватистой и хлороводородной кислот:



Хлорноватистая кислота очень слабая, выделяется из солей при взаимодействии их даже с угольной кислотой, является сильным окислителем. В растворах диссоциирует с образованием гипохлорит-иона:



Константа диссоциации хлорноватистой кислоты при 18°C равна $3,7 \cdot 10^{-8}$.

Механизм бактерицидного действия хлора и его кислородосодержащих соединений заключается во взаимодействии с составными частями клетки микроорганизма, в первую очередь с ферментами. Потеря биологической активности ферментов может происходить в результате реакций окисления, хлорирования, замещения. Изменения в структуре ферментов ведут к нарушению обмена веществ в клетке микроорганизма и ее отмиранию.

Эффект обеззараживания воды зависит от сочетания многих факторов, среди которых наибольшее значение имеют биологические особенности микроорганизмов, бактерицидное действие реагентов, условия, в которых происходит процесс обеззараживания.

Бактерицидная активность реагентов определяется окислительным потенциалом и способностью взаимодействовать с составными частями клеток микроорганизмов. Обеззараживающее действие реагента зависит от та-

ких свойств обрабатываемой воды, как рН, наличие органических и неорганических веществ, способных к окислению, взвешенных и коллоидных примесей.

Определение остаточного хлора

После обеззараживания воды методом хлорирования в ней должен оставаться активный остаточный хлор. При выходе с очистных сооружений ПДК свободного активного остаточного хлора (свободного хлора или его кислородсодержащих соединений) должна быть в интервале от 0,3 до 0,5 мг/л после 30-минутного контакта хлора с водой.

Для связанного активного остаточного хлора (хлорамина) ПДК составляет 0,8-1,2 мг/л после 60-минутного контакта реагентов с водой.

1. Определение суммарного активного остаточного хлора в воде.

Реактивы:

- 1) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,005 н раствор);
- 2) KI (10%-й раствор);
- 3) ацетатная буферная смесь. Готовят, смешивая разные объемы 1 н растворов CH_3COOH и CH_3COONa ;
- 4) крахмал (1%-й раствор).

Ход работы. В коническую колбу емкостью 250 см³ отмерить пипеткой 100 см³ водопроводной воды, прибавить 5 см³ 10%-го раствора KI , 5 см³ ацетатной буферной смеси и 1 см³ раствора крахмала. Оттитровать пробу 0,005 н раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до исчезновения синей окраски раствора.

Расчет:

$$x = \frac{V_1 N \text{Э} \cdot 1000}{V_2},$$

где x – содержание суммарного остаточного хлора, мг/л;

V_1 – объем рабочего раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, израсходованный на титрование пробы воды, см³;

N – эквивалентная концентрация рабочего раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л;

Э – эквивалентная масса хлора (35,45);

V_2 – объем исследуемой воды, см³.

2. Определение свободного остаточного активного хлора в воде.

Метод основан на окислении метилоранжа свободным хлором. Хлорамины, имеющие меньший окислительно-восстановительный потенциал, не окисляют метилоранж.

Реактивы, посуда:

1) метилоранж, 0,005%-й раствор; 50 мг метилоранжа доводят дистиллированной водой до 1 л. (1 см³ этого раствора соответствует содержанию в воде 0,0217 мг свободного хлора);

2) соляная кислота, 5 и раствор. В мерную колбу емкостью 1 л налить 200-300 см³ дистиллированной воды и медленно прибавить 400 см³ соляной кислоты (плотностью 1,19 г/см³). Довести раствор водой до метки, перемешать;

3) микробюретка на 5 см³.

Ход работы. 100 см³ исследуемой воды поместить в фарфоровую чашку, прибавить 2-3 капли 5 и раствора соляной кислоты и быстро оттитровать пробу раствором метилоранжа до появления розовой окраски.

Расчет:

$$x_1 = \frac{0,04 + V \cdot 0,0217 \cdot 1000}{V_{\text{воды}}},$$

где x_1 – содержание свободного остаточного активного хлора, мг/л;

V – объем 0,005%-го раствора метилоранжа, израсходованный на титрование, см³;

0,0217 – титр раствора метилоранжа;

0,04 – эмпирический коэффициент;

$V_{\text{воды}}$ – объем исследуемой воды, см³.

Количество связанного (хлорамина) остаточного активного хлора (x_2) находим по разности между содержанием в воде суммарного и свободного остаточного активного хлора:

$$x_2 = x - x_1.$$

Выбор дозы хлора и определение хлорируемости воды

Оптимальной дозой хлора при нормальном хлорировании считается количество введенного хлора (мг/л), обеспечивающее содержание остаточного хлора до 0,3-0,5 мг/л после 30-минутного контакта хлора с водой. Дозу определяют путем пробного хлорирования исходной воды.

Реактивы:

1) хлорная вода, содержащая 1 мг хлора в 1 см³. Готовят, пропуская газообразный хлор в дистиллированную воду. Титр устанавливают по 0,1 (0,05) н раствору Na₂S₂O₃;

2) Na₂S₂O₃ (0,005 н раствор);

3) KI (10%-й раствор);

4) ацетатная буферная смесь: 1 н раствор CH₃COOH и 1 н раствор CH₃COONa (1:1);

5) крахмал (1%-й раствор).

Ход работы. В восемь конических колб емкостью 250 см³ отмерить пипеткой по 100 см³ исследуемой воды. В каждую колбу прилить с интервалом в 2 мин соответственно 1,0; 1,5; 2; 2,5; 3; 4; 5; 10 см³ хлорной воды (1 см³

хлорной воды соответствует дозе хлора 1 мг/л). Колбы закрыть пробками, перемешать содержимое и оставить на 30 мин. После 30-минутного контакта хлора с пробой воды определить содержание остаточного хлора в каждой пробе по вышеприведенной методике.

Обработку полученных результатов провести по схеме:

1. По данным работы вычислить концентрацию остаточного хлора в каждой пробе.

2. Построить график "доза хлора – остаточный хлор", откладывая на оси абсцисс дозу введенного хлора (мг/л), на оси ординат – концентрацию остаточного хлора (мг/л).

3. Определить оптимальную дозу хлора.

4. Вычислить показатель хлорируемости воды $O_{\text{хл}}$ по формуле

$$O_{\text{хл}} = 1/D,$$

где D – доза хлора (в мг/л), соответствующая содержанию остаточного хлора 0,5 мг/л.

Контрольные вопросы

1. Что называют химическим потреблением кислорода.
2. Как происходит взаимодействие хлора с водой.
3. Какие вещества образуются при взаимодействии хлора с водой.
4. Что называют перманганатной окисляемостью.
5. Как определяют окисляемость.

РЕКОМЕНДУЕМЫЕ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ

1. Вилкова, Н.Г. Химия воды и микробиология [Текст] / Н.Г. Вилкова. – Пенза: ПГАСА, 2013 .

2. Общая химия. Практикум: учеб. пособие / Н.Г. Вилкова [и др.]. – Пенза: ПГУАС, 2013, 2014.

3. Органическая химия. Курс лекций [Текст]: учеб. пособие / П.А. Полу- бояринов, Н.Г. Вилкова, А.А. Шумкина, А.В. Нуштаева. – Пенза: ПГУАС, 2013.

4. Физическая и коллоидная химия. Практикум [Текст]: учеб. пособие / П.М. Кругляков, А.В. Нуштаева, Н.Г. Вилкова, Н.В. Кошева. – СПб.: Лань, 2013.

5. Физическая и коллоидная химия [Текст]: учеб. пособие / П.М. Кругляков, А.В. Нуштаева, Н.Г. Вилкова, Н.В. Кошева. – Пенза: ПГУАС, 2012.

Информационно-справочные и поисковые системы, Интернет-ресурсы:

1) ЭБС IPRbooks., адрес: <http://e.iprbookshop.com/>;

2) Единое окно доступа к образовательным ресурсам, адрес: <http://window.edu.ru/>

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
Лабораторная работа 1 ОСОБЕННОСТИ ХИМИЧЕСКОГО СОСТАВА ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД	4
Лабораторная работа №2 КЛАССИФИКАЦИЯ ПРИРОДНЫХ ПРИМЕСЕЙ НА ОСНОВЕ ИХ ФАЗОВО-ДИСПЕРСНОЙ ХАРАКТЕРИСТИКИ	17
Лабораторная работа №3 ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОЦЕССОВ ОБРАБОТКИ ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД	21
Лабораторная работа №4 ПРОЦЕССЫ ЗАГРЯЗНЕНИЯ И САМООЧИЩЕНИЯ ВОДОЕМОВ	24
РЕКОМЕНДУЕМЫЕ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ	30

Учебное издание

Вилкова Наталья Георгиевна
Шумкина Анна Александровна
Полубояринов Павел Аркадьевич

ХИМИЯ ВОДЫ И МИКРОБИОЛОГИЯ

Методические указания к лабораторным работам
для направления подготовки
08.03.01 «Строительство»

В авторской редакции
Верстка Н.В. Кучина

Подписано в печать 05.10.2016. Формат 60x84/16.
Бумага офисная «Снегурочка». Печать на ризографе.
Усл.печ.л. 1,86. Уч.-изд.л. 2,0. Тираж 80 экз.
Заказ №610.

Издательство ШУАС.
440028, г. Пенза, ул. Германа Титова, 28