

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РФ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Пермская государственная сельскохозяйственная академия  
имени академика Д.Н. Прянишникова»

Кафедра экологии

**Е.В. Пименова**

# **Химические методы анализа в мониторинге водных объектов**

*Допущено Учебно-методическим объединением вузов  
Российской Федерации по агрономическому образованию  
в качестве учебного пособия для подготовки  
бакалавров по направлению 110100 «Агрохимия и агропочвоведение»*

Пермь  
ФГОУ ВПО «Пермская ГСХА»

2011

**УДК 504.45.064.36**

**ББК**

Рецензенты:

профессор кафедры химии природных и биологически активных соединений  
Пермского государственного университета им. А.М. Горького, д.х.н. Д.Д. Некрасов;  
Зав. кафедрой общей химии Пермской государственной сельскохозяйственной акаде-  
мии им. Д.Н. Прянишникова, профессор, д.х.н. Л.П. Юнникова.

**Пименова, Е.В.** Химические методы анализа в мониторинге водных объ-  
ектов [Текст]: / Е.В. Пименова; М-во с.-х. РФ, ФГБОУ ВПО Пермская  
ГСХА. – Пермь: Изд-во ФГБОУ ВПО Пермская ГСХА, 2011.- 138 с.-100  
экз.

Учебное пособие, написанное заведующей кафедрой экологии, к.х.н.  
Е.В. Пименовой, предназначено для магистров и бакалавров направления  
«Агрохимия и агропочвоведение», обучающихся по профилю « Агроэко-  
логия», для проведения лабораторных работ и организации самостоятель-  
ной работы студентов при изучении дисциплин «Химия окружающей сре-  
ды», «Методы экологических исследований», «Экологический мониторинг  
агрландшафтов», «Экологическая химия».

Может быть использовано в качестве лабораторного практикума и  
для организации самостоятельной работы студентов разного уровня подго-  
товки при изучении других дисциплин, связанных с экологическим мони-  
торингом водных объектов, при выполнении курсовых и выпускных ква-  
лификационных работ.

Пособие может представлять интерес и для специалистов агропро-  
мышленного комплекса, занимающихся агроэкологическим мониторингом  
и оценкой качества воды как в естественных водоемах, как в технологиче-  
ских процессах.

Учебное пособие рекомендовано к изданию кафедрой экологии  
(протокол № 7 от 25.04.2011 г.) и методической комиссией агрохимическо-  
го факультета (протокол № 7 от 3.05.2011 г.).

© ФГОУ ВПО «Пермская ГСХА», 2011

## СОДЕРЖАНИЕ

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ.....	6
ВВЕДЕНИЕ.....	7
1. ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ПРИРОДНЫХ ВОД.....	8
<b>1.1. Основные этапы формирования химического состава         природных вод</b> .....	9
<b>1.2. Основные компоненты физико-химического состава         природных вод</b> .....	13
<b>1.3. Классификация природных вод по степени минерализации</b> .....	25
<b>1.4. Сточные воды</b> .....	26
<b>1.5. Эвтрофикация водоемов</b> .....	29
<b>1.6. Самоочищение водоемов</b> .....	31
<b>1.7. Особенности химического состава воды р. Кама и ее притоков</b> .....	34
2. НОРМИРОВАНИЕ КАЧЕСТВА ВОДЫ ДЛ <b>Я</b> РАЗНЫХ ТИПОВ ВОДОПОЛЬЗОВАНИЯ .....	37
3. ОТБОР, КОНСЕРВАЦИЯ, ТРАНСПОРТИРОВКА И ХРАНЕНИЕ ПРОБ .....	44
4. ФИЗИЧЕСКИЕ ПОКАЗАТЕЛИ КАЧЕСТВА ВОДЫ .....	51
<b>4.1. Температура воды</b> .....	51
<b>4.2. Запах и вкус</b> .....	51
<i>Лабораторная работа №1</i> <i>Определение запаха и вкуса воды</i> .....	54
<b>4.3. Цветность воды</b> .....	54
<i>Лабораторная работа №2</i> <i>Определение цветности воды</i> .....	55
<b>4.4. Прозрачность и мутность</b> .....	56
<i>Лабораторная работа №3</i> <i>Определение мутности воды</i> .....	57
5. ХИМИЧЕСКИЕ ПОКАЗАТЕЛИ КАЧЕСТВА ВОДЫ.....	59
<b>5.1. Минерализация</b> .....	59
<i>Лабораторная работа №4</i> <i>Определение общей минерализации по удельной электропроводности</i> .....	61
<b>5.2. Концентрация ионов водорода и гидроксильных ионов</b> .....	61

5.2.1. Водородный показатель (рН) .....	62
Лабораторная работа №5.	
Колориметрическое определение рН .....	64
Лабораторная работа №6.	
Потенциометрическое определение рН .....	64
5.2.2. Кислотность .....	65
Лабораторная работа №7	
Определение кислотности воды.....	67
5.2.3. Щелочность.....	68
Лабораторная работа № 8	
Определение щелочности .....	70
<b>5.3. Определение растворенного кислорода</b> .....	<b>71</b>
Лабораторная работа № 9	
Определение растворенного кислорода по Винклеру .....	72
<b>5.4. Определение активного хлора</b> .....	<b>75</b>
Лабораторная работа № 10	
Определение активного хлора в питьевой и сточной водах .....	75
<b>5.5. Определение железа в поверхностных и подземных водах</b> .....	<b>77</b>
Лабораторная работа № 11.	
Фотометрическое определение железа (III) с сульфосалициловой кислотой..	78
<b>5.6. Жесткость воды</b> .....	<b>79</b>
Лабораторная работа № 12.	
Определение общей жесткости воды .....	81
Лабораторная работа № 13.	
Определение содержания кальция и магния в воде .....	82
<b>5.7. Соединения азота</b> .....	<b>84</b>
Лабораторная работа № 14	
Титриметрический метод определения аммиака.....	85
Лабораторная работа № 15	
Фотометрический фенол -гипохлоритный метод определения аммиака.....	88
Лабораторная работа № 16	
Фотометрический метод определения аммиака с реактивом Несслера ..	90
Лабораторная работа № 17	
Фотометрическое определение нитратов с салицилатом натрия .....	92
Лабораторная работа № 18	
Фотоколориметрическое определение нитритов по Гриссу .....	94
<b>5.8. Фосфаты</b> .....	<b>97</b>
Лабораторная работа № 19	
Фотоколориметрическое определение фосфатов.....	98
<b>5.9. Хлориды</b> .....	<b>101</b>

<i>Лабораторная работа № 20</i>	
<i>Аргентометрическое определение хлоридов по методу Мора .....</i>	102
<i>Лабораторная работа № 21</i>	
<i>Определение хлоридов с помощью ионоселективного электрода .....</i>	104
<b>5.10. Фториды.....</b>	<b>105</b>
<i>Лабораторная работа № 22</i>	
<i>Определение фторидов с помощью ионоселективного электрода .....</i>	106
<b>5.11. Сульфаты.....</b>	<b>109</b>
<i>Лабораторная работа № 23</i>	
<i>Турбидиметрическое определение сульфатов.....</i>	109
<b>5.12. Окисляемость.....</b>	<b>111</b>
<i>Лабораторная работа № 25</i>	
<i>Дихроматный арбитражный метод определения ХПК.....</i>	115
<i>Лабораторная работа № 26</i>	
<i>Ускоренный метод определения ХПК.....</i>	119
<b>5.13. Биохимическое потребление кислорода (БПК) .....</b>	<b>120</b>
<i>Лабораторная работа № 27</i>	
<i>Биохимическое потребление кислорода .....</i>	120
<b>СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ.....</b>	<b>123</b>
<b>БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК .....</b>	<b>127</b>
<i>Приложение 1 Общие требования к составу и свойствам воды водных объектов.....</i>	129
<i>Приложение 2 Предельно допустимые концентрации некоторых вредных веществ в водных объектах рыбохозяйственного назначения, мг/дм<sup>3</sup>.....</i>	130
<i>Приложение 3 Гигиенические нормативы содержания вредных веществ в питьевой воде централизованного водоснабжения.....</i>	131
<i>Приложение 4 ПДК вредных химических веществ, поступающих и образующихся в воде в процессе ее обработки в системе водоснабжения.....</i>	132
<i>Приложение 5 Требования к качественному составу сточных вод, используемых для орошения различных почв.....</i>	133
<i>Приложение 6 ПДК минеральных примесей в воде, предназначенной для поения скота.....</i>	134
<i>Приложение 7 Свойства воды и некоторые содержащиеся в ней компоненты: сроки их определения и возможность консервации.....</i>	135

## СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ

БПК	биохимическое потребление кислорода
БПК <sub>5</sub>	биохимическое потребление кислорода за пять суток
БПК <sub>п</sub>	биохимическое потребление кислорода полное
С	концентрация
ОВП	окислительно-восстановительный потенциал
<i>E</i>	потенциал электрода
pH	водородный показатель, отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации катионов водорода в растворе
М	молярная концентрация: число молей веществ в 1 дм <sup>3</sup> раствора
ЭДС	электродвижущая сила (разность потенциалов двух электродов электрохимической ячейки)
ДСД	допустимая суточная доза
ЛПВ	лимитирующий признак (показатель) вредности
Н	молярная концентрация эквивалента (ранее нормальность): число молей эквивалентов в 1 дм <sup>3</sup> раствора
ОБУВ	ориентировочно безопасный уровень воздействия
ПВ	признак (показатель) вредности
ПДК	предельно допустимая концентрация
ПДК <sub>р.х.</sub>	предельно допустимая концентрация для рыбохозяйственного водопользования
ПДС	предельно допустимый сброс
СП	санитарные правила
СанПиН	санитарные правила и нормы
ТМ	тяжелые металлы
УЭП	удельная электропроводность
ХПК	химическое потребление кислорода

## ВВЕДЕНИЕ

Природные и сточные воды являются сложными многокомпонентными системами. Будущий агроэколог должен представлять роль естественных и антропогенных процессов в формировании качества водной среды, знать основы гидрохимии, владеть навыками проведения химического анализа основных компонентов природных и сточных вод, а также интерпретации полученных результатов с использованием нормативно-правовой базы.

В данном пособии описаны основные показатели качества воды и рассмотрены естественные и антропогенные факторы, определяющие их. В нем приведены методики анализа природных и сточных вод с применением химических и физико-химических методов, используемых в настоящее время в соответствии с государственными стандартами. При описании современных методик большое внимание отводится таким этапам анализа как отбор пробы, ее хранение, подготовка к анализу, его проведение, обработка и интерпретация полученных результатов. Исследование качества воды заключается в сопоставлении результатов анализа воды по определенным параметрам с установленными стандартами, поэтому в приложении приведены значения ПДК некоторых загрязнителей для разных типов водопользования.

Пособие предназначено для проведения лабораторных занятий по дисциплинам, в которых рассматриваются водные экосистемы, а также при выполнении курсовых и выпускных квалификационных работ бакалаврами, студентами специалитета и магистрантами, обучающимися по направлению «Агрохимия и агропочвоведение», «Экология и природопользование», «Биология». Пособие может представлять интерес и для специалистов, занимающихся агроэкологическим мониторингом и оценкой качества воды как в естественных водоемах, так в технологических процессах агропромышленного комплекса.

## 1. ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ПРИРОДНЫХ ВОД

### Перечень необходимых для усвоения знаний

*В результате освоения материалов раздела студенты должны знать:*

- основные естественные и антропогенные процессы, обуславливающие физические свойства и химический состав природных вод;*
- основные вещества, присутствующие в воде водоемов;*
- классификацию вод по степени солености;*
- источники образования сточных вод;*
- особенности химического состава воды р. Кама.*

Вода занимает особое место среди природных богатств Земли – она незаменима. Вода будет необходима во все века и всюду, где существуют земные формы жизни.

Вода является одним из наиболее распространенных и важнейших веществ на Земле. В природных условиях вода не встречается в химически чистом состоянии. В результате постоянного соприкосновения с различными веществами она представляет собою раствор весьма сложного состава. Состав природной воды зависит от химических и физико-химических процессов, главные из которых растворение твердых веществ водой, выделение из раствора осадков, поглощение газов, обмен ионами между твердым веществом и раствором, процессы гидролиза, комплексообразования, окислительно-восстановительные процессы. На формирование состава природных вод также влияют биохимические процессы. К ним относятся минерализация органического вещества; фотосинтез, определяющий состав растворенных газов и появление в природной воде органического вещества; биохимические процессы с участием неорганических соединений, например, образование аммиака, нитритов, нитратов, сероводорода и др. В результате абиотических и биотических процессов может существенно изменяться токсичность веществ в воде и степень загрязнения ими водоема. Так, процессы биометилирования ртути приводят к образованию из неорганических солей более токсичных липофильных продуктов, способных как к кумуляции в организмах гидробионтов, так и к улетучиванию.



## 1.1. Основные этапы формирования химического состава природных вод

Процесс формирования химического состава природных вод осуществляется в несколько этапов, на каждом из которых определяющую роль играют различные факторы.

*Первым* этапом формирования поверхностных вод является взаимодействие их с атмосферой. Еще находясь в атмосфере, мельчайшие капли воды при своем падении на Землю увлекают из воздуха различные вещества. Источником минерального состава атмосферных осадков являются вулканические выбросы, оксиды азота, образующиеся при грозовых разрядах, а также антропогенное загрязнение воздуха, обусловленное промышленными выбросами и работой автотранспорта. В состав атмосферных осадков входят и радиоактивные загрязнения, и пестициды.

Общее количество веществ, растворенных и взвешенных в дождевой воде, колеблется в пределах 10 – 20 мг/дм<sup>3</sup>. Это, прежде всего, газы – азот, кислород, диоксид углерода, оксиды азота и серы, ионы солей ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ). Кроме того, дождевые воды содержат микроорганизмы и пыль в виде механических примесей.

*Вторым* этапом формирования состава природных вод является взаимодействие выпавших атмосферных осадков с почвенным покровом, при этом важную роль играет наличие растительности и ее характер. Приобретаемый при соприкосновении с почвой химический состав воды зависит от характера почвы. Вода, фильтруясь через почву, выщелачивает ее растворимые части, изменяя при этом свой состав: увеличивается содержание ионов и органических веществ, изменяется содержание растворенных газов. При взаимодействии воды с почвой содержание кислорода в воде уменьшается, а оксида углерода (IV) увеличивается, что объясняется окислением органических веществ. Наряду с растворением солей наблюдаются явления адсорбции и ионного обмена. Если вода фильтруется через бедные

солями торфянисто-тундровые или болотные почвы, то она обогащается большим количеством органических веществ и лишь незначительно - ионами. Больше обогащают ионами воду черноземные и каштановые почвы, еще больше солонцеватые. Значительной ионообменной способностью обладают многие почвы, в особенности чернозем и торф, что связано с наличием в них гуминовых кислот.

*Третьим* и основным этапом формирования химического состава природных вод является их взаимодействие с минералами литосферы. Горные породы, слагающие земную кору, могут обогащать природные воды солями в результате выветривания изверженных и образовавшихся из них обломочных пород и растворения солей, находящихся в осадочных породах.

Основная часть минералов, образовавшихся в глубинных слоях Земли, попав в условия биосферы, начинает постепенно изменяться и разрушаться. Это разрушение называют выветриванием. В зависимости от того, какому агенту принадлежит ведущая роль в разрушении горных пород, различают:

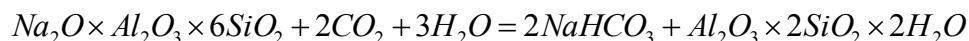
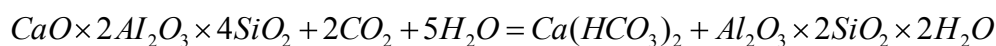
- физическое выветривание;
- химическое выветривание;
- биологическое выветривание.

Обычно они происходят одновременно. Химическое выветривание горных пород происходит под действием воды и воздуха в результате различных химических реакций, прежде всего гидролиза, гидратации, ионного обмена, окисления, карбонатизации и обычного химического растворения.

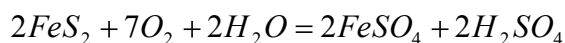
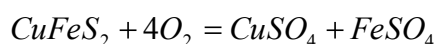
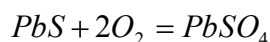
Для минерализации воды особое значение имеет выветривание различных алюмосиликатов, которые разлагаются, главным образом при гидролизе. Так, гидролиз обычного полевого шпата (ортоклаза) приводит к образованию нового силиката – каолина, составляющего основу различных глин:



Разложение плагиоклаза под действием воды, содержащей диоксид углерода, может быть представлено следующими схемами

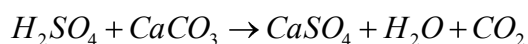
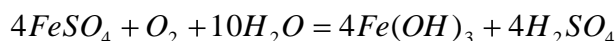


Выветриванию подвергаются и сульфиды металлов, причем в этом случае процесс ускоряется за счет окислительного действия кислорода. В результате окисления сульфидов тяжелых металлов получаются сульфаты металлов и (или) серная кислота, например:



Сульфаты железа (II) окисляются, образуя гидроксид железа (III)

Серная кислота энергично взаимодействует с горными породами, особенно карбонатными, при этом образуются более растворимые по сравнению с карбонатами сульфаты и углекислый газ.

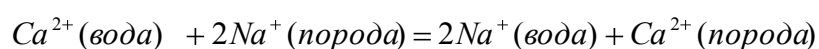


Растворимыми продуктами процессов выветривания являются соли  $Ca(HCO_3)_2$ ,  $Mg(HCO_3)_2$ ,  $NaHCO_3$ ,  $KHCO_3$ ,  $K_2SO_4$ ,  $MgSO_4$ ,  $NaCl$ , а также производные кремневой кислоты и микроэлементы, что приводит к накоплению в воде ионов  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $HCO_3^-$ ,  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ .

Продукты выветривания в течение геологических периодов извлекались текучими водами. Часть ионов при этом аккумуляровались в бессточных областях, другая выносилась в океан. В формировании анионного состава природных вод важную роль сыграли выделяющиеся при вулканических извержениях газы: сероводород, аммиак, хлористый водород, оксид

серы (IV). Наряду с многовековой аккумуляцией ионов в океане происходило и происходит в настоящее время выделение их из морской воды в виде солей и осадков. В результате геотектонических причин выпавшие на дно соли со временем оказались на суше, образуя залежи осадочных пород. Под действием текучих вод морские отложения легко растворимых солей вновь растворялись и переносились в океан. Таким образом, между материком и океаном существует непрерывный обмен солями.

Помимо прямого растворения в воде, породы могут обмениваться своими ионами с ионами воды.



Свой отпечаток на формирование химического состава природных вод наложило и развитие жизни на Земле. Разложение в почвах растительных остатков, приводящее к образованию  $CO_2$  и органических кислот, ускорило процессы химического растворения минералов в почвах и подстилающих породах. Минерализации природных вод способствует и деятельность почвенных микроорганизмов, перерабатывающих органические вещества.

Непосредственное воздействие на химический состав природных вод оказывает хозяйственная деятельность человека, т.к. сбрасываемые в водоемы бытовые и промышленные сточные воды резко изменяют естественный химический состав вод. Особенно большое влияние на изменение химического состава природных вод оказывают сточные воды целлюлозно-бумажной, химической и нефтехимической промышленности, предприятий черной и цветной металлургии, коммунально-бытового хозяйства, а также смыв минеральных и органических удобрений, балластных веществ, пестицидов с полей в реки, озера, моря и их вымывание по профилю почв до грунтовых вод.

## 1.2. Основные компоненты физико-химического состава природных вод

Химические компоненты природных вод делят на 6 групп:

- главные ионы;
- растворенные газы;
- растворенные органические вещества;
- микроэлементы;
- биогенные вещества;
- токсичные элементы.

Иногда выделяют еще одну группу – взвешенные вещества.

**Главные ионы.** В значительных количествах в природных водах присутствуют ионы:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  ( $\text{CO}_3^{2-}$ ),  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ , которые и называют главными ионами. Содержание их в пресных водоемах изменяется в широких пределах.

Экспериментально установлено, что в открытом океане независимо от абсолютной концентрации соотношения между главными ионами основного солевого состава остаются примерно постоянными.

Предложено подразделять все природные воды по преобладающему аниону на три класса:

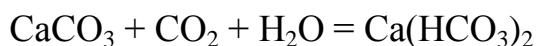
- гидрокарбонатные (карбонатные);
- сульфатные;
- хлоридные.

Каждый класс по преобладающему катиону подразделяется на три группы:

- кальциевую;
- магниевую;
- натриевую.

**Гидрокарбонатный и карбонатный ионы** являются важнейшей составной частью ионного состава пресных и маломинерализованных природных вод суши. Появляются эти ионы в воде в результате растворения солей угольной кислоты – карбонатов кальция и магния.

Соли  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{MgCO}_3$  трудно растворимы в воде и могут перейти в раствор только в присутствии углекислого газа

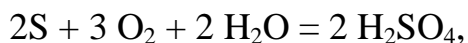


Ионы  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$  и  $\text{H}_2\text{CO}_3$  находятся между собой в растворе в определенных количественных отношениях, определяющихся константой диссоциации угольной кислоты по первой и второй ступени ( $K_1 = 3 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_2 = 4 \cdot 10^{-11}$ ). Эти ионы и угольная кислота образуют карбонатную систему химического равновесия, т.е. изменение содержания одного из них влечет за собой изменение содержания другого, что имеет большое значение для поддержания реакции среды в природных водах.

**Хлорид – ионы** обычно занимают первое место среди анионов в воде океанов, морей, сильно минерализованных озер, меньше их в воде рек. Источники хлорид-ионов в воде – продукты выветривания магматических пород, в которых хлор присутствует в рассеянном состоянии, колоссальные залежи хлористых солей осадочных пород, вулканические выбросы. Широкому распространению хлоридов в природных водах суши в значительной мере способствует деятельность человека, т.к. большое промышленное и физиологическое значение  $\text{NaCl}$  способствует рассеянию его по земной поверхности. Ионы  $\text{Cl}^-$  не усваиваются растениями и бактериями и выделяются в свободном состоянии организмами животных, поэтому круговорот их в земной коре несложен. Повышенное содержание хлоридов ухудшает вкусовые качества воды, делает ее малоприспособленной для питьевого водоснабжения и ограничивает применение для других целей. Концентрация хлоридов и ее колебания могут служить одним из критериев загрязненности водоема хозяйственно-бытовыми стоками.

**Сульфат – ионы** также важнейшие анионы природной воды и вместе с хлорид-ионами составляют главную часть анионного состава воды морей и сильно минерализованных озер. Содержание сульфат-ионов в природных водах лимитируется присутствием в воде катионов  $\text{Ca}^{2+}$ , которые образуют с сульфат-ионами малорастворимое соединение  $\text{CaSO}_4$ .

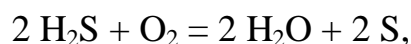
Основными источниками растворенных в воде сульфатов являются различные осадочные породы, в состав которых входит гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Источниками сульфат-ионов в природной воде служат и процессы окисления самородной серы, протекающие по уравнению



а также окисление широко распространенных в земной коре сульфидных соединений.

На содержание сульфат-ионов в природных водах оказывают влияние процессы распада и окисления органических веществ растительного и животного происхождения, содержащих серу. Вблизи населенных пунктов присутствие сульфат-ионов в воде часто оказывается результатом загрязнения ее бытовыми и промышленными сточными водами.

Сульфат-ионы являются устойчивыми. При отсутствии кислорода сульфаты могут быть восстановлены обычно под действием сульфатредуцирующих бактерий, обнаруженных в морях и в водах нефтеносных месторождений, до сероводорода. Получающийся в процессе восстановления сульфатов сероводород в дальнейшем при соприкосновении с воздухом вновь окисляется вначале до серы



а затем до сульфатов.

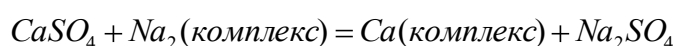
Повышенное содержание сульфатов в воде ухудшает ее органолептические свойства. Сульфаты могут придавать воде слабительные свойства, поэтому их содержание строго регламентируется.

При значительном содержании в воде хлоридов и сульфатов они являются причиной ее агрессивности по отношению к бетону. Так, сульфат-ионы могут взаимодействовать с известью цемента с образованием гипса, что вызывает увеличение объема и образование трещин в бетоне. Присутствие в воде значительного количества хлоридов приводит к выщелачиванию и разрушению бетонного камня вследствие образования растворимых хлоридов кальция и магния.

**Ионы щелочных металлов.** Из ионов щелочных металлов в природных водах в наибольших количествах находятся ионы  $\text{Na}^+$ , в значительно меньших – ионы  $\text{K}^+$ . Подобно хлорид-ионам, ионы  $\text{Na}^+$  являются характерными ионами сильноминерализованных вод.

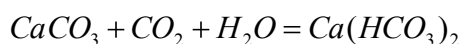
Важнейшим источником катионов натрия в природных водах являются его залежи в виде хлористых солей, находящиеся среди различных осадочных пород морского, а в засушливых районах и континентального происхождения.

Другим источником ионов щелочных металлов в природной воде являются продукты выветривания горных пород. Калий содержится, главным образом, в кислых изверженных породах (ортоклаз, мусковит), а натрий входит в состав различных алюмосиликатов. Кроме того, в ряде случаев происходит обменная адсорбция ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Na}^+$  в породах, в результате чего в растворе взамен ионов  $\text{Ca}^{2+}$  появляется эквивалентное количество ионов  $\text{Na}^+$  по схеме:



**Ионы магния и кальция.** Если в сильноминерализованных водах доминирует катион натрия, то в слабоминерализованных водах обычно доминирует катион кальция, гораздо реже – магния.

Основным источником катионов  $\text{Ca}^{2+}$  в природных водах являются известняки, которые растворяются угольной кислотой, находящейся в воде, с образованием гидрокарбонатов



Другим источником катионов  $\text{Ca}^{2+}$  в природных водах является гипс, весьма распространенный в осадочных породах.

Катионы магния поступают в воду преимущественно при растворении доломитов ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ), мергелей или продуктов выветривания коренных пород.



Присутствие катионов кальция и магния обуславливает жесткость воды.

Растворенные газы. Из растворенных в воде газов наибольшее значение имеют кислород и оксид углерода (IV) (углекислый газ), а также азот, сероводород, метан и др.

Растворимость газа в воде зависит от его природы, парциального давления и температуры. Для данной температуры растворимость может быть определена по закону Генри:

$$C = K \times P,$$

где  $C$  – растворимость газа, мг/дм<sup>3</sup>;

$K$  – коэффициент пропорциональности, равный растворимости газа при данной температуре и давлении 1 атм;

$P$  – парциальное давление газа, атм.

Концентрация любого газа в воде стремится перейти в равновесие с парциальным давлением этого газа над водой, поэтому непрерывно происходят обратимые процессы сорбции и десорбции.

**Кислород** находится в природной воде в виде растворенных молекул. Его присутствие является обязательным условием для существования большинства организмов, населяющих водоемы.

Вода обогащается кислородом за счет растворения кислорода атмосферы и за счет его выделения водной растительностью в процессе фотосинтеза. Дождевые и снеговые воды обычно пересыщены кислородом, поэтому их поступление в водоем увеличивает его аэрацию. Уменьшение содержания растворенного кислорода в воде происходит вследствие его выделения в атмосферу и из-за потребления на окисление органических веществ при дыхании организмов, брожении, минерализации органических остатков. Наличие растворенного кислорода является одной из причин коррозионной агрессивности воды по отношению к металлам. Концентрация кислорода определяет величину окислительно-восстановительного потенциала и в значительной мере направление и скорость процессов хи-

мического и биохимического окисления. Кислородный режим оказывает сильное влияние на жизнь водоема.

Содержание кислорода в воде обычно выражают в мг/дм<sup>3</sup>, в природных водах его содержание колеблется в пределах от 0 до 14 мг/дм<sup>3</sup>.

**Углекислый газ.** Углекислый газ находится в воде главным образом в виде растворенных молекул CO<sub>2</sub>. Однако часть их, около 1%, вступает во взаимодействие с водой, образуя угольную кислоту



Обычно же не разделяют CO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и под углекислым газом подразумевают их сумму.

Источником углекислого газа в природных водах являются, прежде всего, процессы окисления органического вещества, происходящие как непосредственно в воде, так и в почвах и илах, с которыми соприкасается вода. Сюда относятся дыхание водных организмов и различные виды брожения распадающихся органических остатков. Обогащают воду углекислым газом и геохимические процессы в осадочных породах. Поглощение CO<sub>2</sub> из атмосферы наблюдается почти исключительно в морях и очень редко в водах суши.

Из процессов, направленных на уменьшение CO<sub>2</sub> в природных водах, важнейшими являются удаление в атмосферу из-за перенасыщенности воды этим газом; расходование его на переход карбонатных пород в раствор; потребление водной растительностью при фотосинтезе.

Содержание углекислого газа в природных водах колеблется в очень широких пределах: от нескольких десятков долей до нескольких сотен мг/дм<sup>3</sup>. Наименьшее его количество наблюдается в морях, наибольшее – в подземных водах. Обычно весной и летом содержание диоксида углерода в водоеме понижается, а в осенне-зимний период увеличивается, достигая максимума в конце зимы. Повышенные концентрации CO<sub>2</sub> угнетающе действуют на животные организмы. В реках и озерах из-за постоянного выделения в атмосферу, а также значительного потребления при фотосинтезе

содержание  $\text{CO}_2$  редко превышает 20-30 мг/дм<sup>3</sup>. При высоких концентрациях углекислого газа воды становятся агрессивными по отношению к металлам и бетону, т.к. при этом образуются растворимые гидрокарбонаты, нарушающие структуру этих материалов.

**Прочие газы.** Появление в природных водах сероводорода и метана указывает на наличие гнилостных процессов, протекающих в водоемах при ограниченном доступе воздуха. В природных условиях как сероводород, так и метан чаще встречаются в подземных водах. Однако наличие этих газов, в особенности  $\text{H}_2\text{S}$ , в реках и озерах может быть следствием сброса неочищенных сточных вод.

**Растворенные органические вещества.** Эта группа веществ включает различные органические соединения: органические кислоты, спирты, альдегиды и кетоны, сложные эфиры, белки, углеводы, амины, свободные аминокислоты и т.д. По происхождению растворенные органические вещества можно разделить на автохтонные – продукты метаболизма и биохимического распада остатков организмов – и аллохтонные, которые поступают в водную среду с поверхностными стоками с площади водосбора с ливневыми и талыми водами, с атмосферными осадками и сточными водами.

При разложении отмерших растений и их гумификации образуется сложная смесь высокомолекулярных органических соединений – гумусовые вещества, прежде всего гуминовые кислоты и фульвокислоты. Поверхностный сток с заболоченной площади водосбора приносит в природную воду большое количество этих веществ. Окраска природных вод связана, как правило, с наличием в водоеме гумусовых веществ. Содержание гумусовых веществ в речных водах около 5 – 10 мг/дм<sup>3</sup>, в озерных до 150 мг/дм<sup>3</sup>.

Загрязнение природных вод происходит и ядохимикатами, применяемыми в сельском хозяйстве.

К числу постоянных источников органического вещества следует отнести также бытовые и промышленные сточные воды, попадающие в подземные воды и реки. Состав этих веществ весьма различен. К ним относятся поверхностно-активные вещества (ПАВ), фенолы, нефтепродукты и др.

Ввиду сложности определения индивидуальных органических веществ, их многообразия и малых природных концентраций для их количественной характеристики используют косвенные показатели: общее содержание  $C_{\text{орг}}$ ;  $N_{\text{орг}}$ ;  $P_{\text{орг}}$ , перманганатную или дихроматную окисляемость воды (ХПК), биохимическое потребление кислорода (БПК).

**Микроэлементы.** В природных водах установлено наличие более 70 химических элементов. Веществ, совершенно не растворимых в воде, нет и каждый элемент, встречающийся в земной коре, содержится и в природных водах. К микроэлементам, по А.П. Виноградову, относятся те элементы, содержание которых в воде меньше  $10^{-3}$  %. В группу микроэлементов входят все металлы, кроме главных ионов и железа, а также некоторые анионы.

Тяжелые металлы (медь, кобальт, никель, марганец, цинк и др.) находятся в природных водах в небольших количествах, что объясняется небольшим содержанием их в почвах и грунтах.

Среднее содержание ионов брома в пресных водах колеблется в пределах  $0,001 - 0,2$  мг/дм<sup>3</sup>. Содержание ионов иода значительно меньше – до  $0,003$  мг/дм<sup>3</sup>, в морских водах оно повышается до  $0,05$  мг/дм<sup>3</sup>. Содержание фтора в воде озер, рек и артезианских скважин колеблется в пределах  $0,04 - 0,3$  мг/дм<sup>3</sup>. Содержание бора в пресных водах примерно  $0,01$  мг/дм<sup>3</sup>, в морских водах –  $1,5 - 4,4$  мг/дм<sup>3</sup>.

**Биогенные вещества.** К биогенным принадлежат вещества, в той или иной мере связанные своим происхождением с жизнедеятельностью водных организмов. Присутствие этих веществ в воде, в свою очередь, определяет возможность существования водных организмов. Выделение этой группы является несколько условным, т.к. в жизненных процессах прини-

мают участие и другие ионы, в частности ионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ . Биогенные вещества находятся в воде в виде ионов, а также в виде коллоидов.

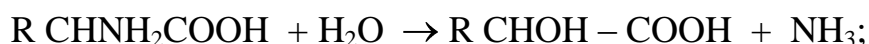
**Соединения азота.** Из неорганических соединений азота в природной воде встречаются катионы аммония ( $\text{NH}_4^+$ ), нитритные ( $\text{NO}_2^-$ ) и нитратные ( $\text{NO}_3^-$ ) анионы. Сходство их генезиса и возможность взаимного перехода одного в другой дают основание объединить их в одну группу.

Основным источником появления в природной воде  $\text{NH}_4^+$ , а затем  $\text{NO}_3^-$  и  $\text{NO}_2^-$  являются различные сложные органические вещества животного и растительного происхождения, содержащие в своем составе белок. Некоторые микроорганизмы способны под действием протеолитических ферментов расщеплять молекулы белка на пептидные цепочки и отдельные аминокислоты:

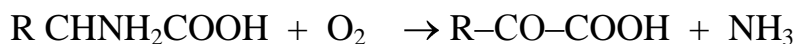


Образовавшиеся аминокислоты далее разлагаются при участии бактерий и ферментов с выделением аммиака.

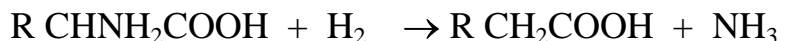
Разложение (дезаминирование) аминокислот может осуществляться при участии воды (гидролитическое дезаминирование)



кислорода (окислительное дезаминирование)



и водорода (восстановительное дезаминирование)



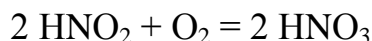
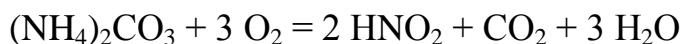
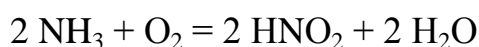
Процесс разложения продуктов гидролиза белковых соединений микроорганизмами с выделением аммиака называется аммонификацией.

Вместе с тем катионы аммония могут появляться и другим путем – из неорганических соединений. Замечено присутствие  $\text{NH}_4^+$  в болотистых водах, богатых гумусовыми веществами, которые, по-видимому, способны восстанавливать нитраты до  $\text{NH}_4^+$ . Нитраты и нитриты могут быть восста-

новлены до  $\text{NH}_4^+$  и другими веществами, например, сероводородом и железом (II). Кроме того,  $\text{NH}_4^+$  часто попадает в водоемы в составе промышленных сточных вод, например, азотно-туковых, содовых, коксо-газовых и других заводов.

Наличие аммиака в воде всегда вызывает подозрение в загрязнении воды сточными водами.

В природной воде аммиак довольно неустойчив и под влиянием нитрифицирующих бактерий окисляется сначала до азотистой кислоты, а затем до азотной кислоты (реакции нитрификации)



Другим важнейшим источником непосредственного обогащения природных вод нитратами являются получающиеся при атмосферных электрических разрядах оксиды азота, которые после поглощения атмосферными водами попадают на земную поверхность. Нитратные ионы встречаются в поверхностных природных водах в количествах несколько больших, чем нитритные. В то же время в подземных водах содержание нитритов обычно значительно выше, особенно в верхних водоносных горизонтах.

При исследовании поверхностных вод по соотношению содержания в них аммиака, нитритов и нитратов можно судить о времени загрязнения воды. Так, наличие в воде аммиака и отсутствие нитритов указывает на свежее загрязнение воды. Отсутствие аммиака в воде при наличии нитритов и особенно нитратов свидетельствует, что загрязнение воды произошло давно, и прошел процесс самоочищения.

**Соединения фосфора.** Минеральный фосфор в природных водах в растворенном состоянии находится главным образом в виде гидрофосфат-иона  $\text{HPO}_4^{2-}$ , в меньшей мере дигидрофосфат-иона  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , еще меньше

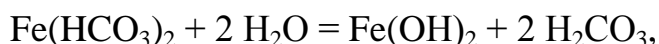
фосфат – иона  $\text{PO}_4^{3-}$ . Содержание тех или иных ионов ортофосфорной кислоты определяется реакцией среды.

Органический растворенный фосфор является составной частью сложных органических соединений. Фосфор может находиться в природной воде и во взвешенных частицах как минерального, так и органического происхождения.

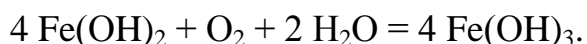
Соединения фосфора, хотя и присутствуют в природных водах в ничтожных количествах, имеют исключительно важное значение для развития растительной жизни, являясь зачастую одним из факторов, лимитирующих и определяющих развитие растительных организмов и, следовательно, продуктивность водоемов. Именно увеличение содержания фосфора в пресных водоемах обычно становится причиной их эвтрофирования.

*Соединения железа* очень часто встречаются в природных водах вследствие перехода их в раствор из различных горных пород, в которых железо широко распространено. Переход железа в раствор может происходить под действием окислителей или кислот. В болотистых водах железо часто находится в виде сложных гумусовых комплексов.

Форма, в которой железо находится в природных водах, может быть весьма разнообразной. Преобладающее в подземных водах закисное железо присутствует в воде водоемов в виде растворимых солей гидрокарбоната железа (II)  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$  и карбоната  $\text{FeCO}_3$ , которые устойчивы только при содержании больших количеств  $\text{CO}_2$  и отсутствии кислорода. В противном случае происходит гидролиз, и железо переходит в малорастворимый гидроксид железа (II)



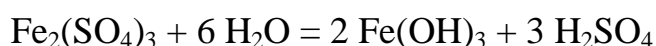
который далее легко окисляется в гидроксид железа (III)



Процесс окисления во многих случаях протекает при участии микроорганизмов, которые используют выделяющуюся при этом энергию в процессе жизнедеятельности.

$\text{Fe}(\text{OH})_3$  очень мало растворим, но может присутствовать в растворе в коллоидном состоянии, которое, по-видимому, является основной формой существования железа в поверхностных водах.

Воды, содержащие железо в значительных количествах, обычно имеют кислую реакцию среды. Это характерно для железистых вод, если происхождение железа связано с растворением сульфата железа (III).



Соединения железа (III) чаще встречаются в поверхностных водах (сотые, реже десятые доли  $\text{мг/дм}^3$ ), соединения железа (II) – преимущественно в подземных водах в несколько больших количествах (до  $1 \text{ мг/дм}^3$ ).

**Соединения кремния.** Повсеместное распространение кремния в природе обеспечивает его непрерывное поступление в природные воды в виде выщелачиваемой водой кремневой кислоты и ее щелочных солей, содержащих ионы  $\text{HSiO}_3^-$  и  $\text{SiO}_3^{2-}$ , а часть кремния находится в коллоидном состоянии, в частицах состава  $\text{SiO}_2 \times \text{H}_2\text{O}$ , а также в виде поликремневой кислоты состава  $x \text{SiO}_2 \times y\text{H}_2\text{O}$ . Кроме того, в водах присутствуют и органические соединения кремния.

Наибольшие количества кремния встречаются в подземных водах, наименьшие – в поверхностных слоях открытых водоемов, где растения потребляют кремний. Обычно содержание кремния в открытых водоемах колеблется от десятых долей  $\text{мг/дм}^3$  в морях до  $10 \text{ мг/дм}^3$  в водах суши.

**Токсичные вещества.** К этой группе веществ относят тяжелые металлы (ртуть, кадмий, свинец и др.), нефтепродукты, хлорорганические и другие пестициды, фенолы, синтетические поверхностно-активные вещества (СПАВ) и т.д.

**Взвешенные вещества.** Содержание взвешенных веществ в воде называется мутностью и выражается в  $\text{г/м}^3$  или  $\text{мг/дм}^3$ . Мутность речной воды зависит от скорости течения и расхода воды. Основная причина наличия взвешенных частиц – эрозия русла и склонов. В некоторых водое-



мах источником взвешенных веществ органического происхождения является планктон, развитие которого наблюдается преимущественно в летние месяцы.

Производственные сточные воды нередко содержат значительные количества взвешенных частиц. Допустимое увеличение концентрации их в природных водах жестко нормируется.

### **1.3. Классификация природных вод по степени минерализации**

Химический состав природных вод очень разнообразен и изменчив. Существует несколько классификаций воды (по происхождению, по целевому назначению и др.), но одной из важнейших является классификация по степени минерализации, т.е. по сумме растворенных в воде минеральных солей.

Согласно ГОСТ 17403 – 72 природные воды по степени минерализации подразделяются следующим образом: пресные воды – от 0 до 1,0 г/кг; солоноватые воды – от 1,0 до 25 г/кг; соленые воды – от 25 до 50 г/кг; рассолы – более 50 г/кг.

Предел пресных вод по степени минерализации до 1,0 г/кг основан на восприятии человеком вкуса солености свыше этой величины. Граница между солоноватыми и солеными водами установлена Н.М. Книповичем на том основании, что при минерализации 24,685 г/кг температура замерзания и температура наибольшей плотности морской воды совпадают и меняются многие свойства воды, влияющие на гидрологический режим. Граница 50 г/кг между солеными водами и рассолами принята потому, что соленость выше этой величины в морях не наблюдается, а характерна она только для соленых озер и высокоминерализованных подземных вод.

Для пресных вод плотность воды близка к единице, поэтому минерализацию речных вод часто измеряют в мг/дм<sup>3</sup>. Речные воды по величине

минерализации подразделяются следующим образом: воды малой минерализации – до 200 мг/дм<sup>3</sup>; воды средней минерализации – от 200 до 500 мг/дм<sup>3</sup>; воды повышенной минерализации – от 500 до 1000 мг/дм<sup>3</sup>; воды высокой минерализации – более 1000 мг/дм<sup>3</sup>. Воды большинства рек земного шара имеют малую и среднюю минерализацию.

Озерные воды по степени минерализации подразделяются на три группы: пресные – до 1 г/кг; солоноватые – от 1 до 25 г/кг; соленые – более 25 г/кг.

Классификация вод по их минерализации систематизирует воды в общих чертах и не учитывает содержание отдельных ионов и газов.

В соответствии с гигиеническими требованиями к качеству питьевой воды минерализация не должна превышать 1000 мг/дм<sup>3</sup>. По согласованию с органами санэпиднадзора, допускается использовать воду артезианских скважин с минерализацией до 1500 мг/дм<sup>3</sup>.

#### **1.4. Сточные воды**

Сточными водами называются воды, поступающие от населенных пунктов, промышленных или сельскохозяйственных предприятий и иных объектов, подлежащие очистке от различных примесей.

В зависимости от происхождения и качественных характеристик примесей сточные воды можно разделить на четыре основные категории:

- промышленные;
- сельскохозяйственные;
- хозяйственно-бытовые (коммунальные, фекальные);
- атмосферные (или дождевые, ливневые).

К хозяйственно-бытовым сточным водам относятся стоки душевых, бань, прачечных, столовых, туалетов и др. Содержание в них азота составляет в среднем 25-30 мг/дм<sup>3</sup>, а фосфора - 6-8 мг/дм<sup>3</sup>. Они содержат различные примеси, из которых примерно 58 % органических и 42 % минераль-

ных веществ. Принято считать, что в сточные воды в сутки поступает на одного человека в граммах: аммонийного азота – 7– 8; хлоридов – 8–9; калия – 3; фосфатов – 1,5–1,8; органических веществ – 5–7. Из органических веществ в сточных водах присутствуют мочевины (до 40%), мыла (до 23,5%), жиры, крахмал и т.д. Одним из самых загрязненных составляющих бытового стока является моча. В ее составе обнаружено 229 химических соединений, в том числе 103 азотсодержащих вещества, 30 электролитов, 22 витамина, 38 гормонов, 10 энзимов, а также углеводы, липиды, органические кислоты.

Атмосферные сточные воды образуются в результате выпадения дождей или при таянии снега при смывании образующимися потоками воды загрязняющих веществ с селитебных территорий, в том числе городских улиц, промышленных площадок и т.д.

Промышленными сточными водами называются жидкие отходы, которые образуются при добыче органического и неорганического сырья и его переработке в промышленную продукцию, а также в процессе изготовления из него товаров широкого потребления. В зависимости от конечного получаемого продукта и применяемой технологии они содержат разнообразные минеральные и органические вещества.

Промышленные сточные воды подразделяются на условно чистые и грязные. Условно чистыми водами являются воды, получающиеся в процессах охлаждения, конденсации и т.д. Эти воды охлаждаются в городских прудах или градирнях, очищаются от механических примесей и масел, а затем возвращаются в производство при небольшой добавке свежей воды.

Сельскохозяйственные сточные воды подразделяются на сточные воды от животноводческих комплексов и поверхностные стоки с полей. Первый тип сточных вод характеризуется большим количеством органических загрязнителей – до 10 г/дм<sup>3</sup>, высоким содержанием азота – до 1,5 г/дм<sup>3</sup>, содержанием фосфора 0,06 - 0,10 г/дм<sup>3</sup>. Поверхностные сточные воды, поступающие в водные объекты, содержат вещества, используемые в

качестве удобрений и средств защиты растений от вредителей (соединения азота, фосфора, калия, пестициды). Концентрация биогенов и пестицидов в них зависит от количества вносимых химикатов, а также от правильности их складирования, хранения и применения.

Грязные сточные воды подлежат очистке. Они могут подвергаться механической, физико-химической, биологической очистке, при этом могут быть использованы как деструктивные, так и регенеративные методы.

Процесс очистки может происходить как на предприятии, так и на городских биологических очистных сооружениях, причем в последнем случае на предприятии должны уменьшить содержание всех загрязняющих веществ до концентраций, не вызывающих нарушений работы активного ила в аэротенках.

Сточные воды, направляемые на биологическую очистку, характеризуются величиной БПК и ХПК.

БПК – это биохимическое потребление кислорода, или количество кислорода, использованного при биохимических процессах окисления органических веществ (исключая процессы нитрификации) за определенный промежуток времени (2; 5; 8; 10; 20 суток).

ХПК – это химическое потребление кислорода, т.е. количество кислорода, эквивалентное количеству расходуемого окислителя, необходимого для окисления всех восстановителей, содержащихся в воде. В качестве окислителя используют дихромат калия в среде концентрированной серной кислоты.

Если ХПК существенно превышает БПК, это свидетельствует о высоком содержании биохимически неокисляющихся веществ.

## 1.5. Эвтрофикация водоемов

Эвтрофирование – повышение биологической продуктивности водных объектов в результате накопления в воде биогенных элементов под действием антропогенных и естественных факторов.

Эвтрофирование представляет собой естественный процесс эволюции водоема. С момента «рождения» водоем в естественных условиях проходит несколько стадий в своем развитии: на ранних стадиях от ультраолиготрофного до олиготрофного, далее становится мезотрофным и в конце концов водоем превращается в эвтрофный и гиперэвтрофный – происходит «старение» и гибель водоема с образованием болота. Если в естественных условиях эвтрофирование какого-либо озера протекает за 1000 лет и более, то в результате антропогенного воздействия это может произойти в сто и даже тысячу раз быстрее.

Антропогенная эвтрофикация связана с поступлением в водоемы значительного количества биогенных веществ, прежде всего азота и фосфора. Если отношение содержания общего азота к содержанию общего фосфора меньше 10, то первичная продукция фитопланктона лимитируется азотом, при  $N : P > 17$  – фосфором, при  $N : P = 10-17$  – азотом и фосфором одновременно. Для водоемов умеренной зоны решающую роль играет фосфор. В настоящее время критическими концентрациями азота и фосфора (включая общий фосфор, ортофосфаты, общий азот и растворенный неорганический азот аммоний, нитриты и нитраты) во время интенсивного перемешивания вод, при котором создаются потенциальные условия для цветения водорослей, считаются следующие: для фосфора  $0,01 \text{ мг/дм}^3$ , для азота  $0,3 \text{ мг/дм}^3$ .

Биогенные компоненты поступают в природные экосистемы как водным, так и воздушным путем. Основными загрязнителями водоемов биогенными веществами служат азотные и фосфорные удобрения, отходы животноводства, фосфорсодержащие пестициды. К эвтрофированию мо-

жет привести строительство водохранилищ без надлежащей очистки ложа, строительство плотин, образование застойных зон, тепловое загрязнение воды, сброс сточных вод, особенно коммунально-бытовых, содержащих детергенты, в том числе и прошедших биологическую очистку,

Основные критерии для характеристики эвтрофирования водоемов – это:

- уменьшение концентрации растворенного кислорода в водной толще;
- увеличение содержания взвешенных частиц, особенно органического происхождения;
- увеличение концентрации фосфора в донных отложениях;
- уменьшение проникновения света (возрастание мутности воды);
- увеличение концентрации газов, образующихся при разложении органических остатков при недостатке кислорода – аммиака, метана, сероводорода;
- показатель кислотности воды при 100% насыщении кислородом ( $pH_{100\%}$ );
- последовательная смена популяций водорослей с преобладанием сине-зеленых и зеленых водорослей;
- значительное увеличение биомассы фитопланктона;
- обнаружение альгитоксинов.

В качестве прямого индикатора трофического состояния водоема обычно используется концентрация хлорофилла «а», который является основным фотосинтетическим пигментом. Значение его концентрации в пробе воды является репрезентативным индикатором биомассы водорослей, точной мерой эвтрофирования водоемов. Поэтому определение хлорофилла «а» регулярно используется при измерении «откликов» водоемов на биогенную нагрузку с целью их восстановления.

Вследствие массового размножения сине-зеленых водорослей, вызывающих «цветение» воды, ухудшаются условия жизни гидробионтов и качество воды, прежде всего, ее органолептические свойства. Сине-

зеленые водоросли в результате своей жизнедеятельности производят при определенных условиях сильнейшие токсины, которые представляют опасность для живых организмов и человека. Они не имеют ни цвета, ни запаха, не разрушаются при кипячении. Альгитоксины по своей токсичности не имеют себе равных. Они могут вызывать цирроз печени, дерматиты у людей, отравление и гибель животных.

Фактором риска при использовании воды эвтрофированных водоемов является создание в них благоприятных условий для развития промежуточных форм возбудителей и переносчиков паразитарных болезней.

### **1.6. Самоочищение водоемов**

Поступающие в водоем загрязнения вызывают в нем нарушение естественного равновесия. Способность водоема противостоять этому нарушению, освободиться от вносимых загрязнений и составляет сущность процесса самоочищения.

Самоочищение водных систем обусловлено многими природными, а иногда и техногенными факторами. К числу таких факторов относятся различные гидрологические, гидрохимические и гидробиологические процессы. Условно можно выделить три типа самоочищения: физическое, химическое, биологическое.

Среди физических процессов первостепенное значение имеет разбавление (перемешивание). Хорошее перемешивание и снижение концентрации взвешенных частиц обеспечивается интенсивным течением рек. Способствует самоочищению водоемов отстаивание загрязненных вод и оседание на дно нерастворимых осадков, сорбция загрязняющих веществ взвешенными частицами и донными отложениями. Для летучих веществ важным процессом является испарение.

Среди химических факторов самоочищения водоемов главную роль играет окисление органических и неорганических веществ. Окисление

происходит в воде при участии растворенного в ней кислорода, поэтому чем выше его содержание, тем быстрее и лучше протекает процесс минерализации органических остатков и самоочищения водоема. При сильном загрязнении водоема запасы растворенного кислорода быстро расходуются, а накопление его за счет физических процессов газообмена с атмосферой протекает медленно, отчего самоочищение замедляется. Самоочищение воды может происходить и вследствие некоторых других реакций, при которых образуются трудно растворимые, летучие или нетоксичные вещества, например, гидролиза пестицидов, реакции нейтрализации и др. Содержащиеся в природной воде карбонаты и гидрокарбонаты кальция и магния нейтрализуют кислоты, а растворенная в воде угольная кислота нейтрализует щелочи.

Под влиянием ультрафиолетового излучения солнца в поверхностных слоях водоема происходит фоторазложение некоторых химических веществ, например ДДТ, и обеззараживание воды – гибель патогенных бактерий. Бактерицидное действие ультрафиолетовых лучей объясняется их влиянием на протоплазму и ферменты микробных клеток, что вызывает их гибель. Ультрафиолетовые лучи оказывают губительное воздействие на вегетативные формы бактерий, споры грибов, цисты простейших, вирусы.

Каждый водоем – это сложная живая система, где обитают бактерии, водоросли, высшие водные растения, различные беспозвоночные животные. Процессы метаболизма, биоконцентрирования, биодеградации приводят к изменению концентрации загрязняющих веществ. К биологическим факторам самоочищения водоема относятся также водоросли, плесневые и дрожжевые грибки, однако в отдельных случаях массовое развитие сине-зеленых водорослей в искусственных водоемах можно рассматривать как процесс самозагрязнения. Самоочищению водоемов от бактерий и вирусов могут способствовать и представители животного мира. Так, устрицы и некоторые амебы адсорбируют кишечные и другие вирусы. Каждый моллюск профильтровывает в сутки более 30 литров воды. Тростник обычно-



венный, рогоз узколистный, камыш озерный и другие макрофиты способны поглощать из воды не только относительно инертные соединения, но и физиологически активные вещества типа фенолов, ядовитые соли тяжелых металлов.

Процесс биологической очистки воды связан с содержанием в ней кислорода. При достаточном количестве кислорода проявляется активность аэробных микроорганизмов, которые питаются органическими веществами. При расщеплении органических веществ образуются углекислый газ и вода, а также нитраты, сульфаты, фосфаты. Биологическое самоочищение представляет собой основное звено процесса и рассматривается как одно из проявлений биотического круговорота в водоеме.

Вклад отдельных процессов в способность природной водной среды к самоочищению зависит от природы загрязняющего вещества. Для так называемых консервативных веществ, которые не разлагаются или разлагаются очень медленно (ионы металлов, минеральные соли, персистентные хлорорганические пестициды, радионуклиды и т.д.), самоочищение имеет кажущийся характер, поскольку происходит лишь перераспределение и рассеивание загрязняющего вещества в окружающей среде, загрязнение им сопредельных объектов. Снижение их концентрации в воде происходит за счет разбавления, выноса, сорбции, бионакопления. В отношении биогенных веществ наиболее важны биохимические процессы. Для водорастворимых веществ, не вовлекаемых в биологический круговорот, важны реакции их химической и микробиологической трансформации.

Для большинства органических соединений и некоторых неорганических веществ микробиологическая трансформация считается одним из основных путей самоочищения природной водной среды. Микробиологические биохимические процессы включают реакции нескольких типов. Это реакции с участием окислительно-восстановительных и гидролитических ферментов (оксидаз, оксигеназ, дегидрогеназ, гидролаз и др.). Биохимическое самоочищение водных объектов зависит от множества факторов, сре-

ди которых наиболее важные – температура, активная реакция среды (рН) и содержание азота и фосфора. Оптимальная температура для протекания процессов биodeградации составляет 25-30°C. Большое значение для жизнедеятельности микроорганизмов имеет реакция среды, которая влияет на ход ферментативных процессов в клетке, а также на изменение степени проникновения в клетку питательных веществ. Для большинства бактерий благоприятна нейтральная или слабощелочная реакция среды. При рН <6 развитие и жизнедеятельность микробов чаще всего снижается, при рН <4 в некоторых случаях их жизнедеятельность прекращается. То же самое наблюдается при повышении щелочности среды до рН>9,5.

### **1.7. Особенности химического состава воды р. Кама и ее притоков**

Обеспеченность водными ресурсами в Прикамье почти в два раза выше, чем в среднем по России. Река Кама входит в четверку крупнейших европейских рек. Почти тысячу километров – половину своей длины – Кама течет по земле Пермского края.

Камское водохранилище – первое в каскаде водохранилищ на р. Кама. Оно образовалось в 1954-1956 годах в результате строительства Камской ГЭС. Это озеровидный водоем площадью 1915 км<sup>2</sup>, расположенный в равнинной тайге, с обширной зоной мелководья и четырьмя крупными притоками – реками Иньвой, Обвой, Чусовой и Сылвой. Состав воды в р. Кама, Сылва, Чусовая в значительной мере обусловлен присутствием в области водосбора легкорастворимых сульфатных и карбонатных пород, а также составом сбросов сточных вод Березниковского и Чусовского промышленных узлов. Наличие в воде соединений железа и марганца обусловлено местным гидрохимическим фоном при определенном вкладе антропогенных факторов.

Вода в р. Кама имеет хлоридно-карбонатный характер и отличается сравнительно низкой жесткостью. В течение года жесткость колеблется в пределах от 0,6 ммоль-экв./дм<sup>3</sup> в весенний паводок до 6-7 ммоль-экв./дм<sup>3</sup> зимой. Среднее содержание солей около 300 мг/дм<sup>3</sup> (максимально до 600 мг/дм<sup>3</sup> зимой). Цветность воды в р. Кама в течение года – 20-70 градусов. Содержание органических веществ можно охарактеризовать показателем перманганатной окисляемости, которая в течение года изменяется в пределах 4,9-14,1 мг/дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>.

Долина р. Сылва прорезана в глинистых сланцах, гипсах, известняках, конгломератах Пермской системы. Вода в Сылве характеризуется высокой минерализацией (до 950 мг/дм<sup>3</sup>), примерно половина этой величины приходится на сульфаты. Вода в р. Чусовой имеет существенно меньшую минерализацию и цветность. Общая средняя минерализация воды около 500 мг/дм<sup>3</sup>, жесткость очень высокая, особенно в зимнее время.

Наименьшие значения жесткости воды в р. Кама наблюдаются на подъеме половодья, что обусловлено поступлением талых вод с бассейнов рек Чусовая и Сылва.

Качество воды на отдельных участках р. Кама (гг. Березники, Пермь, Краснокамск, Чайковский), р. Косьва (г. Губаха), р. Чусовая (г. Чусовой), р. Лысьва (г. Лысьва), р. Вишера (г. Красновишерск) не отвечает нормам для рыбохозяйственных водоёмов. Наиболее распространенными загрязняющими веществами являются нефтепродукты, фенолы, соединения марганца, меди, железа, аммонийный и нитритный азот, трудноокисляемые органические вещества, концентрации которых в поверхностных водах стабильно превышают допустимые нормы, чаще всего в пределах от 1 до 5 ПДК.

### ***Контрольные вопросы и тестовые задания***

1. Какие основные факторы определяют химический состав природных вод? Сточных вод?

2. На какие группы подразделяют основные химические компоненты природных вод? Дайте краткую характеристику каждой группе.
3. Какова минерализация пресной воды?
4. Приведите примеры образования сточных вод в сельскохозяйственном производстве. Какие основные загрязнители в них присутствуют?
5. Под действием каких факторов происходит самоочищение водоемов?
6. Какие гидрохимические особенности воды р. Кама Вам известны?
7. Запасы пресной питьевой воды сосредоточены в основном в:
- а) озерах и прудах;
  - б) ледниках;
  - в) реках;
  - г) почве.
8. К пресной воде относится вода с содержанием солей:
- а) от 0 до 0,5 г/кг;
  - б) от 0 до 1 г/кг;
  - в) от 0 до 10 г/кг;
  - г) от 0 до 0,1 г/кг.
9. Выберите правильный ряд распространения ионов в материковых водах:
- а)  $\text{Cl}^- > \text{SO}_4^{2-} > \text{HCO}_3^-$ ;
  - б)  $\text{Ca}^{2+} > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$ ;
  - в)  $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+}$ .
10. Лимитирующим фактором для развития водорослей обычно является недостаток
- а) азота;
  - б) фосфора;
  - в) углекислого газа.
11. Наибольшая разница в солености воды характерна для
- а) разных морей;
  - б) разных океанов;
  - в) разных рек.
12. Расположите источники пресной воды в порядке уменьшения запаса:
- а) подземные воды;
  - б) вода болот;
  - в) вода пресных озер;
  - д) вода в руслах рек.
13. Эвтрофикации воды способствует:
- а) аэрация водоема;
  - б) поступление фосфора;
  - в) поступление калия.

## 2. НОРМИРОВАНИЕ КАЧЕСТВА ВОДЫ ДЛЯ РАЗНЫХ ТИПОВ ВОДОПОЛЬЗОВАНИЯ

### Перечень необходимых для усвоения знаний

*В результате освоения материалов раздела студенты должны знать:*

- что такое водопотребление и водопользование;*
- виды водопользования;*
- основы нормирования качества воды в водных объектах;*
- основные принципы оценки загрязнения сточных вод.*

Природная и особенно сточная воды всегда содержат определенное количество растворенных и взвешенных веществ органического и минерального происхождения.

Под **качеством воды** в целом понимается характеристика ее состава и свойств, определяющая ее пригодность для конкретных видов водопользования (ГОСТ 17.1.1.01-77), при этом критерии качества представляют собой признаки, по которым производится оценка качества воды. Качество воды обуславливается совокупностью растворенных в ней минеральных и органических веществ, газов, коллоидов, взвешенных веществ, а также наличием микроорганизмов.

**Водопользование** – это использование воды без изъятия ее из мест естественной локализации.

**Водопотребление** – это использование воды, связанное с изъятием ее из мест естественной локализации с полным безвозвратным расходом или с возвращением в источники водозабора в измененном (загрязненном) состоянии.

**Водоотведение** – удаление сточных вод за пределы населенного пункта или промышленного предприятия.

Водный кодекс России различает более десяти видов водопользования. В каждом конкретном случае предъявляются определенные требования к качеству воды.

**К хозяйственно-питьевому водопользованию** относится использование водных объектов или их участков в качестве источников питьевой

воды и воды для предприятий пищевой промышленности. Требования к качеству воды для питьевого и хозяйственно-бытового водоснабжения предписываются государственными и международными стандартами. В нашей стране в настоящее время качество питьевой воды регламентируется СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества». В соответствии с этими правилами, питьевая вода должна быть безвредна по химическому составу, безопасна в эпидемическом и радиационном отношении, должна иметь благоприятные органолептические свойства.

**К культурно-бытовому (рекреационному) водопользованию** относится использование водных объектов для купания, занятия спортом и отдыха населения.

Гигиенические требования к качеству воды водных объектов в пунктах питьевого, хозяйственно-бытового и рекреационного водопользования устанавливают санитарно-эпидемиологические правила и нормативы СанПиН 2.1.5.980-00 «Гигиенические требования к охране поверхностных вод». Требования к качеству воды, установленные для культурно-бытового водопользования, распространяются на все участки водных объектов, находящихся в черте населенных мест, независимо от вида их использования.

**Рыбохозяйственное водопользование** предполагает использование водоема для разведения и ловли рыбы или других гидробионтов. Рыбохозяйственные водные объекты делятся на три основные категории:

- к высшей категории относят места расположения нерестилищ, массового нагула и зимовальных ям особо ценных видов рыб и других промысловых водных организмов, а также охранные зоны хозяйств любого типа для разведения и выращивания рыб, других водных животных и растений;
- к первой категории относят водные объекты, используемые для со-

хранения и воспроизводства ценных видов рыб, обладающих высокой чувствительностью к содержанию кислорода;

- ко второй категории относят водные объекты, используемые для других рыбохозяйственных целей.

Качество воды в таких объектах оценивается по нормативам, приведенным в «Перечне рыбохозяйственных нормативов: предельно допустимых концентраций (ПДК) и ориентировочно безопасных уровней воздействия (ОБУВ) вредных веществ для воды водных объектов, имеющих рыбохозяйственное значение».

Природные воды являются объектами и других видов водопользования – промышленного водоснабжения, орошения, судоходства, гидроэнергетики и т.д. Например, в сельском хозяйстве нормируют качество воды для полива растений, для поения скота. Качество воды, используемой для промышленного водоснабжения, определяется видом производства и ролью воды в технологическом процессе. Вода используется как технологическое сырье, растворитель, теплоноситель и т.д. Строгие требования по качеству предъявляются к воде, используемой для питания паровых котлов, в некоторых отраслях химической и радиоэлектронной промышленности, при производстве лекарств и в ряде других производств.

Для оценки качества воды используют четыре группы показателей:

- органолептические (запах, вкус, цветность, мутность, пенистость, наличие пленок);
- гидрохимические: рН, содержание кислорода, минерализация (сухой остаток, карбонаты, гидрокарбонаты, сульфаты, хлориды, фториды, общая жесткость, катионы кальция, магния, калия, натрия), биогенные элементы (аммоний, нитриты, нитраты, фосфаты, железо).
- содержание химических токсикантов;
- микробиологические показатели.

Для оценки химического состава воды используются предельно-допустимые концентрации (ПДК).

***Предельно допустимая концентрация в воде водоема хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования (ПДК)*** – это максимальная концентрация вредного вещества в воде, которая не должна оказывать прямого или косвенного влияния на организм человека в течение всей его жизни и на здоровье последующих поколений и не должна ухудшать гигиенические условия водопользования.

***Предельно допустимая концентрация в воде водоема, используемого для рыбохозяйственных целей (ПДК р.х.)*** – это максимальная концентрация вредного вещества в воде, которая не должна оказывать вредного влияния на популяции рыб, в первую очередь промысловых. Это такие максимальные концентрации вредных веществ, при постоянном присутствии которых в водоеме не регистрируются случаи гибели рыб и организмов, являющихся кормом для них, не наблюдается исчезновения тех или иных видов рыб, для жизни которых водоем ранее был пригоден, не происходит порчи товарных качеств обитающей в водоеме рыбы.

При нормировании химических веществ в воде учитывают ***показатели (критерии) вредного воздействия (признаки вредности) (ПВ)*** загрязняющих веществ.

Так, при нормировании качества воды в водоемах хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования используют следующие признаки вредности:

- органолептический, характеризующий влияние вещества на изменение свойств воды, определяемых органами чувств человека;
- общесанитарный, характеризующий влияние вещества на процессы самоочищения водоема за счет биохимических и химических реакций при участии естественной микрофлоры;
- санитарно-токсикологический, характеризующий влияние вещества на организм человека и лабораторных животных.

Для водоемов, используемых для рыбохозяйственных целей, дополнительно используют следующие признаки вредности:



- токсикологический, характеризующий токсичность вещества для живых организмов, населяющих водный объект;
- рыбохозяйственный, который определяет порчу качества промысловых рыб.

В основу нормирования (определения величины ПДК для водоема) положен *лимитирующий показатель вредности (ЛПВ)*, под которым понимают наибольшее отрицательное влияние, оказываемое данным веществом в водоеме. Исследование каждого вещества обязательно проводят по всем необходимым показателям вредности. По каждому из них находят пороговую концентрацию. В качестве ПДК принимают минимальную из всех пороговых концентраций, а сам показатель вредности устанавливают как лимитирующий.

В настоящее время для водоемов хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования разработаны ПДК для 1717 вредных веществ, рыбохозяйственные ПДК установлены для 1109 веществ, причем лишь немногие загрязняющие вещества повторяются в перечнях веществ для разных категорий. Во многих случаях величины ПДК для водных объектов хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования превышают ПДК для рыбохозяйственных водных объектов, то есть последние нормативы обычно более жесткие.

При использовании водоема для разных типов водопользования оценка качества воды производится по самой жесткой ПДК.

Состав и свойства воды в водных объектах должны соответствовать нормативам в створе (поперечном сечении), заложенном на водотоках на расстоянии 1 км выше ближайшего по течению пункта водопользования, а на непроточных водоемах – в радиусе 1 км от пункта водопользования.

Загрязняющие вещества в воде в зависимости от их токсикометрических показателей делят на 4 класса (наиболее опасны вещества I класса), причем эти классы могут не совпадать с классом опасности вещества в воздухе или почве. Кроме того, выделяют еще класс 4э – «экологический». Сюда относятся вещества, действие которых проявляется в изменении эко-

логических условий водоема (эвтрофирование, минерализация и т.д.).

При наличии в воде веществ I и II классов опасности с одинаковым лимитирующим признаком вредности рассчитывают эффект суммации. Для таких веществ по каждому лимитирующему показателю вредности сумма отношений их фактических концентраций веществ к соответствующим ПДК не должна превышать единицы:

$$\sum_{i=0}^n \frac{C_i}{\text{ПДК}_i} \leq 1$$

или  $\frac{C_1}{\text{ПДК}_1} + \frac{C_2}{\text{ПДК}_2} + \dots + \frac{C_i}{\text{ПДК}_i} \leq 1$

где  $C_i$  – фактическая концентрация  $i$ - того вещества,

$\text{ПДК}_i$  – предельная допустимая концентрация  $i$ - того вещества.

Для каждого источника загрязнения водных объектов по каждому загрязняющему веществу устанавливают предельно допустимый сброс.

**Предельно-допустимый сброс (ПДС)** – это масса вещества в сточных водах, максимально допустимая к отведению в установленном режиме в данном пункте водного объекта в единицу времени с целью обеспечения норм качества воды в контрольном пункте (ПДК с учетом вида водопользования). При определении ПДС учитывают эффект разбавления, вклад других источников загрязнения и т.д. Фактически при известных масштабах сброса сточных вод ПДС позволяет рассчитать допустимую концентрацию каждого загрязняющего вещества в сточных водах. При превышении этих концентраций их необходимо снизить до допустимых пределов путем соответствующей очистки сточных вод.

Справочные данные по нормированию качества воды для разных видов водопользования приведены в приложениях 1–6.

### ***Контрольные вопросы и тестовые задания***

1. Для каких видов водопользования разработано санитарно-гигиеническое и экологическое нормирование?

2. По каким показателям осуществляется нормирование качества питьевой воды? Что такое ПДК, ЛПВ, ПДС?

4. Какие признаки вредности веществ учитываются при нормировании качества питьевой воды? Воды рыбохозяйственных водоемов?

5. Для гигиенического нормирования качества воды не используют:

- а) водно-миграционный ЛПВ;
- б) органолептический ЛПВ;
- в) общесанитарный ЛПВ.

6. Выберите неверное утверждение.

При определении эффекта суммации загрязняющих веществ в воде

- а) учитывают все вещества;
- б) суммация производится только по одинаковым ЛПВ;
- в) суммируются коэффициенты концентрирования.

7. Выберите неверное утверждение

а) В непроточных водоемах контрольная зона, в которой состав и свойства воды должны соответствовать нормативам, расположена в радиусе 1 км от пункта сброса сточных вод;

б) При сбросе в водоемы нескольких загрязняющих веществ сумма отношений концентраций веществ, нормируемых по одинаковому ЛПВ и относящихся к 1 и 2 классам опасности, к их ПДК не должна превышать 1;

в) В проточных водоемах контрольный створ, в котором состав и свойства воды должны соответствовать нормативам, расположен на расстоянии 1 км выше по течению от ближайшего пункта водопользования.

8. К гигиеническому нормированию качества воды не относятся нормативы:

- а) ПДК<sub>р.з.</sub>
- б) ПДК<sub>р.х.</sub>;
- в) ДСД.

### 3. ОТБОР, КОНСЕРВАЦИЯ, ТРАНСПОРТИРОВКА И ХРАНЕНИЕ ПРОБ

#### Перечень необходимых для усвоения знаний и умений

*В результате освоения материалов раздела студенты должны знать:*

- основные правила отбора проб воды из разных источников;
- способы консервации проб воды:

*уметь:*

– выбрать точки отбора и правильно отобрать и при необходимости законсервировать пробы природной или сточной воды.

Отбор пробы воды является важной частью ее анализа, необходимым условием правильности полученных результатов и применимости их в практике. Ошибки, возникающие при неправильном отборе проб, в дальнейшем исправить уже нельзя. Существуют определенные указания для отбора проб воды из природных источников: рек, ручьев, озер, водохранилищ, прудов, родников, колодцев и скважин, а также для отбора проб сточных вод и питьевой воды централизованного водоснабжения.

***Место для отбора проб.*** Место для отбора пробы выбирается в соответствии с целями анализа и с учетом всех обстоятельств, которые могут оказать влияние на состав взятой пробы.

При отборе проб поверхностных и подземных вод требуется тщательное обследование окружающей местности. Особенно внимательно нужно обследовать притоки реки и источники загрязнения в ее бассейне, находящиеся выше места взятия пробы.

Место отбора сточных вод выбирают только после подробного ознакомления с технологией производства, потреблением воды, расположением цехов, системой канализации, назначением и работой отдельных элементов станции подготовки или очистки воды.

***Виды отбора проб.*** Отбор проб бывает разовым и серийным. При разовом отборе пробу берут один раз в определенном месте и рассматривают результат одного анализа. Этот способ применяется в тех случаях, когда

результатов одного анализа достаточно для суждения о качестве исследуемой воды, например, при постоянстве качества воды.

В большинстве случаев качество воды изменяется как в разных местах данного объекта, так и в различные периоды времени. В таких случаях применяют серийный отбор проб. При анализе серии взятых проб определяется изменение содержания наблюдаемых компонентов с учетом места, времени или обоих этих факторов.

Типичным примером серийного отбора проб является зональный отбор, при котором пробы отбирают с различных глубин створа водохранилища, озера, пруда. Распространенным типом серийного отбора проб является отбор проб через определенные промежутки времени. Такой отбор позволяет следить за изменением качества воды во времени или же в зависимости от ее расхода.

При анализе серии проб получают соответствующее количество результатов, которое обрабатывают и оценивают, используя методы математической статистики. Полученные результаты являются более точными по сравнению с результатами разового отбора.

**Виды проб.** Пробы подразделяют на простые и смешанные. Простую пробу получают путем однократного отбора всего требуемого количества воды. Анализ простой пробы дает сведения о составе воды в данный момент в данном месте.

Смешанную пробу получают, сливая простые пробы, взятые в одном и том же месте через определенные промежутки времени или отобранные одновременно в разных местах обследуемого объекта. Смешанную пробу не рекомендуется отбирать за период более одних суток.

Смешанную пробу нельзя применять для определения компонентов и характеристик воды, легко подвергающихся изменениям (растворенные газы, рН и др.). Эти характеристики определяют в каждой составляющей пробе отдельно.

Смешанную пробу нельзя составлять и в том случае, если характер воды изменяется во времени вследствие того, что отдельные составляющие пробы вступают во взаимодействие или изменяется их физическое состояние.

**Объем пробы** должен быть достаточным и соответствовать применяемой методике анализа.

**Сосуды для отбора и хранения проб.** Чаще используют стеклянные бутылки из прозрачного, бесцветного, химически стойкого стекла с резиновой или притертой стеклянной пробкой или со специальными пробками. Можно использовать полиэтиленовые бутылки с завинчивающимися пробками. Для основной пробы обычно применяют бутылку емкостью 2 дм<sup>3</sup>. Используемую для проб посуду следует предварительно тщательно вымыть. Для мытья стеклянных и полиэтиленовых бутылок применяют концентрированную соляную кислоту, для обезжиривания используют синтетические моющие вещества. Сильно загрязненные стеклянные бутылки могут и обезжиривают хромовой смесью. Вымытую посуду ополаскивают дистиллированной водой, дают воде стечь и, если надо, высушивают. Прежде чем взять пробу, посуду ополаскивают несколько раз отбираемой водой. Бутылки, наполненные пробами, подписывают или пронумеровывают.

### **Отбор проб воды из различных источников**

В зависимости от целей и анализа при отборе проб учитывают такие факторы как наличие пунктов водопользования, скорость течения, глубину, наличие притоков, плотин, сбросов сточных вод и т.д., поэтому отбор проб из одного и того же водоема может осуществляться разными способами.

**Отбор проб из рек и ручьев.** Усредненную пробу протекающей воды обычно берут в местах наиболее сильного течения, лучше в фарватере.

Пробы отбираются под поверхностью воды, лучше в верхней трети общей глубины (обычно не менее 20 – 30 см под поверхностью).

При санитарно-химическом контроле качества используемой воды створы отбора проб устанавливают на проточных водоемах в 1 км выше ближайшего пункта водопользования (водозабор для питьевого водоснабжения, места купания, территория населенного пункта и т.п.). Отбирают пробы воды в створе в трех точках (у обоих берегов и в фарватере). Не рекомендуется отбирать пробы перед плотиной и непосредственно за плотиной, т.к. такие пробы неточно отражают содержание в воде растворенных газов и некоторых других компонентов.

**Отбор проб из водохранилищ, озер и прудов.** Стоячие воды неоднородны по качеству, поэтому пробы следует отбирать из различных мест и с разных глубин. При санитарно-гигиеническом контроле качества воды не проточных водоемов и водохранилищ рекомендуется устанавливать в 1 км в обе стороны от пункта водопользования.

**Отбор проб из родников, колодцев, скважин и дренажей.** Из искусственного водоприемника пробу берут непосредственно в бутылку под поверхностью воды или из искусственного слива (сливной трубки, желоба). Иногда необходимо предварительно углубить дно родника, чтобы свободно погружалась посуда для взятия пробы. Делают это за день до взятия пробы.

Пробы скважин отбирают глубинным пробоотборником или насосом. При отборе проб из колодца сначала частично откачивают из него воду. Если колодец не эксплуатировался в течение длительного времени, воду из него выкачивают полностью и оставляют до тех пор, пока он снова не наполнится.

Пробы дренажной воды отбираются прямо из стока дренажных труб. Из дренажных канавок, в которых нет дренажных трубок и где вода стекает по дну, пробу отбирают, используя чистые трубки длиной около 1 м, которые укладывают в канавку. Пробоотборочный сосуд подставляют к концу трубки и наполняют его.

***Взятие проб дождевой воды и снега.*** Дождевую воду улавливают при помощи широкой воронки, трубка которой доходит до дна бутылки для пробы. Падающий снег собирают широкую и глубокую чашку и затем оттаивают.

Пробы снежного покрова отбирают из мест, где он лежит наиболее толстым слоем. При мониторинге снежного покрова снег отбирают в зоне Урала во второй или третьей декаде марта, когда снег становится более плотным. С помощью специального или сделанного из обрезанной с двух сторон 1,5–2 литровой пластмассовой бутылки пробоотборника отбирают снежный керн на всю глубину слоя, до уровня земли (частицы почвы удаляют). Весь отобранный снег растапливают, измеряют его объем. Для характеристики аэротехногенного загрязнения нужно дополнительно измерить площадь поверхности керна (например, диаметр бутылки) и высоту снежного слоя.

***Отбор проб из водопроводной сети.*** В тех местах водопроводной сети, в которых пробы отбирают регулярно, монтируют специальный кран для взятия проб. Можно использовать для отбора проб водопроводные краны. На кран надевают резиновый шланг, второй конец которого вводят в бутылку для пробы, опуская его до дна. Медленно открывают кран, пока вода не потечет непрерывной струей толщиной около 0,5 см. После наполнения сосуда водой его оставляют еще некоторое время под краном, чтобы вода перетекала через края до тех пор, пока температура ее не станет постоянной. Если требуется определить содержание токсичных веществ в водопроводной воде (медь, свинец и т.д.), пробу берут сразу же после открытия крана.

***Отбор проб сточных вод.*** Сточные воды отличаются непостоянным составом. Хозяйственно-фекальные сточные воды изменяются в зависимости от характера эксплуатации водопровода и санитарно-гигиенических устройств. Состав промышленных сточных вод зависит от характера производственных процессов. Для сточных вод проводят отбор средней сме-



шанной пробы (за час, смену, сутки) или же серийных проб по предварительно разработанному плану. Определяют суточный максимум и минимум количества сточных вод и суточное, недельное или годовое изменение качества воды.

Продолжительность прохождения сточной воды между отдельными местами отбора определяют вычислением или с помощью вводимых в воду индикаторных веществ, для чего используют меченые атомы, растворы солей и т.п.

Проба, отражающая состав воды, как и при анализе поверхностных вод, отбирается в месте наиболее сильного течения. Отобранный образец анализируется в тот же день.

**Консервация проб воды** преследует цель сохранения компонентов, определяемых в воде, и ее свойств в том состоянии, в котором они находились в момент взятия пробы. Консервация необходима особенно в тех случаях, когда определяемый компонент подвергается изменениям и когда определение нельзя провести сразу же на месте отбора пробы или в тот же день в лаборатории. В период времени между отбором пробы и ее анализом исследуемые вещества могут изменяться в различной степени. Очень быстро изменяются температура воды, рН, содержание растворенных газов. Изменение величины рН, содержания карбонатов, свободной углекислоты может вызвать изменение свойств других компонентов, содержащихся в пробе. Некоторые из них могут выделиться в виде осадка или, наоборот, из нерастворимой формы перейти в раствор. Это особенно относится к солям железа, марганца, кальция.

В пробе воды, отобранной для анализа, обычно протекают различные биохимические процессы, вызванные деятельностью микроорганизмов или планктона. Эти процессы ведут к окислению или восстановлению некоторых компонентов пробы: нитраты восстанавливаются до нитритов или катионов аммония, сульфаты – до сульфидов и т.д.. Некоторые компоненты (железо, медь, кадмий, марганец, хром, цинк и др.) могут адсорбироваться

на стенках стеклянной посуды или выщелачиваться из стекла (кремний, калий, бор, натрий и др.).

В приложении 7 указаны возможности консервации и допустимые интервалы времени между отбором пробы и началом анализа для некоторых компонентов и свойств воды. Применение консервирующих средств полностью не предохраняет отдельные компоненты от изменения, поэтому и консервированные пробы следует анализировать не позднее, чем на третий день после отбора пробы. Пробы рекомендуется хранить в холодильнике. К анализу приступают после того, как температура воды сравнивается с комнатной температурой.

### ***Контрольные вопросы и тестовые задания***

1. Как, когда и где производится отбор проб воды из поверхностных водоемов? Какие виды проб воды отбирают?
2. Чем отличается отбор проб питьевой воды из систем централизованного водоснабжения от отбора проб сточных вод?
3. При определении каких показателей качества питьевой воды необходимо консервирование пробы?
4. Какие показатели качества воды определяются сразу при отборе?
5. Контрольный створ в проточном водоеме, в котором отбирают пробы питьевой воды для ее анализа, должен быть расположен:
  - а) на расстоянии 1 км ниже по течению от источника сброса сточных вод;
  - б) на расстоянии 1 км выше ближайшего по течению пункта водопользования;
  - в) в створе водозабора.
6. Непосредственно перед отбором пробы воды емкость промывают:
  - а) хромовой смесью;
  - б) отбираемой водой;
  - в) дистиллированной водой.

## 4. ФИЗИЧЕСКИЕ ПОКАЗАТЕЛИ КАЧЕСТВА ВОДЫ

### Перечень необходимых для усвоения знаний и умений

*В результате освоения материалов раздела студенты должны знать:*

*– физические показатели качества воды;  
– особенности нормирования органолептических свойств воды и методы и их определения;*

*уметь:*

*– определять физические показатели качества воды и оценивать их.*

Физическими показателями качества воды являются ее температура, запах и вкус, мутность, прозрачность, цветность.

### 4.1. Температура воды

Температура воды зависит от местоположения источника, времени года, температуры тех грунтов, с которыми она соприкасается. Температура поверхностных вод подвержена существенным колебаниям, в то время как на водах подземных источников сезонные колебания температур отражаются мало. Наиболее благоприятная температура питьевой воды находится в интервале 7 – 12°C, она имеет наиболее приятный и освежающий вкус. Вода с высокой температурой содержит в себе мало растворенных газов, поэтому она плохо утоляет жажду и неприятна на вкус.

Температура определяется исключительно в момент отбора проб ртутным термометром с ценой деления 0,1-0,5°C, который опускают на заданную глубину и выдерживают в течение 3-10 мин.

### 4.2. Запах и вкус

Запах и вкус природных вод зависят от температуры воды, растворимых в воде газов и химического состава примесей.

Запах воды определяется летучими пахнущими веществами. Большую роль в формировании запаха и привкуса природных вод играет жизнедеятельность гидробионтов, особенно биохимическое разложение органиче-

ских веществ микроорганизмами; выделение различных специфических органических соединений некоторыми водорослями и микроорганизмами, особенно при массовом их развитии, например, при цветении водоема; природа химических компонентов, поступающих в данный водоем в результате естественных причин или со сточными водами предприятий.

По характеру запахи делятся на две группы:

- запахи естественного происхождения, причиной которых являются живущие и отмершие в воде организмы, окружающие почвы, загнивающие растительные остатки и т.д. Определение таким запахам дают в соответствии с классификацией, приведенной в табл.1.
- запахи искусственного происхождения, вызываемые примесями некоторых промышленных сточных вод, реагентами для обработки водопроводной воды и т.д. Эти запахи получают название по соответствующему веществу: фенольный, бензиновый, хлорный и др.

Таблица 1

#### Классификация запахов

Характер запаха	Примерный род запаха
Ароматический	Огуречный, цветочный
Болотный	Илистый, тинистый
Гнилостный	Фекальный, сточный
Древесный	Мокрой щепы
Землистый	Прелый, свежеспаханной земли, глинистый
Плесневый	Затхлый, застойный
Рыбий	Рыбьего жира, рыбы
Сероводородный	Тухлых яиц
Травянистый	Скошенной травы, сена
Неопределенный	Запахи естественного происхождения, не подлежащие под предыдущие определения

Различают четыре вида вкуса воды: соленый, горький, сладкий и кислый. Остальные виды вкусовых ощущений называют привкусами. Причиной привкуса воды может быть присутствие в ней сероводорода, нефтепродуктов, в частности, фенола, некоторых солей. Так, соли железа

(II) и марганца (II) придают воде железистый вкус, сульфат кальция – вяжущий, сульфат магния – горький, хлорид натрия – соленый вкус.

Характер и интенсивность запаха и вкуса воды определяют органолептически: дают экспертную качественную характеристику и оценивают интенсивность в баллах по пятибалльной системе (таблицы 2, 3).

Таблица 2

Оценка интенсивности запаха

Балл	Интенсивность запаха	Описание определения
0	Запаха нет	Отсутствие ощутимого запаха
1	Очень слабый	Не замечается потребителем, но ощущается опытным исследователем
2	Слабый	Обнаруживается потребителем, если на него обратить внимание
3	Заметный	Легко обнаруживается, вода может быть неприятна для питья
4	Отчетливый	Обращает на себя внимание, может заставить воздержаться от питья данной воды
5	Очень сильный	Делает воду непригодной для питья

Таблица 3

Оценка интенсивности вкуса питьевой воды (20°C)

Балл	Интенсивность вкуса и привкуса	Описание определения
0	Запаха нет	Вкус и привкус не ощущаются
1	Очень слабый	Вкус и привкус не ощущаются потребителем, но обнаруживаются при лабораторном исследовании
2	Слабый	Вкус и привкус замечаются потребителем, если обратить на это внимание
3	Заметный	Вкус и привкус легко замечаются и вызывают неодобрительный отзыв о воде
4	Отчетливый	Вкус и привкус обращают на себя внимание и заставляют воздержаться от питья
5	Очень сильный	Вкус и привкус настолько сильный, что делает воду непригодной к употреблению

## *Лабораторная работа №1* *Определение запаха и вкуса воды*

**Сущность метода.** Определение основано на органолептическом исследовании характера и интенсивности запаха воды при 20°C, родниковой воды при 7-8°C, и вкуса и привкуса воды. Для питьевой воды вкус и привкус исследуют в сырой воде при комнатной температуре. В воде открытых водоёмов и источников, ненадёжных в санитарном состоянии, вкус воды устанавливают только после её кипячения.

*Реактивы и оборудование*

Колба коническая с широким горлом с пробкой.

**Ход определения.** 100 см<sup>3</sup> исследуемой воды при 20°C наливают в колбу вместимостью 150–200 см<sup>3</sup> с широким горлом, закрывают пробкой, встряхивают вращательным движением, открывают пробку и быстро определяют характер (таблица 1) и интенсивность запаха по пятибалльной шкале (таблица 2).

При определении вкуса и привкуса в рот набирают 10–15 см<sup>3</sup> воды, держат несколько секунд, не проглатывая, и определяют их характер и интенсивность (таблица 3).

### **4.3. Цветность воды**

Чистая вода в тонких слоях бесцветна. В толстом слое она имеет голубоватый оттенок. Иные оттенки свидетельствуют о наличии в воде различных растворенных и взвешенных примесей.

Цвет природных вод открытых водоемов чаще всего обуславливается наличием гуминовых веществ, окрашивающих воду в различные оттенки желтого и бурого цвета. Количество этих веществ зависит от геологических условий, характера почв, наличия болот и торфяников в бассейне реки и т.п. Коллоидные железистые соединения придают воде оттенки от желтоватых до зеленых. При попадании в воду отходов различных производств ее цвет может изменяться в зависимости от цвета загрязняющих веществ.

Цветность определяют колориметрически или фотометрически, сравнивая цвет исследуемой воды с эталонной шкалой, имитирующей окраску природных вод. Для этого используют платино-кобальтовую или дихромато-кобальтовую шкалу. Результаты выражают в условных единицах – градусах цветности. Цветность природных вод варьирует от нескольких единиц до нескольких тысяч градусов.

Предельно-допустимая величина цветности в водах, используемых для питьевых целей, составляет 20 °. В соответствии с требованиями к качеству воды в зонах рекреации окраска воды не должна обнаруживаться визуально в столбике воды высотой 10 см.

## ***Лабораторная работа №2*** ***Определение цветности воды***

***Сущность метода.*** Цветность определяют фотометрически, сравнивая цвет исследуемой воды с эталонной дихроматно-кобальтовой шкалой. Результаты выражают в градусах цветности.

*Реактивы и оборудование*

Фотоколориметр

Основной стандартный раствор, соответствующий 500° по шкале цветности: 0,0875 г дихромата калия, 2 г гептагидрата сульфата кобальта  $\text{CoSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  и 1 см<sup>3</sup> конц. серной кислоты растворяют в 1 дм<sup>3</sup> воды

Серная кислота, 0,02 М раствор

Мерные колбы объемом 50 см<sup>3</sup>

Пипетки мерные на 5 см<sup>3</sup>

### **Ход определения**

***Построение градуировочного графика.*** Для приготовления эталонных растворов по хромато-кобальтовой шкале цветности в пять мерных колб вместимостью 50 дм<sup>3</sup> вводят по 1, 2, 3, 4, 5 см<sup>3</sup> раствора, соответствующего цветности 500°, и доводят объем раствора до метки 0,02М раствором серной кислоты. Полученные стандартные растворы соответствуют 10, 20, 30, 40 и 50° по шкале цветности. Растворы закрывают пробками, пе-

ремешивают и фотометрируют при длине волны 413нм, кювета 2 см, раствор-фон вода. Строят градуировочный график – зависимость оптической плотности раствора – градус цветности.

**Анализ пробы.** Исследуемую пробу воды предварительно фильтруют через мембранный фильтр и визуально сравнивают с хромато-кобальтовой шкалой. Если ориентировочная цветность воды больше 50-70°, то пробу разбавляют дистиллированной водой в два или более раз. При получении окраски исследуемой воды, сравнимой с окраской указанного диапазона шкалы цветности, пробу фотометрируют в тех же условиях, что и эталонные растворы, и определяют цветность по градуировочному графику в градусах цветности хромато-кобальтовой шкалы.

#### **4.4. Прозрачность и мутность**

Прозрачность (или светопропускание) и мутность воды являются физической характеристикой воды, зависящей от присутствия в воде окрашенных и взвешенных органических и минеральных веществ. Мерой прозрачности служит высота столба воды, при которой можно наблюдать опускаемую в водоем белую пластину определенных размеров (диск Секки) или различить на белой бумаге стандартный шрифт определенного размера и типа (как правило, шрифт средней жирности высотой 3,5 мм). При регулярном контроле работы водоподготовительных станций и при определении качества воды в водопроводной сети прозрачность воды определяется по методу креста. Результаты выражают в сантиметрах с указанием способа измерения.

При содержании в воде взвешенных веществ более 3 мг/дм<sup>3</sup> находят величину, обратную прозрачности, – мутность воды. Мутность воды устанавливают, сравнивая мутность исследуемой воды со стандартами, и выражают в мг/дм<sup>3</sup>.

Определение прозрачности (мутности) воды – обязательный компонент программ наблюдений за состоянием водных объектов. Повышение



мутности воды может быть обусловлено наличием в ней гуминовых веществ, коллоидных соединений железа, взвешенных и окрашенных веществ, являющихся отходами производства, а также массовым развитием водорослей, что характерно для загрязненных и эвтрофированных водоемов.

### ***Лабораторная работа №3 Определение мутности воды***

***Сущность метода.*** Мутность воды измеряют турбидиметрическим методом, используя фотометрическое измерение ослабления интенсивности проходящего света. Величину мутности находят, сравнивая с мутностью стандартных суспензий. В качестве стандарта выбраны суспензии аморфного диоксида кремния. Жёлтый или другой цвет пробы воды не влияет на определение, поскольку фотометрирование проводят при зеленом светофильтре и по отношению к воде, имеющей близкую окраску.

*Реактивы и оборудование*

Фотоколориметр

Стандартная суспензия аморфного диоксида кремния с мутностью 0,1г/дм<sup>3</sup>.

Мерные колбы объемом 50 см<sup>3</sup>

Пипетки мерные на 5 см<sup>3</sup>

### **Ход определения**

***Построение градуировочного графика.*** Для приготовления эталонных суспензий берут 5 мерных колб вместимостью 50 дм<sup>3</sup> и вводят 1, 2, 3, 4, 5 см<sup>3</sup> хорошо перемешанной основной суспензии, что соответствует мутности 2, 4, 6, 8, 10 мг/дм<sup>3</sup>. Доводят объём раствора дистиллированной водой до метки и закрывают пробкой. Перед фотометрированием стандартные суспензии ещё раз тщательно перемешивают и проводят определение оптической плотности (длина кюветы 5см, длина волны – 530 нм, раствор-фон – вода. Строят градуировочный график зависимости оптической плотности раствора от мутности; мг/дм<sup>3</sup>.

**Анализ пробы.** Определяют оптическую плотность исследуемой пробы воды и по градуировочному графику находят значение мутности в мг/дм<sup>3</sup>.

### ***Контрольные вопросы и тестовые задания***

1. Какие физические показатели качества воды анализируются
2. При какой температуре питьевая вода имеет наиболее благоприятный вкус и почему?
3. Какие особенности нормирования температуры и мутности воды при сбросе сточных вод?
4. Какие четыре вкуса воды выделяют? Что такое привкусы?
5. В каких единицах измеряется мутность?
6. В каких единицах измеряется цветность воды? Какие стандартные шкалы при этом используют?
7. Когда говорят о прозрачности воды, а когда о мутности, характеризуя наличие в воде взвешенных частиц?
8. В баллах не оценивается:
  - а) запах;
  - б) вкус;
  - в) мутность.
9. Фотоколориметр используют при определении
  - а) мутности воды;
  - б) цветности воды;
  - в) прозрачности воды.
10. Выберите все правильные ответы.  
Высота столба воды при определении прозрачности воды может измеряться:
  - а) по диску Секки;
  - б) по стандартному шрифту;
  - в) по кресту.

## 5. ХИМИЧЕСКИЕ ПОКАЗАТЕЛИ КАЧЕСТВА ВОДЫ

### Перечень необходимых для усвоения знаний

*В результате освоения материалов раздела студенты должны знать:*

- основные химические показатели качества воды, возможные причины их изменения, их влияние на возможность водопользования;
- сущность различных методов определения химических показателей качества воды;

владеть навыками:

- проводить определение различных показателей качества воды;

уметь:

- выбирать необходимые показатели и нормативы качества для оценки результатов;
- интерпретировать и объяснять полученные результаты.

Качество воды – это характеристика состава и свойств воды, определяющая ее пригодность для конкретных видов водопользования. При анализе питьевой воды проводят полный санитарно-химический анализ, позволяющий получить подробную характеристику воды (см. приложение 1). Однако полный анализ необходим не всегда. Обычно определяют лишь некоторые химические показатели качества воды, к которым относятся: минерализация; активная реакция воды (рН); содержание растворенных газов; жесткость воды; содержание железа; содержание хлоридов; содержание сульфатов, содержание азотсодержащих веществ, окисляемость.

### 5.1. Минерализация

Минерализация - суммарное содержание всех найденных при химическом анализе минеральных веществ, обычно выражается в мг/дм<sup>3</sup>. Многие промышленные производства, сельское хозяйство, предприятия питьевого водоснабжения предъявляют определенные требования к минерализации, т.к. воды, содержащие большое количество солей, отрицательно влияют на растительные и животные организмы, технологию производства и качество продукции, вызывают засоление почв, образование накипи на котлах,

коррозию оборудования и т.д. Минерализация природных вод изменяется в широких пределах. Большинство рек имеет минерализацию воды от нескольких десятков до нескольких сотен миллиграммов в  $1\text{дм}^3$ .

Минерализацию обычно характеризуют двумя определяемыми показателями: сухим остатком ( $\text{мг/дм}^3$ ) и жесткостью ( $\text{моль-экв./дм}^3$ ), а также приблизительно по электропроводности.

Сухой остаток характеризует суммарное содержание в воде растворенных неорганических веществ. Он определяется весовым методом после выпаривания пробы воды в фарфоровой чашке на водяной бане и высушивания чашки при  $105^\circ\text{C}$ . В процессе обработки из нее удаляются летучие компоненты и вещества, разлагающиеся с образованием летучих компонентов.

Минеральную часть воды составляют ионы  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ . Именно эти главные ионы и обуславливают в основном электропроводность природных вод. Присутствие других ионов не сильно влияет на электропроводность, если последние (например,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$  и др.) не содержатся в воде в значительных количествах, например, ниже выпусков производственных или хозяйственно-бытовых сточных вод. По значениям электропроводности природной воды можно приблизительно судить о минерализации воды с помощью предварительно установленных зависимостей. Так, для воды большинства чистых рек удельная электропроводность варьирует от 30 до 1500  $\text{мкСм/см}$  (микроси-менс на сантиметр). Минерализация подземных вод и соленых озер изменяется от 40-50  $\text{мг/дм}^3$  до 650  $\text{г/кг}$  (плотность воды в этом случае уже значительно отличается от единицы). Удельная электропроводность атмосферных осадков (с минерализацией от 3 до 60  $\text{мг/дм}^3$ ) составляет 20-120  $\text{мкСм/см}$ .

Электропроводность воды зависит не только от концентрации растворенных минеральных солей, но от различной удельной электропроводности растворов различных солей, а также от температуры. Несмотря на

это, удельная электропроводность – быстро определяемый приблизительный показатель суммарной концентрации электролитов, удобный суммарный индикаторный показатель антропогенного воздействия, который используется в программах наблюдений за состоянием водной среды.

В соответствии с гигиеническими требованиями к качеству питьевой воды суммарная минерализация не должна превышать  $1000 \text{ мг/дм}^3$ . По согласованию с органами санэпиднадзора для водопровода, подающего воду без соответствующей обработки (например, из артезианских скважин), допускается минерализация до  $1500 \text{ мг/дм}^3$ . Такие нормируемые величины минерализации соответствуют удельной электропроводности в  $2 \text{ мСм/см}$  и  $3 \text{ мСм/см}$ , соответственно, в случае как хлоридной (в пересчете на  $\text{NaCl}$ ), так и карбонатной (в пересчете на  $\text{CaCO}_3$ ) минерализации воды.

#### ***Лабораторная работа №4***

#### ***Определение минерализации воды по удельной электропроводности***

***Сущность метода.*** Анализ основан на определении удельной электропроводности воды.

*Реактивы и оборудование*

Кондуктометр

Высокий стакан

***Ход определения.*** Отобранную воду комнатной температуры наливают в стакан и опускают в нее электрод кондуктометра. Ячейка электрода должна быть полностью погружена в воду. Воду перемешивают электродом и снимают показания прибора в режиме «удельная электропроводность» в  $\text{мкСм/см}$  или в пересчете на хлорид натрия в  $\text{мг/дм}^3$ .

### **5.2. Концентрация ионов водорода и гидроксильных ионов**

Небольшая часть молекул воды диссоциирована на катионы водорода и гидроксид-анионы.



Константа диссоциации воды

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Т.к. концентрация недиссоциированных молекул воды величина практически постоянная, то ее можно ввести в константу

$$K_{\text{д}} \times [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Таким образом, произведение концентраций катионов водорода и гидроксид-анионов является величиной постоянной при постоянной температуре. Экспериментально установлено, что в химически чистой воде молярные концентрации этих ионов равны и составляют  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup> при 25°C, а значит, величина произведения концентраций равна  $10^{-14}$ . Это произведение сохраняет постоянную величину и в присутствии веществ, при диссоциации которых образуются протоны или гидроксид-ионы, что позволяет определить концентрацию одного из них, зная концентрацию другого. Практически чаще определяют концентрацию водородных ионов.

### 5.2.1. Водородный показатель (рН)

Поскольку концентрация водородных ионов может иметь самое различное значение и различаться на несколько порядков, принято выражать ее величиной рН, представляющей собой десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Определение концентрации водородных ионов осуществляется в интервале от 1 до  $10^{-14}$  моль-экв /дм<sup>3</sup>, что соответствует величине рН от 0 до 14. Величина рН нейтральных растворов равна 7, кислых меньше 7, щелочных – больше 7.

Активная реакция большинства природных вод близка к нейтральной (рН 6,8 – 7,3). Постоянство рН природных вод обеспечивается присутствующей в них буферной системы, состоящей из растворенной в воде угольной кислоты и гидрокарбонатов. На величину рН может оказать влияние повышенное содержание гуминовых веществ, основных карбонатов и гидроокисей, возникающих вследствие поглощения  $\text{CO}_2$  в процессе фотосинтеза, а в отдельных случаях – также и повышенное содержание солей, подверженных гидролизу. Более низкие значения рН могут наблюдаться в кислых болотных водах за счет повышенного содержания гуминовых и фульвокислот. Летом при интенсивном фотосинтезе рН может повышаться до 9. Постоянство рН природных вод имеет большое значение для нормального протекания в воде различных биологических и физико-химических процессов, а также для использования ее в быту и промышленности. Реакция среды почти не изменяется при различных процессах обработки воды: хлорировании, коагуляции, известковании и т.д.

Изменение рН воды свидетельствует о загрязнении воды продуктами распада органических соединений, стоками предприятий и др.

Величина рН воды – один из важнейших показателей качества вод. Она имеет большое значение для химических и биологических процессов, происходящих в природных водах. От нее зависит развитие и жизнедеятельность гидробионтов, микроорганизмов; устойчивость различных форм миграции элементов, агрессивное действие воды на металлы и бетон. Величина рН также влияет на процессы превращения различных форм биогенных элементов, изменяет токсичность загрязняющих веществ.

Величина рН воды водоемов хозяйственно-питьевого, культурно-бытового и рыбохозяйственного назначения регламентируется в пределах 6,5–8,5, питьевой воды централизованного водоснабжения в пределах 6–9.

Величину рН определяют колориметрическим или потенциометрическим методами. Результаты определений выражаются в единицах рН и

лишь в исключительных случаях – в миллимолях-эквивалентов водородных ионов или гидроксид-анионов в 1 дм<sup>3</sup>.

В результате происходящих в воде реакций, рН часто может изменяться, поэтому рекомендуется проводить определение немедленно после отбора пробы. Если это невыполнимо, следует доставлять пробу к месту анализа в особой бутылке. Анализ необходимо проводить в кратчайший срок.

### ***Лабораторная работа №5*** ***Колориметрическое определение рН***

***Сущность метода и ход определения.*** Определение проводят по цвету кислотно-основного индикатора, добавляемого в пробу в виде раствора или зафиксированного на индикаторной бумаге. Возникшую окраску индикатора сравнивают с окраской стандарта. Результаты выражаются в десятых долях рН и считаются приближенными.

#### *Реактивы и оборудование*

Универсальный индикатор со шкалой сравнения.

Набор индикаторной бумаги для определения рН.

Пробирки.

### ***Лабораторная работа №6.*** ***Потенциометрическое определение рН***

***Сущность метода.*** Потенциометрическое определение рН со стеклянным электродом основано на том, что изменение значения рН на единицу в определенной области рН вызывает изменение потенциала электрода на 58,1 мВ при 20° С. Пределы линейной зависимости потенциала электрода от рН обусловлены свойствами стеклянного электрода.

***Мешающие влияния.*** Результат определения зависит от температуры пробы. Влияние температуры компенсируется специальным устройством,



вмонтированным в прибор. Если такой прибор отсутствует, то пробу нужно нагреть или охладить до требуемой температуры (20° С).

Потенциометрическому измерению не мешают окраска, мутность, взвесь, свободный хлор, присутствие окисляющихся или восстанавливающихся веществ или повышенное содержание солей в пробе.

Точность потенциометрического определения снижается при пользовании загрязненными электродами. Для исследования сильно загрязненных проб следует иметь отдельный электрод, применяемый только для этой цели. Если возникает необходимость обезжирить электрод, пользуются куском тонкой материи, смоченной эфиром или раствором синтетического моющего вещества. Затем несколько раз промывают электрод дистиллированной водой и вытирают его каждый раз для удаления обезжиривающего вещества. При необходимости электрод регенерирует, погружая его на 2 ч в 2%-ный раствор соляной кислоты, и тщательно промывают дистиллированной водой. В нерабочее время электрод следует хранить в дистиллированной воде.

#### *Реактивы и оборудование.*

Иономер или рН-метр со стеклянным электродом (измерительный электрод) и хлоридсеребряным или каломельным электродом (электрод сравнения), настроенный по буферным растворам

### **Ход определения**

Электроды тщательно промывают дистиллированной водой. Для определения рН среды отбирают пробу воды, нагревают ее до 20°С и измеряют рН воды.

#### **5.2.2. Кислотность**

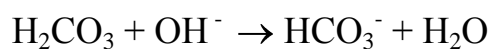
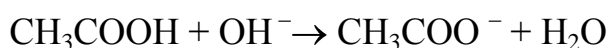
Кислотностью называют содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными основаниями. К таким веществам относят:

1) сильные кислоты, полностью диссоциирующие в разбавленных растворах с образованием ионов водорода (соляная кислота, азотная кислота и т.п.);

2) слабые кислоты (уксусная кислота, сернистая кислота, угольная кислота, сероводород и т.п.);

3) катионы слабых оснований (ионы аммония, железа, алюминия, органических оснований и т.п.). Соединения, содержащие эти катионы, гидролизуются с образованием ионов водорода.

В конце титрования веществ второй группы гидроксидом натрия раствор должен содержать соответствующие этим слабым кислотам отрицательно заряженные ионы, например:



которые, гидролизуясь, придают раствору слабощелочную реакцию. Слабощелочная реакция создается также и при полном превращении некоторых катионов, входящих в состав третьей группы, в слабые основания. Расход гидроксида натрия или калия для нейтрализации таких веществ отражает **общую кислотность** воды. Для определения общей кислотности воды применяют индикаторы, цвет которых изменяется в слабощелочной среде, например, фенолфталеин (окраска появляется при  $\text{pH} = 8,4$ ). Можно проводить и потенциометрическое титрование.

В природных водах кислотность в большинстве случаев зависит только от содержания углекислоты. Естественную часть кислотности создают также гуминовые и слабые органические кислоты. В этих случаях  $\text{pH}$  воды не бывает ниже 4,5. В загрязненных водоемах может содержаться большое количество сильных кислот или солей за счет сброса промышленных сточных вод, в таких случаях  $\text{pH}$  может быть ниже 4,5. Вода водоемов, в которые попадают шахтные и рудничные воды, в результате гидролиза солей тяжелых металлов, может иметь  $\text{pH} < 3$ .

Часть общей кислотности, снижающей  $\text{pH}$  ниже 4,5, называется **свободной кислотностью**.

## *Лабораторная работа №7* *Определение кислотности воды*

**Сущность метода.** Кислотность определяется титрованием воды гидроксидом натрия в присутствии индикаторов. Кислотность определяется, если рН воды меньше 8,3, в противном случае ее кислотность равна нулю.

*Реактивы и оборудование*

Индикаторы: фенолфталеин, метилоранж или заменяющие их

Гидроксид натрия, раствор с концентрацией 0,1 моль-экв./дм<sup>3</sup>

### **Ход определения**

Предварительно ориентировочно устанавливают рН воды. Кислотность определяют, если рН меньше 8,3. Если вода мутная, ее фильтруют, а если окрашенная – разбавляют дистиллированной водой. Разбавление проводят в мерных колбах вместимостью 100 – 200 см<sup>3</sup>. Сначала наливают в мерную колбу 20 – 30 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, потом точно отмеренный объем анализируемой воды, раствор перемешивают, доливают дистиллированную воду до метки и снова перемешивают. Взятый объем анализируемой воды учитывают при вычислении результата анализа. При определении кислотности титрование с разными индикаторами лучше проводить в отдельных порциях анализируемой воды.

**Определение общей кислотности.** К 50 – 100 см<sup>3</sup> анализируемой воды прибавляют 10 капель раствора фенолфталеина и титруют раствором едкого натра на белом фоне до появления не исчезающего малинового (при использовании фенолфталеина) окрашивания.

**Определение свободной кислотности.** К другой пробе анализируемой воды (50 – 100 см<sup>3</sup>) прибавляют 5 – 6 капель метилоранжа (или одного из заменяющих его индикаторов). При наличии в воде сильных кислот появляется розовая окраска. В этом случае пробу титруют раствором гидроксида натрия до изменения окраски индикатора по сравнению с раствором сравнения. Для приготовления раствора сравнения отбирают такой же объем воды и добавляют столько же капель индикатора.

**Расчет.** Содержание кислот (X) в ммоль-экв./дм<sup>3</sup> вычисляют по формуле:

$$X = \frac{V_T \cdot N_T}{V_{\text{пробы}}} \cdot 1000,$$

где  $V_T$  – объем титранта, см<sup>3</sup>;

$N_T$  – концентрация титранта, моль-экв./дм<sup>3</sup>;

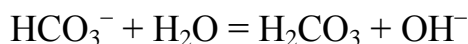
$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы, см<sup>3</sup>;

1000 – коэффициент для перехода от моль-экв. к ммоль-экв.

### 5.2.3. Щелочность

Щелочностью воды называют содержание в ней веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами. К этим веществам относят:

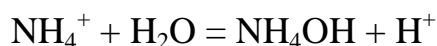
- 1) сильные основания (гидроксид натрия, гидроксид калия и т.п.);
- 2) слабые основания (аммиак, анилин, пиридин и т.п.);
- 3) анионы слабых кислот ( $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ , анионы гуминовых кислот,  $\text{HS}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и т.д.), которые гидролизуются с образованием гидроксид-анионов, например:



При титровании сильной кислотой реакции протекающие между нею и различными веществами, обуславливающими щелочность воды заканчиваются при различных значениях pH раствора. При оттитровывании сильных оснований кислотой реакция среды будет нейтральной. При титровании веществ второй группы соляной кислотой в конце титрования раствор должен содержать соответствующие этим основаниям положительно заряженные ионы, например:



которые, гидролизуясь, придают раствору слабокислую реакцию:



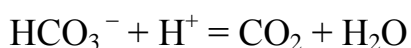
Слабокислая реакция создается в растворе и в конце титрования анионов, входящих в третью группу, так как при таком титровании образуются соответствующие слабые кислоты, частично диссоциирующие с образованием ионов водорода, например:



**Общая щелочность** поверхностных вод обычно связана с присутствием в ней гидрокарбонатов щелочноземельных металлов, в меньшей степени – щелочных. В этом случае значение рН воды не превышает 8,3. Растворимые карбонаты и гидроксиды (в случае сточных вод) повышают значение рН. Ионы  $\text{OH}^-$  и  $\text{CO}_3^{2-}$  титруют соляной кислотой в присутствии индикатора фенолфталеина или потенциометрическим методом до  $\text{pH} = 8,3$ . Количественное содержание этих ионов называется свободной щелочностью, или щелочностью воды по фенолфталеину. При этом протекают следующие реакции:



Ионы  $\text{HCO}_3^-$  титруются соляной кислотой в присутствии индикатора метилового оранжевого или потенциометрическим методом до  $\text{pH} = 4,5$ . Протекающую при этом реакцию можно выразить уравнением:



Количество кислоты, необходимое для достижения рН 4,5, эквивалентно общей щелочности.

Определение щелочности полезно при дозировании химических веществ, необходимых для обработки вод в целях водоснабжения, а также при реагентной очистке некоторых сточных вод. Определение щелочности важно при установлении пригодности воды для ирригации.

Если щелочность по фенолфталеину равна нулю, то общая щелочность определяется присутствием в воде только гидрокарбонат-ионов. Поскольку для подавляющего большинства природных вод гидрокарбонат-ионы связаны только с катионами кальция и магния, то в случае щелочно-

сти по фенолфталеину, равной нулю, можно считать, что общая щелочность воды равна ее карбонатной жесткости.

### ***Лабораторная работа № 8*** ***Определение щелочности***

***Сущность метода.*** Щелочность определяют при рН воды больше 4,5. Щелочность устанавливают титрованием воды раствором сильной кислоты в присутствии подходящих индикаторов.

*Реактивы и оборудование*

Индикаторы

Фенолфталеин

Метилоранж

Соляная или серная кислота, 0,1 моль-экв./дм<sup>3</sup>

Бюретки, конические колбы для титрования

#### **Ход определения**

Предварительно ориентировочно определяют рН воды. Если рН воды меньше 4,5, щелочность равна нулю. Если вода мутная, ее фильтруют, а если окрашенная – разбавляют дистиллированной водой.

***Определение свободной щелочности.*** В коническую колбу помещают 100 анализируемой воды, взятой непосредственно или предварительно разбавленной, как описано выше; приливают 5 капель фенолфталеина. Если появляется малиновая или розовая окраска, то содержимое колбы титруют на белом фоне соляной или серной кислотой до исчезновения окраски. Израсходованное на титрование количество кислоты соответствует щелочности воды по фенолфталеину,

***Определение общей щелочности.*** В коническую колбу помещают 100 см<sup>3</sup> анализируемой воды, приливают 5 – 6 капель раствора метилоранжа или заменяющего его индикатора (метилового желтого, бромфенолового синего или смешанного индикатора). В другую коническую колбу наливают такой же объем анализируемой воды и столько же индикатора, сколько было введено в первый раствор. Ставят обе колбы на белую бума-

гу и титруют жидкость в первой колбе кислотой до тех пор, пока цвет ее не станет отличаться от цвета жидкости во второй колбе.

**Расчет.** Содержание оснований (X) в ммоль-экв./дм<sup>3</sup> вычисляют по формуле:

$$X = \frac{V_T \cdot N_T}{V_{\text{пробы}}} \cdot 1000,$$

где  $V_T$  – объем титранта, см<sup>3</sup>;

$N_T$  – концентрация титранта, моль-экв./дм<sup>3</sup>;

$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы, см<sup>3</sup>;

1000 – коэффициент для перевода от моль-экв. к ммоль-экв.

### 5.3. Определение растворенного кислорода

Количество кислорода, растворенного в воде, имеет большое значение для оценки состояния водоема. На его содержание в воде влияют две группы противоположно направленных процессов: одни увеличивают концентрацию кислорода, другие уменьшают ее. К первой группе процессов, обогащающих воду кислородом, следует отнести:

- процесс абсорбции кислорода из атмосферы;
- выделение кислорода водной растительностью в процессе фотосинтеза;
- поступление в водоемы с дождевыми и снеговыми водами, которые обычно пересыщены кислородом.

Абсорбция кислорода из атмосферы происходит на поверхности водного объекта, ее скорость повышается с понижением температуры, с повышением давления и понижением минерализации.

Фотосинтетическое выделение кислорода прикрепленными, плавающими растениями и фитопланктоном происходит тем сильнее, чем выше температура воды, интенсивность солнечного освещения и больше питательных веществ в воде.

К группе процессов, уменьшающих содержание кислорода в воде, относятся реакции окисления органических веществ – дыхание организмов, биохимическое окисление и химическое окисление (окисление  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ).

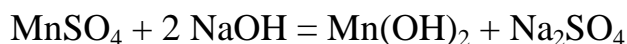
Содержание растворенного кислорода подвержено сезонным и суточным колебаниям. Его снижение указывает на резкое изменение биологических процессов в водоемах, а также на загрязнение водоемов.

Концентрация кислорода определяет величину окислительно-восстановительного потенциала и в значительной мере направление и скорость процессов химического и биохимического окисления органических и неорганических соединений. Кислородный режим оказывает огромное влияние на жизнь водоема. Минимальное содержание растворенного кислорода, обеспечивающее нормальное развитие рыб, составляет около  $5 \text{ мг/дм}^3$ , понижение до  $2 \text{ мг/дм}^3$  вызывает массовую гибель (замор) рыбы.

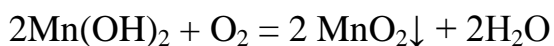
Концентрация растворенного кислорода в воде водоемов питьевого и культурно-бытового пользования в пробе, отобранной до 12 часов дня, должна быть не менее  $4 \text{ мг/дм}^3$  в любой период года; для водоемов рыбохозяйственного назначения – не должна быть ниже  $4 \text{ мг/дм}^3$  в зимний период (при ледоставе) и  $6 \text{ мг/дм}^3$  - в летний.

### ***Лабораторная работа № 9*** ***Определение растворенного кислорода по Винклеру***

***Сущность метода.*** Метод основан на использовании растворенного кислорода, содержащегося в определенном объеме воды, для окисления гидроксида марганца (II) в оксид марганца (IV). К исследуемой воде добавляют хлорид или сульфат марганца и гидроксид натрия для того, чтобы получить легко окисляющийся осадок гидроксида марганца (II):



Гидроксид марганца (II) окисляется кислородом в оксид марганца (IV):

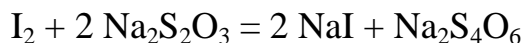




Оксид марганца (IV) окисляет в кислой среде KI с образованием свободного иода в количестве, эквивалентном кислороду.



Выделяющийся йод титруют раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала.



Предел обнаружения растворенного кислорода составляет 0,05 мг/дм<sup>3</sup>.

**Мешающие вещества.** Определению мешают взвешенные органические вещества, нитриты, железо, а также другие окислители и восстановители. Их влияние устраняется в ходе анализа.

#### *Реактивы и оборудование*

Раствор сульфата или хлорида марганца (II): 210 г хлорида марганца тетрагидрата  $\text{MnCl}_2 \times 4\text{H}_2\text{O}$  или 260 г сульфата марганца пентагидрата  $\text{MnSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$  или 290 г сульфата марганца гептагидрата ( $\text{MnSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ) растворяют в 300 - 350 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, фильтруют в мерную колбу вместимостью 500 см<sup>3</sup>, доливают дистиллированной водой до метки. Хранят в плотно закрытой склянке.

Щелочной раствор иодида калия (или натрия): 15 г иодида калия (KI) (или 18 г иодида натрия  $\text{NaI} \times 2\text{H}_2\text{O}$ ) растворяют в 20 см<sup>3</sup>, 50 г гидроксида натрия (или 70 г гидроксида калия) - в 50 см<sup>3</sup> дистиллированной воды. Полученные растворы смешивают в мерной колбе вместимостью 100 см<sup>3</sup> и доводят объем дистиллированной водой до метки. При наличии мути раствор фильтруют. Хранят в склянке из темного стекла с плотной резиновой пробкой.

Серная кислота, раствор 1:4

Тиосульфат натрия, раствор с концентрацией 0,01 моль-экв./дм<sup>3</sup>

Крахмал, 1 % раствор.

Прокалиброванная стеклянная колба с притертой пробкой

Пипетки

Бюретки

Конические колбы

#### **Ход определения**

Пробы воды отбирают в прокаленные стеклянные емкости с притертой пробкой вместимостью 250 см<sup>3</sup>. Для калибровки сначала взвешивают сухую емкость с пробкой, затем наполняют ее доверху водой, за-

крывают пробкой и снова взвешивают. По разнице масс определяют массу воды в колбе и ее объем (для пресной воды плотность близка к  $1 \text{ кг/дм}^3$ ). Слянки опускают на глубину 0,5 м, вынимают и закрывают пробкой так, чтобы под пробкой не образовались пузырьки. Сразу же фиксируют кислород, для чего в слянки при помощи пипетки на  $2 \text{ см}^3$ , погружая ее до дна, вносят  $2 \text{ см}^3$  раствора  $\text{MnSO}_4$  или  $\text{MnCl}_2$ . Другой пипеткой в верхнюю часть слянки вносят  $2 \text{ см}^3$  щелочного раствора  $\text{KI}$ . Слянку осторожно закрывают пробкой так, чтобы под пробкой не осталось пузырьков воздуха. При этом из слянки выливается  $4 \text{ см}^3$  исследуемой воды, т.е. столько, сколько наливают реактивов. Затем жидкость перемешивают перевертыванием. Перед титрованием (осадок должен хорошо осесть) приливают  $4 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$  (1:4), часть жидкости переливается через край. При этом раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  вносят пипеткой в нижнюю часть слянки. Закрывают слянку пробкой и перемешивают до растворения осадка  $\text{MnO}_2$ .

После этого всю пробу переливают в коническую колбу для титрования вместимостью  $500 \text{ см}^3$  и быстро титруют  $0,01\text{н.}$  раствором тиосульфата натрия при непрерывном помешивании до соломенно-желтого цвета, после чего добавляют  $1 \text{ см}^3$  крахмала и продолжают титровать до исчезновения синей окраски.

**Расчет.** Содержание растворенного кислорода ( $X$ ) в  $\text{мг/дм}^3$  производится по формуле:

$$X = \frac{V_T \cdot H \cdot K \cdot \mathcal{E}_{O_2}}{V_{\text{пробы}} - V_1} \cdot 1000,$$

где  $V_T$  – объем тиосульфата натрия, пошедшего на титрование,  $\text{см}^3$ ;

$H$  – концентрация тиосульфата натрия, моль-экв/ $\text{дм}^3$ ;

$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы в слянке,  $\text{см}^3$ ;

$V_1$  – объем реактивов, добавленный до образования  $\text{Mn(OH)}_2$ ,  $\text{см}^3$ ;

$1000$  – коэффициент для перевода от граммов к миллиграммам;

$\mathcal{E}_{O_2}$  – эквивалент кислорода, г/моль-экв;

$K$  – коэффициент поправки к концентрации титранта;

## 5.4. Определение активного хлора

Активный хлор – это свободный растворенный молекулярный хлор и некоторые соединения хлора, которые являются сильными окислителями, в которых хлор имеет положительную степень окисления, например, хлорамины, гипохлориты и хлориты («связанный активный хлор»).

Содержание так называемого «активного хлора» определяется в дезинфицированной хлором или его соединениями питьевой воде и в некоторых сточных водах. В поверхностных водах содержание хлора определяется в местах ниже сброса упомянутых сточных вод.

Остаточный свободный хлор в воде централизованного водоснабжения должен быть в пределах 0,3–0,5 мг/дм<sup>3</sup>, остаточный связанный – в пределах 0,8-1,2 мг/дм<sup>3</sup>; при одновременном присутствии в воде свободного и связанного хлора их общая концентрация не должна превышать 1,2 мг/дм<sup>3</sup>.

Для определения «активного хлора» можно использовать йодометрический метод и колориметрический метод с применением о-толуидина. Йодометрический метод рекомендуется для анализа вод, содержащих выше 0,05 мг/дм<sup>3</sup> активного хлора. Колориметрическим методом можно пользоваться при концентрации активного хлора в пробе от 0,01 до 7 мг/дм<sup>3</sup>.

### *Лабораторная работа № 10*

#### *Определение активного хлора в питьевой и сточной водах*

**Сущность метода.** Активный хлор как более сильный окислитель вытесняет йод из раствора иодида калия. Выделенный йод титруют раствором тиосульфата натрия. В кислой среде реакции протекают количественно.

**Мешающие влияния.** Определению хлора в питьевых и поверхностных водах с небольшим содержанием органических веществ не препятствуют нитриты, марганец и железо, если титруют с добавлением раствора разбавленной уксусной кислоты. В присутствии большого количества органических веществ метод не дает правильных результатов.

### Реактивы и оборудование

Уксусная кислота ч.д.а., ледяная.

Иодид калия, ч.д.а.

Тиосульфат натрия, раствор с концентрацией 0,01 моль-экв/дм<sup>3</sup>.

Крахмал, 0,5%-ный раствор.

Бюретки, мерные пробирки

Конические колбы

### Ход определения.

При предполагаемом содержании «активного хлора» менее 1 мг/дм<sup>3</sup> берут 1 дм<sup>3</sup> пробы, при содержании его от 1 до 10 мг/дм<sup>3</sup> – 500 см<sup>3</sup> и т.д. (расход тиосульфата натрия на титрование не должен превышать 20 см<sup>3</sup>).

Прибавляют к пробе 5 см<sup>3</sup> уксусной кислоты и около 1 г твердого иодида калия. Титрование проводят на белом фоне 0,01 н. раствором тиосульфата натрия до получения светло-желтой окраски. Затем добавляют 1 см<sup>3</sup> раствора крахмала и продолжают титрование до исчезновения синего окрашивания. Нельзя титровать при прямом солнечном свете, так как прямые солнечные лучи катализируют окисление тиосульфата кислородом воздуха.

Таким же способом находят расход реактива на холостое определение с дистиллированной водой.

**Расчет.** Содержание активного хлора (X) в мг/дм<sup>3</sup> вычисляют по формуле:

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \cdot H \cdot K \cdot \text{Э}_{Cl} \cdot 1000}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $V_1$  – объем раствора тиосульфата натрия, израсходованного на титрование см<sup>3</sup>;

$V_2$  – объем раствора тиосульфата натрия, израсходованного на титрование в холостом определении, см<sup>3</sup>;

$H$  – концентрация раствора тиосульфата в моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$K$  – поправочный коэффициент к концентрации титранта;

$V_{\text{пробы}}$  – объем анализируемой пробы, см<sup>3</sup>;

$\text{Э}_{Cl}$  – эквивалент хлора, г/моль-экв;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

## 5.5. Определение железа в поверхностных и подземных водах

Железо постоянно присутствует в поверхностных и подземных водах; концентрация его в этих водах зависит от геологического строения и гидрологических условий бассейна. Высокое содержание железа в поверхностных водах указывает на загрязнение их шахтными или промышленными сточными водами, особенно водами предприятий металлургической, металлообрабатывающей, текстильной, лакокрасочной промышленности, с сельскохозяйственными стоками.

При водоснабжении для питьевых и хозяйственных нужд высокое содержание железа в воде вызывает технические затруднения.

Соединения железа не обладают выраженными токсичными свойствами, но ухудшают качество воды, придавая ей при концентрации более  $0,3 \text{ мг/дм}^3$  неприятный железистый привкус. После стирки в такой воде на тканях появляются ржавые пятна. Такие же пятна появляются на посуде, в раковине и в ваннах. Допустимая концентрация железа в питьевой воде составляет  $0,3 \text{ мг/дм}^3$ .

Содержание общего железа в воде определяют фотоколориметрически на основании реакции ионов  $\text{Fe}^{3+}$  с роданид-ионом, сульфосалициловой кислотой или о-фенантролином.

Колориметрический анализ железа с сульфосалициловой кислотой основан на реакции сульфосалициловой кислоты с солями железа в щелочной среде с образованием желтого комплекса железа. Этим способом можно установить  $0,1 - 10 \text{ мг/дм}^3$  железа с точностью  $\pm 0,1 \text{ мг/дм}^3$ .

При реакции о-фенантролина с ионами железа (III) в области pH от 3 до 9 образуется красно-фиолетовое комплексное соединение. Прямое определение возможно при содержании железа  $0,05 - 2,0 \text{ мг}$  в  $1 \text{ дм}^3$  воды, при этом не требуется предварительного консервирования пробы.

**Лабораторная работа № 11**  
**Фотометрическое определение железа (III)**  
**с сульфосалициловой кислотой**

**Сущность метода.** Железо (III) с сульфосалициловой (2-гидрокси-5-сульфобензойной) кислотой образует различные по составу комплексы в зависимости от кислотности раствора. В кислой среде в интервале рН 1,8-2,5 образуется комплексный катион моносulfосалицилата железа красно-фиолетового цвета ( $\lambda_{\text{макс}} = 510$  нм), при рН 4,0-8,0 доминирует комплексный анион дисульфосалицилата железа, а в интервале рН 8,0-11,5 образуется трисульфосалицилат железа желтого цвета ( $\lambda_{\text{макс}} = 416$  нм). Сульфосалицилатные комплексы железа используют для дифференцированного определения железа (III) и железа (II) при их совместном присутствии. Железо (III) определяют в кислой среде в виде моносulfосалицилатного комплекса, а в щелочной среде в виде трисульфосалицилата определяют суммарное содержание железа (III) и железа (II).

*Реактивы и оборудование*

Фотоколориметр

Раствор соли железа, содержащий 0,06 мг  $\text{Fe}^{3+}$  в 1 см<sup>3</sup>: навеску 0,5164 г х.ч. невыветренных квасцов  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  растворяют в воде, подкисляют 10 см<sup>3</sup> серной кислоты (1 : 1) и доводят объем дистиллированной водой до 1 дм<sup>3</sup>.

Сульфосалициловая кислота, 10% раствор.

Аммиак, 10% раствор.

Пипетки на 5 и 10 см<sup>3</sup>

Мерные колбы на 50 и 100 см<sup>3</sup>.

**Ход определения.**

**Построение градуировочного графика.** Для приготовления стандартных растворов в мерные колбы вместимостью 100 см<sup>3</sup> вносят 1, 2, 3, 4 и 5 см<sup>3</sup> стандартного раствора соли железа с концентрацией 0,06 мг/см<sup>3</sup>, что соответствует 0,6; 1,2; 1,8; 2,4; 3,0 мкг железа, добавляют по 10 см<sup>3</sup> раствора сульфосалициловой кислоты, по 10 см<sup>3</sup> раствора аммиака, доводят дистиллированной водой до метки и перемешивают. Через 5 минут

измеряют на фотоколориметре или спектрофотометре оптическую плотность приготовленных стандартных растворов при 416 нм (фиолетовый или синий светофильтр) относительно раствора холостой пробы, содержащей все добавляемые реактивы, кроме железа; кювета 2-3-5 см. Строят линейный градуировочный график в координатах оптическая плотность – масса железа, мкг.

**Анализ пробы.** В мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> наливают 50 см<sup>3</sup> исследуемой воды, добавляют 10 см<sup>3</sup> 10% раствора сульфосалициловой кислоты, перемешивают и затем добавляют 10 см<sup>3</sup> 10% раствора аммиака. Реакция среды должна быть слабощелочной, что необходимо проверить с помощью индикаторной бумаги. Доводят объем дистиллированной водой до метки, перемешивают и через 5 минут фотометрируют при 416 нм относительно раствора холостой пробы.

**Расчет.** Содержание общего железа (X) в пробе в мг/дм<sup>3</sup> вычисляют по формуле:

$$X = \frac{m}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $m$  – масса железа, найденная по градуировочному графику, мкг;

$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы воды, взятой для определения, см<sup>3</sup>.

## 5.6. Жесткость воды

Жесткость воды – свойство воды, которое зависит от содержания в ней главным образом растворенных солей кальция и магния. Эти элементы в природных условиях попадают в воду вследствие воздействия диоксида углерода на карбонатные минералы или в результате биохимических процессов, происходящих в увлажненных слоях почвы.

Суммарное содержание в воде растворенных солей кальция и магния называют **общей** жесткостью. Общая жесткость подразделяется на **карбонатную**, обусловленную концентрацией гидрокарбонатов кальция и маг-

ния, и *некарбонатную*, обусловленную присутствием кальциевых и магниевых солей сильных кислот. Поскольку при кипячении воды гидрокарбонаты переходят в карбонаты, которые выпадают в осадок, карбонатную жесткость называют *временной*, или устранимой.



Жесткость, остающаяся после кипячения, называется *постоянной*. Она обусловлена присутствием в воде солей кальция и магния других минеральных кислот (обычно сульфатов, хлоридов, нитратов).

Жесткость выражают числом миллимоль-эквивалентов растворимых солей кальция и магния в 1 дм<sup>3</sup> воды (ммоль-экв/дм<sup>3</sup>). По жесткости вода подразделяется следующим образом: очень мягкая (от 0 до 1,5 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>), мягкая (от 1,5 до 4 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>), средней жесткости (от 4 до 8 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>), жесткая (от 8 до 12 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>), очень жесткая (свыше 12 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>).

Карбонатная жесткость составляет до 70-80 % от общей жесткости.

Жесткость воды подразделяют на кальциевую и магниевую. Обычно преобладает жесткость, обусловленная ионами кальция (до 70%), однако в отдельных случаях может преобладать и магниевая жесткость.

Жесткость поверхностных вод подвержена заметным сезонным колебаниям, достигая обычно наибольшего значения в конце зимы и наименьшего – в период половодья.

Умеренно жесткая вода не опасна в гигиеническом отношении, так как с водой в организм поступает 20 – 30 % кальция, необходимого для поддержания в норме обмена веществ в организме. Высокая жесткость ухудшает органолептические свойства воды, придавая ей горьковатый вкус и оказывая действие на органы пищеварения. Постоянное потребление очень жесткой воды способствует возникновению мочекаменной болезни. Большие количества солей в воде делают воду непригодной для хозяйственных нужд. В жесткой воде плохо развариваются овощи, перерасходуется мыло при стирке белья, выпадает осадок в водопроводных трубах



и т.д. Вода, содержащая такие соли, совершенно непригодна для питания паровых котлов и для охлаждения технологического оборудования из-за образования плотных слоев накипи на внутренних стенках.

Допустимая общая жесткость воды для хозяйственно-питьевого водоснабжения составляет не более 7 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>. В некоторых случаях для конкретной системы водоснабжения допустимо увеличение общей жесткости воды до 10 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>. Для рыбохозяйственных водоемов общая жесткость воды не должна превышать 4 ммоль-экв/дм<sup>3</sup>.

Раздельное значение карбонатной и некарбонатной жесткости получают, используя значения общей жесткости и щелочности воды. Если щелочность воды обусловлена только присутствием в воде гидрокарбонат-ионов (щелочность по фенолфталеину равна нулю), карбонатная жесткость будет равна общей щелочности (см. лаб. работу № 8). Тогда некарбонатную жесткость определяют как разницу между общей жесткостью и карбонатной

$$Ж_{\text{некарб.}} = Ж_{\text{общ.}} - Ж_{\text{карб.}}$$

Если же щелочность воды по фенолфталеину не равна нулю, то определяют только общую жесткость.

### **Лабораторная работа № 12** **Определение общей жесткости воды**

**Сущность метода.** Общую жесткость определяют комплексонометрическим методом. В качестве комплексона используют натриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (трилон Б). Метод основан на том, что трилон Б образует при рН 10 прочные комплексные соединения сначала с ионами кальция, затем с ионами магния. Когда в анализируемую воду вводят индикатор – эриохром черный Т или хромоген, они образуют с ионами магния вишнево-красное комплексное соединение. При титровании трилон Б, соединяясь с ионами кальция, а затем с ионами магния, вытесняет индикаторы, которые в свободной форме имеют синюю окраску.

### *Реактивы и оборудование*

Аммонийный буферный раствор: 20г хлорида аммония, 100 мл 25% раствора аммиака смешивают и доводят дистиллированной водой до 1 дм<sup>3</sup>.

Трилон Б, раствор с концентрацией 0,05 моль-экв/дм<sup>3</sup> (9,31 г трилона Б на 1 дм<sup>3</sup>)

Индикаторная смесь (эриохром черный Т или хромоген)

Мерная колба или пипетка на 50 см<sup>3</sup>

Конические колбы для титрования, бюретка

### **Ход определения.**

В колбу для титрования вносят пипеткой 100 см<sup>3</sup> исследуемой воды, прибавляют 5 см<sup>3</sup> аммонийного буферного раствора, 0,1-0,2 г сухой индикаторной смеси. Полученный раствор титруют при энергичном перемешивании раствором трилона Б (0,05 моль-экв/дм<sup>3</sup>) до перехода окраски от винно-красной через лиловую к чисто-голубой в точке эквивалентности. При добавлении избытка трилона Б окраска не меняется, поэтому в качестве эталона может служить оттитрованная ранее проба.

**Расчет.** Общую жесткость ( $X_{\text{общ}}$ ) в ммоль-экв/дм<sup>3</sup> находят по формуле:

$$X_{\text{общ.}} = \frac{V_T \cdot N_T \cdot 1000}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $V_T$  – объем раствора титранта трилона Б, см<sup>3</sup>;

$N_T$  – концентрация раствора трилона Б, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы воды, см<sup>3</sup>;

1000 – коэффициент для перехода от моль-экв. к ммоль-экв.

## ***Лабораторная работа № 13*** ***Определение содержания кальция и магния в воде***

**Сущность метода.** Метод основан на том, что трилон Б образует при рН 10 прочные комплексные соединения с ионами кальция и магния. Индикаторы при добавлении в воду при анализе также при определенной реакции среды образуют с ионами магния и кальция окрашенные комплексные соединения. Трилон Б при титровании, соединяясь с ионами кальция,

а затем с ионами магния, вытесняет индикаторы в свободной форме, причем каждый индикатор высвобождается при определенной реакции среды.

Мешающее влияние некоторых тяжелых металлов устраняют добавлением в ходе анализа гидроксиламина солянокислого и натрия N,N-диэтилдитиокарбамата.

*Реактивы и оборудование*

Аммонийный буферный раствор: 20г хлорида аммония, 100 мл 25% раствора аммиака смешивают и доводят дистиллированной водой до 1 дм<sup>3</sup>.

Трилон Б, раствор с концентрацией 0,05 моль-экв/дм<sup>3</sup> (9,31 г на 1 дм<sup>3</sup>)

Гидроксид натрия, 10 % раствор

Соляная кислота, 1 Н раствор

Индикатор мурексид, смесь с хлоридом натрия, 1: 99

Индикатор эриохром черный, смесь с хлоридом натрия, 1: 99

Натрия N,N-диэтилдитиокарбамат.

Гидроксиламин солянокислый, 1 % раствор

Мерная колба или пипетка на 50 см<sup>3</sup>

Конические колбы для титрования

Бюретка

**Ход определения.**

В коническую колбу помещают 100 см<sup>3</sup> исследуемой воды, прибавляют 1-2 см<sup>3</sup> 10% раствора гидроксида натрия. Для устранения влияния Mn, Cu, Zn вносят после подщелачивания 5 капель раствора солянокислого гидроксиламина и несколько кристалликов диэтилдитиокарбамата натрия. Затем добавляют приблизительно 100 мг сухого мурексида и сразу титруют раствором трилона Б до появления интенсивного устойчивого фиолетового окрашивания. Отмечают объем титранта, пошедшего на титрование ионов кальция.

После этого оттитрованный раствор подкисляют 1 Н раствором соляной кислоты до рН 6 (по универсальной индикаторной бумаге) и оставляют стоять несколько минут, при этом окраска мурексида разрушается (для ускорения процесса можно нагреть раствор, предварительно добавив 1 каплю бромной воды). Затем добавляют 5 см<sup>3</sup> хлоридно-аммиачного бу-

фера, приблизительно 100 мг сухого эриохрома черного и титруют трилоном Б до получения синего или синего с зеленоватым оттенком окрашивания. Отмечают общий объема израсходованного титранта.

**Расчет.** Концентрацию кальция ( $X_{Ca}$ ) в мг/дм<sup>3</sup> находят по формуле:

$$X_{Ca} = \frac{V_{Ca} \cdot H_T \cdot \mathcal{E}_{Ca} \cdot 1000}{V_{пробы}}$$

где  $V_{Ca}$  – объем раствора трилона Б для оттитровывания кальция, см<sup>3</sup>;

$H_T$  – концентрация раствора трилона Б, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$V_{пробы}$  – объем пробы воды, см<sup>3</sup>;

$\mathcal{E}_{Ca}$  – эквивалент кальция, г/моль-экв.;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

Концентрацию магния ( $X_{Mg}$ ) в мг/дм<sup>3</sup> находят по формуле:

$$X_{Mg} = \frac{(V_T - V_{Ca}) \cdot H_T \cdot \mathcal{E}_{Mg} \cdot 1000}{V_{пробы}}$$

где  $V_T$  – общий объем раствора трилона Б для оттитровывания кальция и магния, см<sup>3</sup>;

$V_{Ca}$  – объем раствора трилона Б для оттитровывания кальция, см<sup>3</sup>;

$H_T$  – концентрация раствора трилона Б, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$V_{пробы}$  – объем пробы воды, см<sup>3</sup>;

$\mathcal{E}_{Mg}$  – эквивалент магния, г/моль-экв.;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

## 5.7. Соединения азота

Общее содержание азота в природных водах - это сумма минерального и органического азота. Средняя концентрация общего азота в природных водах колеблется в значительных пределах и зависит от трофности водного объекта: для олиготрофных водоемов изменяется в пределах 0,3-0,7, для мезотрофных – 0,7-1,3; для эвтрофных 0,8-2,0 мг/дм<sup>3</sup>.

Минеральный азот в природных водах содержится в форме аммиака, солей аммония, нитритов и нитратов. Соотношение данных форм позволяет

судить о протекающих в водоемах процессах самоочищения, о характере и времени загрязнения воды. Повышение концентрации ионов аммония и нитритов обычно указывает на протекание процессов аммонификации и начале нитрификации, т.е. на недавнее органическое загрязнение, в то время как высокое содержания нитратов обычно характерно для старого загрязнения.

При относительно высоком содержании аммонийных ионов или аммиака, превышающем  $10 \text{ мг/дм}^3$ , рекомендуется титриметрический метод определения с предварительной отгонкой аммиака в раствор борной кислоты. Фотометрический метод с реактивом Несслера тоже возможен только с предварительной отгонкой аммиака. Фотоколориметрический фенольно-гипохлоритный метод возможен без предварительной отгонки.

Для санитарного контроля за качеством воды обязательно указывают форму выражения результатов ( $\text{N-NH}_4^+$  или  $\text{NH}_4^+$ ). Для выражения результатов в форме аммонийного азота  $\text{N-NH}_4^+$ ,  $\text{мг/дм}^3$  полученную величину  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{мг/дм}^3$  умножают на коэффициент 0,77.

### ***Лабораторная работа № 14*** ***Титриметрический метод определения аммиака***

***Сущность метода.*** Метод основан на титровании аммиака, обладающего слабыми основными свойствами, раствором кислоты в присутствии индикатора.

#### *Реактивы и оборудование*

Бромфеноловый синий

Метиловый красный

Серная кислота, 0,02 н. раствор

Бюретки

Конические колбы

***Предварительная отгонка аммиака.*** При низком содержании  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{NH}_3$ , когда отсутствуют мешающие вещества, отгонку можно не проводить, но она все же обязательна при наличии мути, при присутствии силь-

но окрашенных веществ, при кислотности, превышающей  $100 \text{ мг/дм}^3$ , и щелочности, превышающей  $500 \text{ мг/дм}^3$ . Если отгонку проводить из сильнощелочного раствора, то при этом возможен гидролиз некоторых азотсодержащих органических веществ с образованием аммиака, поэтому отгонку надо вести при соответствующем рН исходного раствора.

Отгонку аммиака рекомендуется проводить при рН 9,5 (если предполагается присутствие цианатов, а также большинства азотсодержащих органических соединений), при рН 7,4 (когда предполагается присутствие карбамида) и из сильнощелочной среды (если анализируют сточные воды, содержащие большие количества фенолов – сточные воды коксохимических заводов, газогенераторных предприятий и др.). Если наряду с фенолами присутствуют вещества, гидролизующиеся в щелочной среде, то отгонку надо провести дважды: сначала при рН = 7,4, собирая отгон в разбавленный раствор сильной кислоты, потом подщелочив этот отгон до сильнощелочной реакции.

Поглотителем аммиака служит раствор борной кислоты, когда определение заканчивают титрованием или фотометрическим методом с реактивом Несслера. При применении фенол – гипохлоритного метода отогнанный аммиак поглощают раствором серной кислоты. Отгонку проводят из круглодонной колбы вместимостью от  $800$  до  $2000 \text{ см}^3$  с вертикальным холодильником, конец которого (или форштос) надо погрузить в раствор кислоты, находящийся в приемнике.

*Реактивы и оборудование для отгонки*

Безаммиачная вода: бидистиллят пропускают через колонку с катионитом КУ-2

Боратный буферный раствор, рН 9,54: к  $500 \text{ см}^3$   $0,025 \text{ M}$  раствора тетрабората натрия, содержащего  $9,5 \text{ г/дм}^3 \text{ Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$ , приливают  $88 \text{ см}^3$   $0,1 \text{ N}$  раствора NaOH и разбавляют безаммиачной водой до  $1 \text{ дм}^3$

Фосфатный буферный раствор, рН 7,4.

Дехлорирующий раствор:  $3,5 \text{ г Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  растворяют в безаммиачной воде и разбавляют до  $1 \text{ дм}^3$

Поглощающие растворы: 0,2 Н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  или 0,2 Н  $\text{HCl}$ , или раствор борной кислоты: растворяют 40 г  $\text{H}_3\text{BO}_3$  в безаммиачной воде и разбавляют такой же водой до 1 дм<sup>3</sup>

Колбы для отгонки, холодильник

Мерные цилиндры, мерная колба

**Ход отгонки.** Отгонку следует проводить в комнате, воздух которой не содержит аммиака. В колбу для отгонки вместимостью 800 – 1000 см<sup>3</sup> помещают 400 см<sup>3</sup> анализируемой сточной воды (или меньший объем, разбавленный до 400 см<sup>3</sup> безаммиачной водой). Если проба содержит «активный хлор», ее предварительно дехлорируют добавлением эквивалентного количества дехлорирующего реагента. Пробу нейтрализуют, если надо, до рН = 7 разбавленной кислотой или щелочью, определив необходимое количество титрованием отдельной порции. Затем приливают 25 см<sup>3</sup> буферного раствора (рН = 9,5 или 7,4 в зависимости от предполагаемых загрязнений) или 20 см<sup>3</sup> раствора едкого натра при анализе фенольных вод. В приемник наливают указанное количество поглощающего раствора: при титриметрическом методе или фотоколориметрическом методе с реактивом Несслера – 50 см<sup>3</sup> раствора борной кислоты, при фотометрическом фенол-гипохлоритном методе 40 см<sup>3</sup> 0,2 Н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  или  $\text{HCl}$ .

Отгоняют 300 см<sup>3</sup> жидкости, количественно переносят отгон в мерную колбу вместимостью 500 см<sup>3</sup>, разбавляют до метки безаммиачной дистиллированной водой и перемешивают.

**Определение аммиака.** К аликвотной части полученного после перегонки раствора (или ко всему раствору, не разбавляя его в мерной колбе) прибавляют несколько капель индикатора бромфенолового синего или метилового красного и титруют 0,02 н. раствором серной кислоты до изменения окраски индикатора. Проводят холостой опыт со всеми примененными в анализе реактивами: используют те же количества раствора борной кислоты, индикатора, вместо отгона используют дистиллированную воду, освобожденную от  $\text{CO}_2$  кипячением

**Расчет.** Содержание аммонийных ионов (X) в мг/дм<sup>3</sup> находят по формуле:

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \times H \times K \times \mathcal{E}_{NH_4} \times 1000}{V_{\text{ПРОБЫ}}}, \text{ если титровали весь отгон}$$

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \times H \times K \times \mathcal{E}_{NH_4} \times V_3 \times 1000}{V_{\text{ПРОБЫ}} \times V_{\text{АЛИКВ}}}, \text{ если отбирали аликвотную часть}$$

где  $V_1$  – объем 0,02 н. серной кислоты, израсходованной на титрование пробы, см<sup>3</sup>;

$V_2$  – объем 0,02 н. серной кислоты, израсходованной в холостом опыте, см<sup>3</sup>;

$H$  – концентрация титранта - серной кислоты, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$K$  – поправочный коэффициент к концентрации титранта;

$V_{\text{пробы}}$  – объем воды, взятой для анализа, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{аликв}}$  – объем отобранной аликвотной части, см<sup>3</sup>;

$V_3$  – объем мерной колбы, до которого был разбавлен отгон, см<sup>3</sup>;

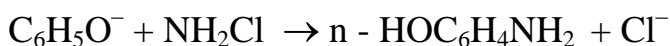
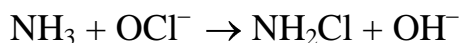
$\mathcal{E}_{NH_4}$  – моль-эквивалент катиона аммония, г/моль-эквивалент;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

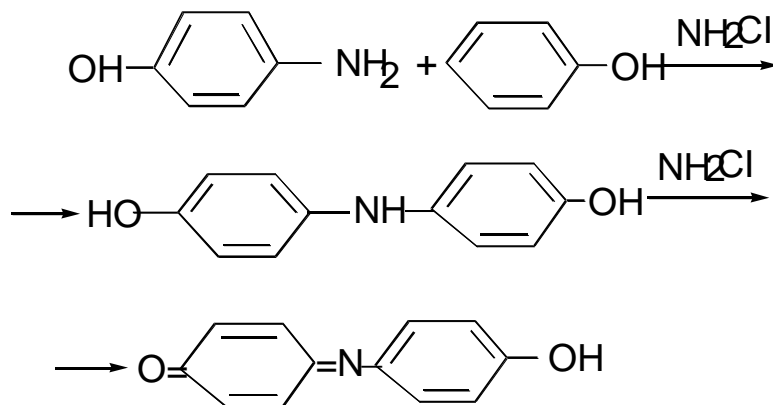
### Лабораторная работа № 15

#### Фотометрический фенол - гипохлоритный метод определения аммиака

**Сущность метода.** При взаимодействии аммиака с гипохлорит – ионами образуется монохлорамины, который с фенолом в щелочной среде образует п – аминофенол:



Последний, реагируя со второй молекулой фенола, образует сначала 4,4'- дигидроксидифениламин, окисляющийся хлорамином с образованием синего красителя индофенола:





В качестве катализатора и стабилизирующего агента вводят соль марганца (II). Предел обнаружения  $0,01 \text{ мг/дм}^3 \text{ NH}_4^+$ . Диапазон измеряемых концентраций без разбавления пробы –  $0,01 - 1 \text{ мг/дм}^3 \text{ NH}_4^+$ .

**Мешающие вещества.** Определению  $\text{NH}_4^+$  фенол-гипохлоритным методом мешают немногие вещества; их значительно меньше, чем при определении с реактивом Несслера. Сильно мешают сероводород и сульфиды. Их можно удалить, подкислив пробу до  $\text{pH} = 3$  и пропустив воздух до исчезновения запаха сероводорода. Мешают восстановители, реагирующие с гипохлоритом (например, цианиды, роданиды), большая щелочность пробы (выше  $500 \text{ мг/дм}^3$ ), слишком большая кислотность (больше  $100 \text{ мг-экв/дм}^3$ ) и вещества, вызывающие окраску воды или мутность. В таких случаях проводят предварительную отгонку аммиака.

Во всех остальных случаях возможно определение  $\text{NH}_4^+$  без предварительной отгонки аммиака.

#### *Реактивы и оборудование*

Бидистиллят, не содержащий аммиака. Дважды перегнанную воду пропускают через колонку с катионом КУ-2. Эту воду используют для приготовления реактивов и разбавления проб.

Фенолят натрия: В 100 мл безаммиачной дистиллированной воды растворяют 5 г свежеперегнанного фенола, 25 мл нитропруссид натрия и 0,1 г салициловой кислоты.

Гипохлорит натрия, 3%-ный раствор.

Сульфат марганца (II),  $0,003 \text{ M}$  раствор.

Стандартный раствор с содержанием ионов аммония  $0,05 \text{ мг/см}^3$  (свежеприготовленный).

Пипетка на  $5 \text{ см}^3$

Мерные пробирки

Мерные колбы на  $50 \text{ см}^3$

#### **Ход определения.**

**Построение калибровочного графика.** В мерные колбы на  $50 \text{ см}^3$  вносят  $0,1; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 3,0 \text{ см}^3$  рабочего стандартного раствора хлорида аммония с концентрацией ионов аммония  $0,05 \text{ мг/см}^3$  и доводят каждый раствор до метки безаммиачной водой. Концентрации  $\text{NH}_4^+$  в получен-

ных растворах равны соответственно 0,1; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 3,0 мг/дм<sup>3</sup>. Добавляют 20-30 см<sup>3</sup> безаммиачной воды, 1 каплю раствора сульфата марганца, затем при непрерывном помешивании приливают 0,5 см<sup>3</sup> раствора гипохлорита натрия и сразу же 0,6 см<sup>3</sup> фенолята натрия, затем доводят объем водой до метки. Энергично взбалтывают 2 мин. Дают постоять 10 мин для развития окраски и измеряют оптическую плотность в кювете 2 см при  $\lambda = 625$  нм (красно-оранжевый светофильтр). Раствор-фон готовят в колбе на 50 см<sup>3</sup>, используя безаммиачную воду и те же количества реактивов.

Калибровочный график строят в координатах оптическая плотность – концентрация ионов NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, мг/дм<sup>3</sup>.

**Определение концентрации ионов аммония.** В мерную колбу вместимостью 50 см<sup>3</sup> отбирают 10 см<sup>3</sup> первоначальной пробы воды или раствора, полученного после отгонки аммиака (см. лаб. раб. №14). Этот раствор обрабатывают, как описано выше, и определяют его оптическую плотность.

**Расчет.** Содержание аммонийных ионов (X) в мг/дм<sup>3</sup> находят по формуле:

$$X = \frac{C \cdot 50 \cdot V_{\text{отгон}}}{V_{\text{пробы}} \cdot V_{\text{аликвоты}}},$$

где  $C$  – концентрация ионов аммония, найденная по графику, мг/дм<sup>3</sup>;

50 – объем раствора, приготовленного для фотометрирования, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы воды, взятой для анализа или для отгона, см<sup>3</sup>;

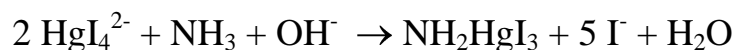
$V_{\text{отгон}}$  – объем, до которого был разбавлен отгон, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{аликвоты}}$  – объем аликвоты отгона, взятой для анализа, см<sup>3</sup>.

### **Лабораторная работа № 16**

#### **Фотометрический метод определения аммиака с реактивом Несслера**

**Сущность метода.** В щелочном растворе аммиак реагирует с тетраиодомеркуратом (II) калия, образуя различные желто-коричневые соединения, выпадающие в осадок или (при малых концентрациях) переходящие в коллоидные растворы. В условиях фотометрического определения реакция в основном проходит по уравнению



Содержание азота, ртути и иодида в осадке выражается отношением 1:2:3, однако возможно присутствие в осадке и других соединений ( $\text{OHg}_2\text{NH}_2\text{I}$  и др.). Некоторая неопределенность состава образующегося соединения требует точного соблюдения условий проведения определения как при анализе пробы, так и при построении калибровочного графика.

Предел обнаружения  $0,05 \text{ мг/дм}^3 \text{ NH}_4^+$ . Диапазон измеряемых количеств аммонийных ионов в пробе  $0,005 - 0,15 \text{ мг}$ .

**Мешающие вещества.** Непосредственному применению метода без предварительной отгонки аммиака мешает такое большое число веществ, что рекомендовать этот метод без отгонки можно лишь для очень немногих сточных вод.

*Реактивы и оборудование*

Все реактивы и оборудование, используемые при отгонке аммиака

Безаммиачная вода

Реактив Несслера.

Хлорид аммония, раствор с содержанием ионов аммония  $0,05 \text{ мг/см}^3$  (свежеприготовленный)

Мерные колбы на  $50 \text{ см}^3$

Мерные пробирки

Пипетка на  $5 \text{ см}^3$

**Ход определения.**

**Построение градуировочного графика.** В мерные колбы на  $50 \text{ см}^3$  вносят  $0,1; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 3,0 \text{ см}^3$  рабочего стандартного раствора хлорида аммония и доводят каждый раствор до метки безаммиачной водой. Концентрации  $\text{NH}_4^+$  в полученных растворах равны соответственно  $0,1; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 3,0 \text{ мг/дм}^3$ . Добавляют  $20-30 \text{ см}^3$  безаммиачной воды,  $1 \text{ мл}$  реактива Несслера, доводят объем водой до метки, перемешивают. Дают постоять  $10 \text{ мин}$  для развития окраски и измеряют оптическую плотность в кювете с толщиной слоя  $2 \text{ см}$  при  $\lambda = 425 \text{ нм}$  (фиолетовый светофильтр).

Раствор-фон готовят в колбе на 50 см<sup>3</sup>, используя безаммиачную воду и то же количество реактива Несслера.

Калибровочный график строят в координатах оптическая плотность – концентрация ионов NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, мг/дм<sup>3</sup>.

**Определение концентрации ионов аммония.** Если необходим отгон аммиака, проводят его по методике, указанной в лабораторной работе №14. Из мерной колбы, содержащей отогнанный из пробы аммиак в растворе борной кислоты, отбирают аликвотную часть. Оптимальное содержание для колориметрирования около 0,15 мг NH<sub>4</sub><sup>+</sup> в определяемом объеме. Например, берут аликвоту 10 см<sup>3</sup>. Разбавляют отобранную порцию безаммиачной водой, приливают 1 см<sup>3</sup> реактива Несслера и доводят объем до 50 см<sup>3</sup>, дают постоять не меньше 10 мин. Оптическую плотность полученного окрашенного раствора измеряют, как описано выше.

**Расчет.** Содержание аммонийных ионов (X) в мг/дм<sup>3</sup> находят по формуле:

$$X = \frac{C \cdot 50 \cdot V_{\text{отгон}}}{V_{\text{пробы}} \cdot V_{\text{аликвоты}}},$$

где C – концентрация ионов аммония, найденная по графику, мг/дм<sup>3</sup>;

50 – объем раствора, приготовленного для фотоколориметрирования, см<sup>3</sup>;

V<sub>пробы</sub> – объем пробы воды, взятой для анализа или для отгона, см<sup>3</sup>;

V<sub>отгон</sub> – объем, до которого был разбавлен отгон, см<sup>3</sup>;

V<sub>аликвоты</sub> – объем аликвоты отгона, взятой для анализа, см<sup>3</sup>.

### **Лабораторная работа № 17**

#### **Фотометрическое определение нитратов с салицилатом натрия**

**Сущность метода.** В среде концентрированной серной кислоты нитрат-ионы реагируют с салицилатом натрия, образуя смесь 3-нитросалициловой и 5-нитросалициловой кислот, соли которых в щелочной среде имеют желтую окраску.

Без разбавления или концентрирования нитрат-ионы можно определить в концентрациях от 0,1 до 20 мг/дм<sup>3</sup>.

**Мешающие вещества.** Мешают определению окрашенные органические вещества, тяжелые металлы, железо в концентрации больше 5 мг/дм<sup>3</sup>. Их можно предварительно удалить обработкой пробы суспензией гидроксида алюминия.

*Реактивы и оборудование*

Салицилат натрия, 0,5 %-ный раствор, всегда свежеприготовленный

Серная кислота концентрированная, плотность 1,84 г/см<sup>3</sup>, х.ч.

Раствор гидроксида натрия и сегнетовой соли: растворяют 400 г гидроксида натрия и 60 г сегнетовой соли в дистиллированной воде, охлаждают, разбавляют до 1 дм<sup>3</sup>

Гидроксид алюминия, суспензия

Нитрат калия, раствор с концентрацией нитрат-иона 0,1 мг/см<sup>3</sup> (раствор А)

Нитрат калия, раствор с концентрацией нитрат-иона 0,01 мг/см<sup>3</sup> (раствор Б), готовится в день анализа разбавлением раствора А в 10 раз)

Бюретка

Мерные колбы на 50 см<sup>3</sup>

Фарфоровые чашки

Водяная баня

Мерные пробирки

Стеклянные палочки

Мерный цилиндр

Мерные пробирки

Коническая колба

Воронка для фильтрования

Фильтровальная бумага

**Ход определения.**

**Построение градуировочного графика.** В фарфоровые чашки вносят 0; 1; 5; 10; 15; 20 см<sup>3</sup> рабочего стандартного раствора Б с концентрацией нитратов 0,01 мг/см<sup>3</sup>, что соответствует содержанию нитратов 0 – 0,01 – 0,05 – 0,1 – 0,15 – 0,2 мг, добавляют по 1 см<sup>3</sup> раствора салицилата натрия и выпаривают на водяной бане досуха (не перегревать!). После охлаждения сухой остаток смачивают 1 см<sup>3</sup> концентрированной серной кислоты, тщательно растирают его стеклянной палочкой и оставляют на 10 мин. Затем содержимое чашки разбавляют 15 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, переносят коли-

чественно в мерную колбу вместимостью 50 см<sup>3</sup>, обмывая стенки чашки дистиллированной водой. Приливают 7 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия и сегнетовой соли, доводят дистиллированной водой до метки и полученный окрашенный раствор фотометрируют при  $\lambda = 410$  нм (фиолетовый свето-фильтр), пользуясь кюветами с толщиной слоя 2 см. Окраска устойчива в течение 10 мин после прибавления раствора гидроксида натрия, в дальнейшем окраска изменяется. В качестве раствора – фона используют холостой (нулевой) раствор, полученный из дистиллированной воды, проведенной через весь анализ. Строят калибровочный график в координатах оптическая плотность – содержание нитратов (мг).

**Определение концентрации нитратов в воде.** Если анализируемая вода содержит окрашенные органические вещества, отбирают 75 см<sup>3</sup> пробы, прибавляют 2 см<sup>3</sup> суспензии гидроксида алюминия, тщательно перемешивают, оставляют на несколько минут и фильтруют, отбрасывая первые порции фильтрата. В фарфоровую чашку помещают 10 см<sup>3</sup> фильтрата (или первоначальной пробы, если обработку гидроксидом алюминия не проводили), прибавляют 2 см<sup>3</sup> раствора салицилата натрия и выпаривают на водяной бане досуха. Сухой остаток обрабатывают так же, как и при построении градуировочного графика.

**Расчет.** Содержание нитратов  $X$  (мг/дм<sup>3</sup>) рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{C \times 1000}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $C$  – содержание нитратов, найденное по калибровочному графику, мг;

$V_{\text{пробы}}$  – объем пробы воды, взятой для анализа, см<sup>3</sup>;

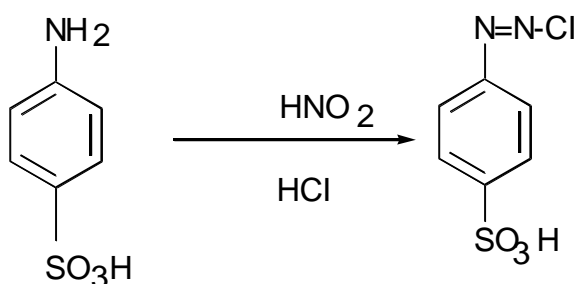
1000 – пересчет на 1 дм<sup>3</sup>, коэффициент для перехода от см<sup>3</sup> к дм<sup>3</sup>.

### **Лабораторная работа № 18**

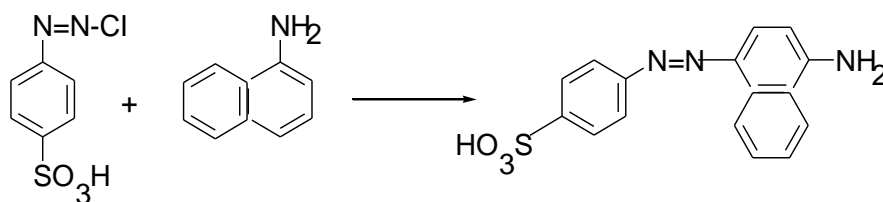
#### **Фотокolorиметрическое определение нитритов по Гриссу**

**Сущность метода.** Нитриты находят колориметрическим методом с помощью реактива Грисса, который представляет собой смесь сульфанило-

вой кислоты и  $\alpha$  - нафтиламина. Эти вещества между собой без нитритов не взаимодействуют. В кислой среде нитриты образуют азотистую кислоту, которая реагирует с сульфаниловой кислотой с образованием диазосоединения,



которое вступает в реакцию с  $\alpha$  - нафтиламином с образованием красителя красного цвета.



Количество образующегося красителя определяется содержанием нитритов в воде.

Без разбавления пробы этим методом можно установить от 0,001 до 0,6 мг нитритов в 1 дм<sup>3</sup> воды с точностью 0,002 мг/дм<sup>3</sup>. При большем содержании нитритов исследуемую воду необходимо разбавлять.

**Мешающие вещества.** Определению мешают взвешенные вещества, мутность, окраска воды, а также сильные окислители и восстановители. Обычно мутность и цветность удаляют фильтрованием и коагулированием. К 300 см<sup>3</sup> пробы прибавляют 0,5 г активированного угля или гидроксида алюминия (0,5 г сухого препарата или 2-4 см<sup>3</sup> суспензии), перемешивают, отстаивают 15 – 20 мин и фильтруют. Влияние окислителей и восстановителей в сильнозагрязненных водах устраняют соответствующим разбавлением пробы дистиллированной водой. Высокая чувствительность метода

требует, чтобы дистиллированная вода и все реактивы не были загрязнены нитритами.

*Реактивы и оборудование*

***Все реактивы готовятся на дистиллированной воде, не содержащей нитритов.***

*Реактивы для подготовки дистиллированной воды без содержания нитритов:*

Серная кислота конц.

Сульфат марганца, 50% раствор

Перманганат калия, 0,04% раствор

Оксалат аммония 0,09% раствор

Дистиллированная вода, не содержащая нитритов. К 1дм<sup>3</sup> дистиллированной воды приливают 1 см<sup>3</sup> концентрированной серной кислоты, затем добавляют 0,2 см<sup>3</sup> 50%-ного раствора MnSO<sub>4</sub> и 3 см<sup>3</sup> 0,04%-ного раствора KMnO<sub>4</sub>. Жидкость должна стать розовой. Через 15 мин ее обесцвечивают, прибавляя по каплям 0,09%-ный раствор оксалата аммония.

Нитрит натрия с концентрацией нитрит-иона 0,1 мг/см<sup>3</sup> (раствор А): навеску 0,1497 г NaNO<sub>2</sub> ч.д.а., высушенного при 105<sup>0</sup>С, растворяют в дистиллированной воде в колбе на 1 дм<sup>3</sup>, затем объем колбы доводят водой до метки. Раствор консервируют добавлением 1см<sup>3</sup> хлороформа и сохраняют в холодном месте; он устойчив в течение месяца.

Нитрит натрия с концентрацией нитрит-иона 0,01мг/см<sup>3</sup> (раствор Б): 10см<sup>3</sup> раствора А помещают в колбу мерную на 100 см<sup>3</sup> и доводят объем колбы до метки дистиллированной водой. Раствор должен быть всегда свежеприготовленным

Уксусная кислота, 12 % раствор: в мерную колбу на 1 дм<sup>3</sup> налить 2/3 дистиллированной воды, затем прилить 128 см<sup>3</sup> концентрированной уксусной кислоты довести объем колбы водой до метки

Реактив Грисса, 10 % раствор: 10г реактива Грисса растворить в 90см<sup>3</sup> 12% раствора уксусной кислоты (или α - нафтиламин, 10% раствор, сульфаниловая кислота, 10% раствор, раствор ацетата натрия для получения реактива Грисса в ходе анализа)

Пипетки мерные на 10 см<sup>3</sup>, 2 см<sup>3</sup>

Мерные колбы на 50 см<sup>3</sup>

### **Ход определения**

***Построение градуировочного графика.*** В мерные колбы на 50 см<sup>3</sup> вносят 1; 3; 5; 10; 15; 20; 25 см<sup>3</sup> рабочего раствора с концентрацией 0,01мг/см<sup>3</sup> NO<sub>2</sub><sup>-</sup> и доливают дистиллированную воду примерно до 40-45см<sup>3</sup>. Прибавляют по 2 см<sup>3</sup> реактива Грисса и доводят объем до метки ди-



стиллированной водой, перемешивают. Концентрации полученных растворов равны 0,0002; 0,0006; 0,001; 0,002; 0,003; 0,004; 0,005 мг/см<sup>3</sup>, соответственно. Через 40 минут на фотоколориметре определяют оптическую плотность при длине волны  $\lambda=510\text{нм}$  по отношению к раствору-фону. Оптическую плотность растворов измеряют в кюветах с толщиной слоя 10мм и строят калибровочный график в координатах оптическая плотность – содержание нитритов, мг/см<sup>3</sup>.

**Определение нитритов в пробе.** 100 см<sup>3</sup> исследуемой воды фильтруют и при необходимости осветляют. В мерную колбу на 50 см<sup>3</sup> отбирают аликвоту 25см<sup>3</sup> анализируемой воды, прибавляют 2 см<sup>3</sup> реактива Грисса и доводят до метки дистиллированной водой. Окраска раствора появляется через 40 минут и сохраняется неизменной в течение 3 часов. Через 40 минут растворы фотометрируют при длине волны  $\lambda= 510 \text{ нм}$  по отношению к раствору-фону.

**Расчет.** Содержание нитритов ( $X$ ) в мг/дм<sup>3</sup> рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{C \times A \times 1000}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $C$  – концентрация нитритов, найденная по графику, мг/см<sup>3</sup>;

$A$  – объем раствора, приготовленного для фотометрирования, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{пробы}}$  – объем воды, взятой для анализа, см<sup>3</sup>;

1000 – пересчет на 1 дм<sup>3</sup>, коэффициент для перехода от см<sup>3</sup> к дм<sup>3</sup>.

## 5.8. Фосфаты

Под общим фосфором понимают сумму минерального и органического фосфора. Основным фактором, определяющим концентрацию фосфора в воде, так же, как и в случае азота, является обмен между его минеральными и органическими формами, с одной стороны, и живыми организмами – с другой. Соединения минерального фосфора поступают в природные воды в результате выветривания и растворения пород, содержащих ортофосфаты (апатиты и фосфориты), с поверхности водосбора в виде мине-

ральных удобрений с поверхностным стоком с полей, со стоками с ферм (0,01- 0,05 кг/сутки на одно животное), с недоочищенными или неочищенными бытовыми сточными водами (0,003-0,006 кг/сутки на одного жителя), с некоторыми производственными отходами, а также образуются при биологическом разложении остатков животных и растительных организмов. Фосфор – важнейший биогенный элемент, чаще всего лимитирующий продуктивность водоемов. Поэтому поступление избытка соединений фосфора, особенно в непроточные и малопроточные водоемы, приводит к эвтрофикации (см. раздел 1.5).

Поэтому определение содержания общего фосфора (растворенного и взвешенного в виде органических и минеральных соединений) включено в программы обязательных наблюдений за составом природных вод. Фосфор является важнейшим показателем трофического статуса природных водоемов.

Основной формой неорганического фосфора при значениях рН водоема больше 6,5 является ион  $\text{HPO}_4^{2-}$  (около 90 %). В кислых водах неорганический фосфор присутствует преимущественно в виде  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .

Концентрация общего растворенного фосфора в незагрязненных природных водах изменяется от 5 до 200 мкг/дм<sup>3</sup>. Концентрация фосфатов в природных водах очень мала - сотые, редко десятые доли миллиграммов фосфора в 1 дм<sup>3</sup>, в загрязненных водах она может достигать нескольких миллиграммов в 1 дм<sup>3</sup>. Содержание соединений фосфора подвержено значительным сезонным колебаниям. Минимальные концентрации фосфора в поверхностных водах наблюдаются обычно весной и летом, максимальные – осенью и зимой.

### **Лабораторная работа № 19** **Фотокolorиметрическое определение фосфатов**

**Сущность метода.** Метод основан на взаимодействии фосфат-ионов в кислой среде с молибдатом аммония и образованием фосфорно-

молибденовой гетерополикислоты, которая восстанавливается аскорбиновой кислотой в присутствии сурьмяно-виннокислого калия до фосфорно-молибденового комплекса, окрашенного в голубой цвет. Максимум светопоглощения соответствует длине волны  $\lambda = 690$  нм.

При проведении определения в кюветах с толщиной слоя 5 см методика позволяет определять фосфат-ионы в воде при массовой концентрации от 0,05 до 1 мг/дм<sup>3</sup> PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>. Если массовая концентрация фосфат-ионов в анализируемой пробе превышает верхнюю границу, то допускается разбавление пробы таким образом, чтобы концентрация фосфат-ионов соответствовала данному диапазону.

Точность определения фосфатов в этом диапазоне концентраций составляет  $\pm 0,01 - 0,02$  мг /дм<sup>3</sup>; чувствительность 0,01 мг/дм<sup>3</sup>.

*Реактивы и оборудование*

Фотоэлектроколориметр

Колбы мерные объемом 50, 100, 500, 1000см<sup>3</sup>

Фильтры беззольные «синяя лента»

Воронки лабораторные стеклянные

Бюретки объемом 25 см<sup>3</sup>

Стаканы объемом 100 или 200 см<sup>3</sup>

Пипетки мерные 1 см<sup>3</sup>, 5 см<sup>3</sup>

Стандартный раствор с концентрацией фосфат-иона 0,1 мг/см<sup>3</sup> (раствор А): 0,1432 г KН<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> помещают в стакан, растворяют в небольшом количестве дистиллированной воды, переносят в мерную колбу на 1000 см<sup>3</sup> и доводят до метки дистиллированной водой.

Стандартный раствор с содержанием фосфат- ионов 1 мкг/см<sup>3</sup> (раствор Б): 1 см<sup>3</sup> раствора А с концентрацией фосфат-иона 0,1 мг/см<sup>3</sup> помещают в мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> и доводят до метки дистиллированной водой. Рабочий стандартный раствор готовят в день употребления.

Раствор молибдата аммония. 3 г молибдата аммония помещают в стакан, растворяют в небольшом количестве дистиллированной воды, переносят в мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> и доводят до метки дистиллированной водой. В случае появления мути раствор следует отфильтровать. Раствор хранят в полиэтиленовой бутылки.

Раствор аскорбиновой кислоты. 16 г аскорбиновой кислоты помещают в стакан,

растворяют в небольшом количестве дистиллированной воды, переносят в мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> и доводят до метки дистиллированной водой. Раствор хранят в холодильнике в течение 3-х недель.

Раствор антимонилтарtrate калия. 0,34 г антимонилтарtrate калия помещают в стакан, растворяют в небольшом количестве дистиллированной воды, переносят в мерную колбу на 500 см<sup>3</sup> и доводят до метки дистиллированной водой.

Раствор серной кислоты. В мерную колбу на 500 см<sup>3</sup> наливают 240 см<sup>3</sup> дистиллированной воды и осторожно приливают 70 см<sup>3</sup> концентрированной серной кислоты. После охлаждения раствор доводят до метки дистиллированной водой.

Смешанный реактив. Смешанный реактив готовят непосредственно перед использованием, предварительно определив необходимый объем данного реактива на день работы. В колбе с притертой пробкой смешивают 50 см<sup>3</sup> раствора серной кислоты, 20 см<sup>3</sup> раствора молибдата аммония, 20 см<sup>3</sup> раствора аскорбиновой кислоты и 10 см<sup>3</sup> раствора антимонилтарtrate калия.

**Мешающие вещества.** Мешающее влияние сульфидов, сероводорода, хроматов, арсенатов, нитритов и железа при их высоком присутствии в пробе сточных вод, устраняют специальной подготовкой к анализу.

#### **Ход определения.**

**Построение градуировочного графика.** В мерные колбы на 100 см<sup>3</sup> из бюретки наливают 0 (нулевой раствор), 2, 5, 10, 15, 20 см<sup>3</sup> раствора Б с содержанием фосфат-ионов 1 мкг/см<sup>3</sup>. Концентрация фосфат-иона в приготовленных растворах будет 0; 0,04; 0,1; 0,2; 0,3; 0,4 мг/дм<sup>3</sup>, соответственно. Добавляют из другой бюретки определенный объем дистиллированной воды, чтобы суммарный объем жидкости составил 50 см<sup>3</sup>. Прибавляют 5,0 см<sup>3</sup> смешанного реактива и через 30 секунд – 0,5 см<sup>3</sup> раствора аскорбиновой кислоты. Смесь перемешивают (до метки дистиллированную воду не добавляют!). Через 15 мин измеряют оптическую плотность полученного раствора по отношению к нулевому раствору при длине волны 690 нм, кювета 5 см.

Строят градуировочный график в координатах оптическая плотность – концентрация фосфат-иона, мг/дм<sup>3</sup>.

**Определение содержания фосфатов в пробе.** В мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> наливают 50 см<sup>3</sup> пробы, отфильтрованной через плотный бумажный фильтр (синяя лента), прибавляют 5,0 см<sup>3</sup> смешанного реактива и через 30 секунд – 0,5 см<sup>3</sup> раствора аскорбиновой кислоты. Смесь перемешивают (до метки дистиллированную воду не добавляют!). Через 15 мин измеряют оптическую плотность полученного раствора по отношению к нулевому раствору при длине волны 690 нм, кювета 5 см.

Если содержание фосфат – ионов велико, то пробу воды уменьшают, добавляют к ней определенный объем дистиллированной воды так, чтобы суммарный объем жидкости составил 50 см<sup>3</sup>, и далее проводят анализ, как описано выше.

**Расчет.** Содержание фосфат-ионов  $X$  (мг/дм<sup>3</sup>) рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{C \cdot 50}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $C$  – концентрация фосфат-ионов, найденная по графику, мг/дм<sup>3</sup>;

50 – объем, до которого была разбавлена проба, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{пробы}}$  – объем воды, взятый для анализа, см<sup>3</sup>.

## 5.9. Хлориды

Хлориды являются составной частью большинства природных вод. Хлориды – преобладающие анионы в высокоминерализованных водах, большое содержание хлоридов геологического происхождения в поверхностных водах – явление редкое. Первичными источниками хлоридов в воде являются магматические породы, соленосные отложения, в основном галит. Хлориды поступают в воду в результате обмена с океаном через атмосферу, посредством взаимодействия атмосферных осадков с почвами, особенно засоленными, а также при вулканических выбросах. Поэтому об-

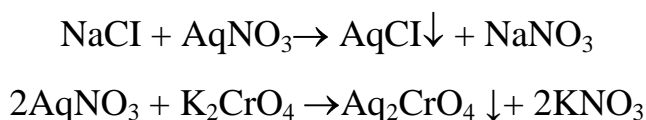
наружение большого количества хлоридов является показателем загрязнения воды бытовыми и некоторыми промышленными сточными водами.

Повышенное содержание хлоридов ухудшают вкусовые качества воды, делают ее малоприспособленной для питьевого водоснабжения и ограничивают применение в ряде технических и хозяйственных целей, а также для орошения сельскохозяйственных угодий. Если в питьевой воде есть ионы натрия, то при концентрации хлоридов более 250 мг/дм<sup>3</sup> у воды появляется соленый вкус. Данные о том, что высокие концентрации хлоридов оказывают вредное воздействие на здоровье человека, отсутствуют.

Анализ хлоридов в питьевых, поверхностных и сточных водах проводится аргентометрическим титрованием по методу Мора или потенциометрическим методом.

### *Лабораторная работа № 20* *Аргентометрическое определение хлоридов по методу Мора*

**Сущность метода.** Метод Мора основан на осаждении хлоридов азотнокислым серебром в присутствии хромата калия K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>. Нитрат серебра при наличии в растворе хлоридов первоначально реагирует с ними, а лишь затем после связывания всех хлоридов образуется хромат серебра оранжево-красного цвета.



*Реактивы и оборудование*

Нитрат серебра, раствор 0,01 моль-экв/дм<sup>3</sup>

Хлорид натрия, раствор 0,01 моль-экв/дм<sup>3</sup>

Хромат калия, 5 % раствор

Бюретки

Конические колбы для титрования

### Ход определения

При содержании хлоридов менее 250 мг/дм<sup>3</sup> берут 100 см<sup>3</sup> фильтрованной испытуемой воды. При большем содержании хлоридов берут 10 – 50 см<sup>3</sup> исследуемой воды и разбавляют до 100 см<sup>3</sup> дистиллированной водой. В две конические колбы для титрования вносят по 100 см<sup>3</sup> анализируемой воды, прибавляют по 5 капель раствора К<sub>2</sub>СгО<sub>4</sub>. Раствор в одной колбе титруют 0,01 Н AgNO<sub>3</sub> до изменения окраски раствора по сравнению с окраской во второй колбе (цветной свидетель).

**Стандартизация титранта.** Для стандартизации титранта в коническую колбу вносят 10 см<sup>3</sup> 0,01 Н раствора NaСд и 90 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, прибавляют 5 капель К<sub>2</sub>СгО<sub>4</sub>. Содержимое колбы титруют 0,01 Н раствором AgNO<sub>3</sub> до перехода лимонно-желтой окраски мутного раствора в оранжево-красную, не исчезающую в течение 15 – 20 сек.

Поправочный коэффициент к титру AgNO<sub>3</sub> рассчитывают по результатам трех титрований

$$K = \frac{30}{V_1 + V_2 + V_3},$$

где V<sub>1</sub>, V<sub>2</sub>, V<sub>3</sub> – объемы AgNO<sub>3</sub>, пошедшие на каждое из трех титрований, см<sup>3</sup>.

**Расчет.** Содержание хлорид-иона X (мг/дм<sup>3</sup>) рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{V_{титр.} \times H \times K \times \mathcal{E}_{Cl} \times 1000}{V_{пробы}},$$

где V<sub>титр.</sub> – количество раствора AgNO<sub>3</sub>, пошедшее на титрование, см<sup>3</sup>;

H – концентрация титранта – нитрата серебра, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

K – поправочный коэффициент к концентрации титранта;

Э<sub>Cl</sub> – эквивалент хлорид-иона, г/моль-экв;

V<sub>пробы</sub> – объем воды, взятой для анализа, см<sup>3</sup>;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

**Лабораторная работа № 21**  
**Определение хлоридов с помощью ионоселективного электрода**

**Сущность метода.** Потенциометрический метод определения хлоридов основан на определении ЭДС электродной системы, состоящей из хлоридного ионоселективного электрода и вспомогательного хлоридсеребряного электрода. Он позволяет определить суммарную концентрацию хлоридов (всех его форм: иона хлора, его комплексных соединений). Метод используется для растворов с концентрацией хлоридов 0,1 – 10,0 мг/дм<sup>3</sup>.

**Мешающие вещества.** Мешают большие количества сульфидов, хлоридов, бромидов, роданидов, образующих на поверхности электрода нерастворимые соли, а также сильные восстановители и вещества, образующие комплексные соединения с серебром (например, ЭДТА).

*Реактивы и оборудование*

Иономер с ионоселективным хлоридным и хлоридсеребряным электродами  
Хлорид натрия, 0,1 М раствор.  
Ацетатный буферный раствор  
Стаканы на 50 см<sup>3</sup>  
Мерные колбы на 100 см<sup>3</sup>  
Пипетки на 5 и 10 см<sup>3</sup>

**Ход определения.**

**Построение градуировочного графика.** Из основного стандартного раствора хлорида натрия с концентрацией 0,1 М методом последовательного десятикратного разбавления готовят растворы 10<sup>-2</sup> М, 10<sup>-3</sup> М, 10<sup>-4</sup> М, 10<sup>-5</sup> М, для чего 10 см<sup>3</sup> раствора с более высокой концентрацией наливают в колбу на 100 см<sup>3</sup> и доводят водой до метки. Полученные растворы имеют значения рCl = 1, 2, 3, 4, 5. В стакан вместимостью 50 см<sup>3</sup> вливают 20,0 см<sup>3</sup> рабочего стандартного раствора с рCl = 5, приливают 5 см<sup>3</sup> ацетатного буферного раствора, перемешивают на магнитной мешалке. Измеряют ЭДС при перемешивании раствора магнитной мешалкой. Аналогично измеряют ЭДС для других стандартных растворов. При выполнении измерений



необходимо следить за тем, чтобы на поверхности мембраны хлоридного электрода не налипали пузырьки воздуха.

По результатам измерений строят градуировочный график зависимости значения ЭДС, милливольты – значение рСl.

**Определение хлоридов в анализируемой воде.** В стакан вместимостью 50 см<sup>3</sup> помещают 20 см<sup>3</sup> анализируемой воды (температура воды не должна отличаться от температуры стандартных растворов, по которым калибруют электрод, более чем на  $\pm 2$  °С, в противном случае воду следует подогреть или охладить). Затем помещают в раствор магнит от магнитной мешалки, приливают 5 см<sup>3</sup> буферного раствора и погружают в раствор тщательно промытые дистиллированной и анализируемой водой ионоселективный хлоридный и вспомогательный электроды. Измеряют ЭДС. По градуировочному графику находят значение рСl анализируемой воды.

**Расчет.** Концентрация хлоридов в воде (X) в мг/дм<sup>3</sup> рассчитывается по формуле:

$$X = 10^{-pCl} \times 35,5 \times 1000,$$

где рСl– показатель концентрации хлорид-иона; найденный по графику;

35,5– молярная масса иона хлора, г/моль;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

## 5.10. Фториды

В речные воды фтор поступает из пород и почв при разрушении фторсодержащих минералов. Источником фтора могут быть атмосферные осадки. Повышенное содержание фтора может быть в сточных водах предприятий стекольной и химической промышленности (производство фосфорных удобрений, стали, алюминия), в некоторых видах шахтных вод и в сточных водах рудообогатительных фабрик. Миграционная способность фтора в природных водах в значительной степени зависит от содержания в них ионов кальция, дающих с ионами фтора малорастворимое соединение.

Содержание фтора в речных водах колеблется от 0,05 до 1,9 мг/дм<sup>3</sup>, в атмосферных осадках – от 0,05 до 0,54 мг/дм<sup>3</sup>.

Повышенное содержание фтора в воде (более 1,5 мг/дм<sup>3</sup>) оказывает вредное воздействие на человека и животных, вызывая костное заболевание (флюороз). Очень низкое содержание фтора в питьевой воде (менее 0,01 мг/дм<sup>3</sup>) также вредно сказывается на здоровье, вызывая опасность возникновения зубного кариеса.

ПДК фтора для холодного и умеренного природно-климатического района 1,5 мг/дм<sup>3</sup>. При недостатке проводят фторирование воды, в противном случае обесфторивание.

### ***Лабораторная работа № 22*** ***Определение фторидов с помощью ионоселективного электрода***

***Сущность метода.*** Потенциометрический метод определения фторидов основан на определении ЭДС электродной системы, состоящей из фторселективного электрода и вспомогательного хлоридсеребряного электрода. Метод позволяет определить суммарную концентрацию фторидов (всех его форм: иона фтора, его комплексных соединений). Диапазон измеряемых концентраций без разбавления пробы 0,10-190 мг/дм<sup>3</sup>. Погрешность не превышает 25–30% с  $P = 0,95$  при массовой концентрации фторидов 0,1...0,15 мг/дм<sup>3</sup>; 15% при концентрации 0,2...0,5 г/дм<sup>3</sup> и 7% при концентрации фторидов более 0,5 мг/дм<sup>3</sup>.

***Мешающие вещества.*** Мешают большие количества сульфидов, хлоридов, бромидов, роданидов, образующих на поверхности электрода нерастворимые соли, а также сильные восстановители и вещества, образующие комплексные соединения с серебром (например, ЭДТА). Для устранения мешающего влияния солей алюминия и железа к пробе цитратно-этанольный (если массовая концентрация алюминия и железа не более 40 мг/дм<sup>3</sup>) или ацетатно-цитратный буферный раствор.

### *Реактивы и оборудование*

Иономер с ионоселективным фторидным и хлоридсеребряным электродами  
Фторид натрия, 0,1 М раствор. Раствор хранят в полиэтиленовой посуде с плотно закрытой пробкой не более 6 мес.

Ацетатно-цитратный буферный раствор с  $\text{pH} = 5 \pm 0,2$ : в мерную колбу вместимостью 500 см<sup>3</sup> помещают 52,0 г уксуснокислого натрия, 29,2 г хлористого натрия, 3,0 г лимоннокислого натрия, 0,3 г трилона Б и 8 см<sup>3</sup> ледяной уксусной кислоты. Приливают 200 – 300 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, растворяют соли и доводят объем раствора до метки дистиллированной водой. pH раствора проверяют потенциометрически и при необходимости доводят до требуемого значения 10 % раствором гидроксида натрия или 10% раствором уксусной кислоты. Раствор хранят в холодильнике. Срок хранения 3 мес.

Полиэтиленовые стаканы

Магнитная мешалка, магнит в пластиковой оболочке.

Стаканы на 50 см<sup>3</sup>

Мерные колбы на 100 см<sup>3</sup>

Пипетки на 10 см<sup>3</sup>

### **Ход определения.**

***Подготовка к работе и проверка работоспособности фторселективного электрода.*** Фторидный электрод выдерживают в растворе фтористого натрия концентрацией 0,001 М в течение суток, а затем тщательно промывают дистиллированной водой. При ежедневной работе электрод хранят, погрузив в раствор фтористого натрия концентрацией 0,0001 М, при длительных перерывах в работе – хранят в сухом состоянии. Правильность работы фторидного электрода контролируют при построении графика. Потенциал рабочих градуировочных растворов должен изменяться на  $56 \pm 3$  мВ. Если такая зависимость значения потенциала от  $\text{pF}$  не соблюдается, то фторидный электрод следует регенерировать вымачиванием в 0,001 М растворе фтористого натрия в течение суток, а затем тщательно отмыть дистиллированной водой.

**Построение градуировочного графика.** Из основного стандартного раствора фторида натрия с концентрацией 0,1 М методом последовательного десятикратного разбавления готовят растворы  $10^{-2}$  М,  $10^{-3}$  М,  $10^{-4}$  М,  $10^{-5}$  М, для чего  $10\text{ см}^3$  раствора с более высокой концентрацией наливают в колбу на  $100\text{ см}^3$  и доводят водой до метки. Полученные растворы имеют значения  $pF = 1, 2, 3, 4, 5$ . Все разбавленные растворы готовят в день анализа и хранят в полиэтиленовой посуде. Измерения начинают с самого разбавленного раствора с  $pF=5$ . В полиэтиленовый стакан вместимостью  $50\text{ см}^3$  вливают  $20,0\text{ см}^3$  рабочего градуировочного раствора, помещают в раствор магнит от магнитной мешалки, приливают  $10\text{ см}^3$  ацетатно-цитратного буферного раствора, при перемешивании раствора магнитной мешалкой измеряют установившееся значение равновесного потенциала. После каждого измерения электроды тщательно несколько раз отмывают в дистиллированной воде. При выполнении измерений необходимо следить за тем, чтобы на поверхности мембраны фторидного электрода не налипали пузырьки воздуха.

Время установления равновесного потенциала в диапазоне  $pF = 5$  и выше составляет 10 мин, при более высоких концентрациях фторида, т.е. при  $pF$  менее 5, – 3 мин.

Строят градуировочный график в координатах ЭДС, мВ– значение  $pF$ .

**Определение фторидов в анализируемой воде.** В полиэтиленовый стакан вместимостью  $50\text{ см}^3$  помещают  $20\text{ см}^3$  анализируемой воды (температура воды не должна отличаться от температуры стандартных растворов, по которым калибруют электрод, более чем на  $\pm 2^{\circ}\text{C}$ , в противном случае воду следует подогреть или охладить). Затем помещают в раствор магнит, приливают  $5\text{ см}^3$  буферного раствора и погружают в раствор тщательно промытые дистиллированной и анализируемой водой ионоселективный хлоридный и вспомогательный электроды. При перемешивании помощью магнитной мешалки измеряют ЭДС. По градуировочному графику находят значение  $pF$  анализируемой воды.

**Расчет.** Концентрацию фторидов в воде (X) в мг/дм<sup>3</sup> рассчитывают по формуле:

$$X = 10^{-pF} \times 19 \times 1000,$$

где pF– показатель концентрации фторид-иона; найденный по графику;

35,5– молярная масса иона фтора, г/моль;

1000 – коэффициент перехода от граммов к миллиграммам.

## 5.11. Сульфаты

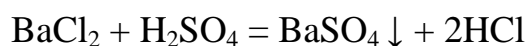
Естественное содержание сульфатов в поверхностных и грунтовых водах обусловлено выветриванием и растворением серосодержащих минералов, в основном гипса, окислением сульфидов и серы, биохимическими процессами в водоносных слоях. В северных водоемах сульфатов обычно немного; в южных районах, где воды более минерализованы, содержание сульфатов увеличивается. Содержание сульфатов в водоемах может быть повышенным вследствие сброса в них серосодержащих сточных вод. В больших количествах сульфаты содержатся в шахтных водах и в промышленных стоках производств, в которых используется серная кислота.

Концентрация сульфатов в природной воде изменяется в широких пределах. В речных водах и в водах пресных озер содержание сульфатов колеблется от 5 –10 до 60 мг/дм<sup>3</sup>, в дождевых водах– от 1 до 10 мг/дм<sup>3</sup>, в подземных водах содержание сульфатов часто значительно выше.

Повышенное содержание сульфатов ухудшают органолептические свойства воды и оказывают слабительное действие на организм человека.

### ***Лабораторная работа № 23*** ***Турбидиметрическое определение сульфатов***

**Сущность метода.** Используется реакция осаждения сульфат-иона хлоридом бария с образованием грубодисперсной формы сульфата бария; образующуюся суспензию стабилизируют путем добавления желатина.



*Реактивы и оборудование*

Фотоколориметр

Хлорид бария, насыщенный раствор

Серная кислота, раствор с концентрацией сульфат – аниона 0,2 мг/см<sup>3</sup>

Желатин, 0,5 % раствор

Мерные колбы на 100 см<sup>3</sup>

Мерная колба или пипетка Мора на 50 см<sup>3</sup>

Бюретка на 25 см<sup>3</sup>

Пипетки на 2 и 5 см<sup>3</sup>

***Всю посуду перед работой необходимо промыть дистиллированной водой!***

### **Ход определения.**

***Построение градуировочного графика.*** Проверяют дистиллированную воду на наличие сульфатов пробой с BaCl<sub>2</sub>. Мерные колбы на 100 см<sup>3</sup> ополаскивают дистиллированной водой, наливают по 2 см<sup>3</sup> насыщенного раствора BaCl<sub>2</sub>, разбавляют водой и прибавляют по 3 см<sup>3</sup> 0,5% раствора желатина, перемешивают, добавляют 2 – 5 – 10 – 15 – 20 см<sup>3</sup> рабочего раствора серной кислоты с концентрацией сульфат – аниона 0,2 мг/см<sup>3</sup>, перемешивают, доводят дистиллированной водой до метки, перемешивают. Концентрация сульфат-иона в растворах будет 4; 10; 20; 30; 40 мг/дм<sup>3</sup>, соответственно. Растворы фотометрируют через 5 минут при  $\lambda = 364$  (фиолетовый светофильтр) по отношению к раствору – фону, толщина кюветы 2 см. Строят градуировочный график в координатах оптическая плотность раствора – концентрация сульфат-иона SO<sub>4</sub><sup>-2</sup>, мг/дм<sup>3</sup>.

***Определение сульфатов в анализируемой воде.*** В мерную колбу на 100 см<sup>3</sup> наливают 50 см<sup>3</sup> анализируемой воды, 3 см<sup>3</sup> раствора желатина, перемешивают. Добавляют 2 см<sup>3</sup> раствора BaCl<sub>2</sub>, доводят объем до метки дистиллированной водой, не содержащей сульфаты, перемешивают. Фотометрируют через 5 минут при  $\lambda = 364$  (фиолетовый светофильтр) по отношению к раствору – фону, толщина кюветы 2 см. При необходимости пробу воды уменьшают.

**Расчет.** Содержание сульфатов в воде  $X$  (мг/дм<sup>3</sup>) вычисляют по формуле:

$$X = \frac{C \times V_1}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $C$  – концентрация анализируемого раствора, найденная по графику, мг/дм<sup>3</sup>;

$V_{\text{пробы}}$  – объем воды, взятый для анализа, см<sup>3</sup>;

$V_1$  – объем раствора, приготовленного для фотометрирования, см<sup>3</sup>.

## 5.12. Окисляемость

Окисляемостью называется общее содержание в воде веществ минерального и органического характера, реагирующих с сильными окислителями. Количество кислорода, эквивалентное количеству расходуемого окислителя, есть величина окисляемости, которая выражается числом миллиграммов кислорода, идущего на окисление примесей, содержащихся в 1 дм<sup>3</sup> воды (мг О<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>).

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.

Величина окисляемости природных вод зависит от общей биологической продуктивности водоема, от поступления в него органических веществ естественного происхождения из болот, торфяников и т.п., от степени загрязнения органическими элементами и биогенными элементами, поступающими со сточными водами. Она изменяется в пределах от долей миллиграммов до десятков миллиграммов в 1 дм<sup>3</sup>. Окисляемость незагрязненных поверхностных вод проявляет довольно отчетливую физико-географическую зональность: окисляемость воды в высокогорье и в горных районах очень мала, в тундре и степях средняя, в таежной зоне повышенная. Окисляемость подвержена закономерным сезонным колебаниям.

В водоемах и водотоках, подверженных сильному антропогенному воздействию, изменение окисляемости выступает как характеристика, отражающая режим поступления сточных вод.

В зависимости от применяемого окислителя различают перманганатную и дихроматную окисляемость.

При определении перманганатной окисляемости окислителем является перманганат калия в кислой среде. Степень окисления перманганатом калия зависит от химической природы окисляемых веществ и может колебаться в широких пределах. Перманганатная окисляемость является очень хорошей характеристикой питьевых вод, а также вод рек, защищенных от попадания каких-либо промышленных отходов. В чистых родниковых и артезианских водах окисляемость обычно составляет от 1,0 до 2,0 мг  $O_2/дм^3$ . Окисляемость речной воды колеблется в широких пределах от 1,0 до 60 мг  $O_2/дм^3$ . Высокие значения ее характерны для рек, бассейны которых расположены в болотистых местностях. Резкое повышение окисляемости воды свидетельствует о загрязнении водного источника и требует применения соответствующих мероприятий при его использовании. Внезапное повышение окисляемости питьевой воды всегда является следствием загрязнения ее бытовыми или промышленными стоками.

При загрязнении природных вод промышленными стоками перманганатная окисляемость не отражает полного содержания загрязнений в воде. В этом случае определяют дихроматную окисляемость, используя в качестве окислителя дихромат калия в кислой среде. Дихромат калия в условиях анализа окисляет практически все присутствующие в воде органические вещества, в том числе и трудноокисляемые. Поэтому дихроматную окисляемость называют еще химическим потреблением кислорода (ХПК), который является важнейшим показателем качества воды. Измеряется ХПК так же, как и перманганатная окисляемость, в мг  $O_2/дм^3$ .



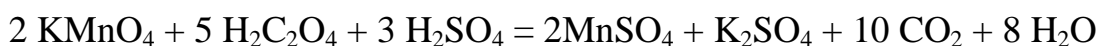
В программах мониторинга ХПК используется в качестве меры содержания органического вещества в пробе, которое подвержено окислению сильным химическим окислителем.

Для вычисления концентрации углерода, содержащегося в органических веществах, значение ХПК ( $\text{мг O}_2/\text{дм}^3$ ) умножается на 0,375.

В соответствии с требованиями к составу и свойствам воды водных объектов в контрольных створах и местах хозяйственно-питьевого водоснабжения величина ХПК не должна превышать  $15 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$ , в зонах рекреации допускается величина ХПК до  $30 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$ . Перманганатная окисляемость питьевой воды не должна превышать  $5 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$ .

#### ***Лабораторная работа № 24*** ***Перманганатная окисляемость воды по методу Кубеля***

***Сущность метода.*** Метод Кубеля основан на окислении веществ, присутствующих в пробе воды, раствором перманганата калия в сернокислой среде при кипячении. Реакция протекает следующим образом:



Без разбавления можно определить окисляемость до  $10 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$ . Наивысшее допустимое разбавление проб – десятикратное. Это означает, что метод можно использовать только для проб, окисляемость которых ниже  $100 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$ .

##### *Реактивы и оборудование*

Серная кислота, разбавленная 1:3

Щавелевая кислота, раствор с концентрацией  $0,01 \text{ моль-экв}/\text{дм}^3$

Перманганат калия, раствор с концентрацией  $0,01 \text{ моль-экв}/\text{дм}^3$

Коническая колба

Пипетка Мора на  $100 \text{ см}^3$

Мерная пробирка

Плитка

Стеклянная воронка

Бюретка

### **Ход определения.**

**Анализ пробы воды.** В коническую колбу на 200-250 см<sup>3</sup> наливают пипеткой 100 см<sup>3</sup> испытуемой воды. Прибавляют 5 см<sup>3</sup> раствора серной кислоты (1:3) и ставят на плитку. При появлении первых пузырьков (начало кипения) в пробу добавляют из бюретки точно 10 см<sup>3</sup> 0,01 Н раствора перманганата калия. После этого пробу кипятят на малом огне 10 минут. Для равномерного кипения рекомендуется поместить в колбу несколько стеклянных капилляров, запаянных с одного конца. Колбу при кипячении прикрывают стеклянной воронкой, которая выполняет функцию обратного холодильника. Если во время кипячения исследуемая вода обесцветилась или потеряла характерную малиновую окраску перманганата калия, определение надо начать сначала, предварительно разбавив исследуемую воду дистиллированной водой.

По окончании кипячения пробу снимают с огня и в нее добавляют из бюретки точно 10 см<sup>3</sup> 0,01 Н раствора щавелевой кислоты С<sub>2</sub>Н<sub>2</sub>О<sub>4</sub>. Обесцветившуюся горячую жидкость оттитровывают 0,01 Н раствором КМnО<sub>4</sub> до появления слабо-розового оттенка.

**Стандартизация титранта.** Стандартизация титранта проводится одновременно с анализом. В только что оттитрованную пробу, имеющую температуру около 50 – 60°С, снова прибавляют 10 см<sup>3</sup> 0,01 н раствора щавелевой кислоты и снова титруют раствором перманганата калия до появления слабо-розовой окраски. Поправку к титру раствора КМnО<sub>4</sub> определяют из соотношения:

$$K = \frac{10}{V},$$

где  $K$  – поправочный коэффициент к концентрации титранта;

$10$  – объем раствора щавелевой кислоты, см<sup>3</sup>;

$V$  – объем раствора перманганата калия, см<sup>3</sup>.

### **Определение перманганатной окисляемости при разведении воды.**

При разведении испытуемой воды дистиллированной при подсчете окисляемости вводят поправку на дистиллированную воду. Для этого проводят

все определения со 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды совершенно так же, как и с исследуемой водой. Объем раствора перманганата калия (в см<sup>3</sup>), пошедший на окисление дистиллированной воды, при подсчете окисляемости вычитают из объема раствора KMnO<sub>4</sub>, израсходованного на окисление пробы.

**Расчет.** Перманганатную окисляемость  $X$  в мг O<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup> рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \times H \times K \times \mathcal{E}_{O_2} \times 1000}{V_{\text{пробы}}},$$

где  $V_1$  - объем раствора перманганата калия, пошедшего на титрование пробы, см<sup>3</sup>;

$V_2$  - объем раствора перманганата, пошедшего на титрование дистиллированной воды, см<sup>3</sup>;

$H$  - концентрация титранта - перманганата калия, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$K$  - поправочный коэффициент к концентрации титранта;

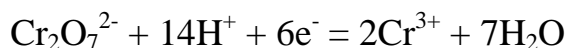
$\mathcal{E}_{O_2}$  - эквивалент кислорода, 8 г/моль-экв.;

$V_{\text{пробы}}$  - объем анализируемой воды, см<sup>3</sup>;

1000 - коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

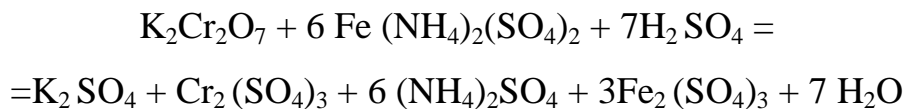
### **Лабораторная работа № 25** **Арбитражный метод определения ХПК**

**Сущность метода.** Органические вещества окисляют дихроматом калия в серной кислоте, разбавленной водой (1:1). Дихромат при этом восстанавливается до солей хрома (III) согласно уравнению



Окисление органических веществ в этих условиях ускоряется и охватывает практически все органические вещества, если вводить в реакционную смесь катализатор - сульфат серебра. При анализе природных вод определение проводят без катализатора. Количество неизрасходованного на окисление дихромата калия в растворе определяют титрованием солью

Мора  $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ . При этом протекает окислительно-восстановительная реакция:



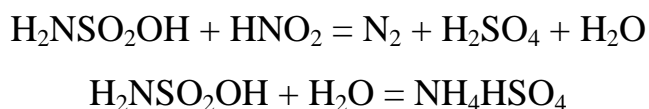
Это основной метод определения окисляемости, он используется при анализе сточных и загрязненных вод, окисляемость которых равна или превышает  $100 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$ .

В этих условиях не окисляются пиридин и его гомологи, пиррол, пирролидин, пролин, никотиновая кислота и некоторые другие азотсодержащие гетероциклические соединения, бензол, толуол и другие ароматические углеводороды, парафин, нафталин.

Если анализируемая проба содержит неорганические восстановители, то количество их, определяемое отдельно соответствующими методами, должно быть вычтено (в пересчете на кислород) из результата определения ХПК.

**Мешающие вещества.** Мешающее влияние хлоридов, окисляющихся в процессе определения до молекулярного хлора, устраняют маскированием их сульфатом ртути (II) в количестве  $22,2 \text{ мг HgSO}_4$  на  $1 \text{ мг Cl}^-$ . Образующийся очень мало диссоциирующий хлорид ртути (II) достаточно устойчив даже в присутствии большой концентрации серной кислоты и бихромата.

Мешают определению нитриты, часто присутствующие в сточных водах, прошедших биохимическую очистку. Для их устранения в колбу вводят по  $10 \text{ мг}$  сульфаминовой кислоты на  $3 \text{ мг NO}_2^-$ . При кипячении раствора нитрит – ионы восстанавливаются до молекулярного азота, а избыток сульфаминовой кислоты переходит в сульфат аммония:



### *Реактивы и оборудование*

Серная кислота концентрированная

Сульфат серебра.

N – Фенилантраниловая кислота или ферроин

Дихромат калия, 0,25 N раствор.

Соль Мора, 0,25 N. раствор.

Сульфат ртути (II)

Колбы для титрования

Бюретки

Колба с обратным холодильником

Кипелки или кусочки пемзы

Цилиндры

Пипетки

### **Ход определения.**

**Подготовка пробы.** Анализировать можно предварительно профильтрованную пробу или всю пробу вместе с присутствующим в ней осадком (в зависимости от поставленной цели). Фильтр надо предварительно промыть горячей водой и, проводя фильтрование, отбросить первую порцию (200 – 250 см<sup>3</sup>) фильтрата. Нельзя фильтровать сточную воду, содержащую вещества, которые могут улетучиваться во время фильтрования или окисляться кислородом воздуха. В таких случаях фильтрование заменяют продолжительным отстаиванием сточной воды и для анализа отбирают пипеткой верхний прозрачный слой.

**Стандартизация титранта.** Титр раствора соли Мора устанавливают по стандартному раствору бихромата калия. Берут 10 см<sup>3</sup> стандартного раствора, разбавляют его дистиллированной водой до 250 см<sup>3</sup>, приливают 20 см<sup>3</sup> концентрированной серной кислоты и дают остыть. Затем прибавляют 3 – 4 капли раствора ферроина или 5 – 10 капель раствора N – фенилантраниловой кислоты и титруют раствором соли Мора.

**Определение дихроматной окисляемости.** Отбирают такой объем анализируемой сточной воды, чтобы на окисление расходовалось не более 20 см<sup>3</sup> стандартного раствора дихромата калия и чтобы в ней содержалось

не более 40 мг хлорид-ионов, разбавляют до 50 см<sup>3</sup> дистиллированной водой и переносят в круглодонную колбу вместимостью 300 см<sup>3</sup>. Прибавляют 1 г сульфата ртути (II), 5 см<sup>3</sup> серной кислоты, перемешивают до растворения сульфата ртути, затем вливают 25,0 см<sup>3</sup> стандартного раствора дихромата калия. Очень осторожно, малыми порциями вливают 70 см<sup>3</sup> серной кислоты, всыпают 0,4 – 0,5 г сульфата серебра, вводят в колбу несколько стеклянных бусин или кусочков пемзы, закрывают пробкой, соединенной с обратным холодильником, и нагревают при слабом кипении 2 часа. Затем охлаждают, обмывают стенки холодильника 25 см<sup>3</sup> дистиллированной воды и переносят содержимое этой колбы в коническую колбу вместимостью 500 см<sup>3</sup>, обмывая стенки первой колбы несколько раз дистиллированной водой. Добавив дистиллированную воду до объема 350 см<sup>3</sup>, вводят 3 – 4 капли раствора ферроина или 10 – 15 капель раствора N – фенилантраниловой кислоты и оттитровывают избыток дихромата титрованным раствором соли Мора. При титровании раствор вначале приобретает фиолетовую окраску, а затем изумрудно-зеленую, что является сигналом окончания титрования.

Проводят холостой опыт; для этого берут 50 см<sup>3</sup> дистиллированной воды и проводят ее через все ступени анализа.

**Расчет.** Химическое поглощение кислорода (ХПК), выраженное числом миллиграммов кислорода на 1 дм<sup>3</sup> сточной воды, вычисляют по формуле:

$$ХПК = \frac{(V_1 - V_2) \times H \times \mathcal{E}_{O_2} \times 1000}{V_{пробы}},$$

где  $V_1$  – объем раствора соли Мора, израсходованного на титрование в холостом опыте, см<sup>3</sup>;

$V_2$  – объем раствора соли Мора, израсходованного на титрование пробы, см<sup>3</sup>;

$H$  – концентрация титрованного раствора соли Мора, моль-экв/дм<sup>3</sup>;

$\mathcal{E}_{O_2}$  – эквивалент кислорода, 8 г/моль-экв.;

$V_{пробы}$  – объем анализируемой сточной воды, см<sup>3</sup>;

1000 – коэффициент для перехода от граммов к миллиграммам.

## *Лабораторная работа № 26* *Ускоренный метод определения ХПК*

Этот метод предназначен для постоянных ежедневных анализов, проводимых для контроля работы очистных сооружений или состояния воды в водоеме. Результаты определения, как правило, получаются несколько ниже, чем при анализе арбитражным методом, но они обычно достаточно хорошо воспроизводимы. Рекомендуется периодически проводить определения обоими методами, ускоренным и арбитражным, для нахождения приблизительного коэффициента пересчета. Следует учитывать, что расхождения между результатами обоих методов особенно велики, когда проба содержит трудноокисляемые вещества, такие как уксусная кислота, аланин, бензол и др.

Главная особенность ускоренного метода – повышенная концентрация  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Нагревания извне не требуется, температура повышается за счет тепла, выделяющегося при смешении воды с концентрированной серной кислотой.

### **Ход определения.**

Если ХПК анализируемой воды – в пределах 500 – 400 мг/дм<sup>3</sup> кислорода, берут для анализа 1 см<sup>3</sup> пробы, если ХПК 50 – 500 мг/дм<sup>3</sup>, отбирают 5 см<sup>3</sup> пробы, если ХПК выше 4000 мг/дм<sup>3</sup>, пробу предварительно разбавляют, если же ХПК ниже 50 мг/дм<sup>3</sup>, этот метод применять нельзя.

В пробу вводят 2,5 см<sup>3</sup> 0,25 Н раствора дихромата калия, затем 0,2 г сульфата ртути (II) и при перемешивании – концентрированную серную кислоту (7,5 см<sup>3</sup> на 1 см<sup>3</sup> пробы, 15 см<sup>3</sup> на 5 см<sup>3</sup> пробы). **Осторожно!** При этом температура раствора поднимается выше 100°С! Через 2 минуты охлаждают раствор до комнатной температуры, приливают 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды и титруют избыток бихромата, как в арбитражном методе ( см. работу №25)

**Расчет** проводят, как и при арбитражном методе ( см. работу №25).

### 5.13. Биохимическое потребление кислорода (БПК)

Степень загрязнения воды органическими соединениями определяют как количество кислорода, необходимое для их окисления микроорганизмами в аэробных условиях. Биохимическое окисление различных веществ происходит с разной скоростью. В лабораторных условиях определяют как полное биохимическое потребление кислорода – БПК<sub>п</sub>, так и биохимическое потребление кислорода за 5 суток (БПК<sub>5</sub>). Полным биохимическим потреблением кислорода считается количество кислорода, требуемое для окисления органических примесей до начала процессов нитрификации. При этом для бытовых сточных вод (без существенной примеси производственных ) определяют БПК за 20 суток (БПК<sub>20</sub>); считается, что эта величина близка к БПК<sub>п</sub>. Определение БПК<sub>5</sub> в поверхностных водах используется с целью оценки содержания биохимически легкоокисляемых органических веществ, условий обитания гидробионтов и в качестве обязательного интегрального показателя загрязненности воды при расчете индекса загрязнения воды (ИЗВ).

В поверхностных водоемах БПК<sub>5</sub> изменяется обычно в пределах 0,5-4 мг О<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup> и подвержено сезонным и суточным колебаниям. Весьма значительны изменения величин БПК<sub>5</sub> в зависимости от степени загрязненности водоемов.

Для хозяйственно-питьевых вод при 20°С БПК<sub>п</sub> не должно превышать 3 мг О<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>, для культурно-бытовых – 6 мг О<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>; для рыбохозяйственных водоемов – 3 мг О<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>.

#### *Лабораторная работа № 27 Биохимическое потребление кислорода*

**Сущность метода.** Метод основан на определении концентрации растворенного кислорода в воде через определенное количество времени (БПК за 5, 7, 20 суток) в анаэробных условиях при температуре 20°С.



### Ход определения

1–1,5 дм<sup>3</sup> исследуемой воды наливают в колбу или бутылку, наполняя ее на 2/3, и аэрируют ее в течение 1 минуты путем интенсивного встряхивания. Набирают воду в 2 откалиброванные специальные колбы с пробками для определения растворенного кислорода. В одной колбе сразу определяют содержание растворенного кислорода по Винклеру (см. работу №9). Вторую колбу выдерживают в термостате при 20°С в течение определенного количества времени и затем снова определяют содержание растворенного кислорода.

**Расчет.** Расчет БПК в мг О<sub>2</sub> /дм<sup>3</sup> производится по разности между содержанием кислорода в исходной воде и в воде, выдержанной определенное время.

### Контрольные вопросы и тестовые задания

1. Назовите основные химические показатели качества воды, вероятные причины их изменения, их влияние на возможность различных видов водопользования.
2. Какие показатели качества воды определяются турбидиметрическим методом? Фотометрическим методом?
3. Какие индикаторные электроды используются в прямой потенциометрии для определения разных показателей качества воды?
4. Какие виды окисляемости используют для характеристики содержания органических веществ в воде?
5. Какие виды жесткости Вы знаете? Какими методами ее определяют?
6. Какие формы железа определяют в воде? Формы минерального азота?
7. При определении ХПК в качестве окислителя используют:
  - а) йод;
  - б) дихромат калия в кислой среде;
  - в) хлораты.

6. Соотнесите компоненты воды и широко используемые в практике методы их определения:

- |              |                          |
|--------------|--------------------------|
| 1) фториды   | а) прямая потенциометрия |
| 2) жесткость | б) турбидиметрия         |
| 3) кислород  | в) йодометрия            |
| 4) сульфаты  | г) комплексонометрия     |
| 5) нитраты   | д) фотоколориметрия      |

7. Выберите все возможные правильные ответы: постоянная жесткость воды

- а) является одинаковой для всех видов чистой воды;
- б) называется карбонатной жесткостью;
- в) может быть устранена анионитами;
- г) может быть устранена добавлением соды;
- д) может быть устранена с помощью ионообменных смол.

8. Выберите все возможные правильные ответы: временная жесткость воды

- а) обусловлена наличием карбонатов кальция и магния;
- б) обусловлена наличием гидрокарбонатов кальция и магния;
- в) может быть устранена при кипячении;
- г) может быть устранена добавлением соды;
- д) может быть устранена с помощью ионообменных смол.

9. Определение «активного хлора» не производят

- а) в сточных водах;
- б) в подземных водах;
- в) в питьевой воде.

10. Согласно государственному стандарту, к пресной воде относится вода с содержанием солей:

- а) от 0 до 0,5 г/кг;
- б) от 0 до 1 г/кг;
- в) от 0 до 10 г/кг;
- г) от 0 до 0,1 г/кг.

## СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ

**Ассимилирующая способность водного объекта** - способность водного объекта принимать определенную массу веществ в единицу времени без нарушения норм качества воды в контрольном створе (пункте) водопользования.

**Водный объект** - сосредоточение природных вод на поверхности суши либо в горных породах, имеющее характерные формы распространения и черты режима.

**Водопользование** - юридически обусловленная деятельность граждан и юридических лиц, связанная с использованием водных объектов.

**Водопользователи** - граждане, индивидуальные предприниматели, юридические лица, использующие водный объект для любых нужд (в т. ч. для сброса сточных вод).

**Госсанэпиднадзор** - деятельность санитарно-эпидемиологической службы по предупреждению, обнаружению и пресечению нарушений законодательства Российской Федерации в области обеспечения санитарно-эпидемиологического благополучия населения в целях охраны здоровья населения и среды обитания.

**Допустимая суточная доза (ДСД)** - это количество вещества в воде, воздухе, почве или продуктах питания, которое может поступать в организм отдельно или комплексно ежедневно на протяжении всей жизни без заметного риска для здоровья в пересчете на массу тела (мг/кг массы тела)

**Загрязнение вод** - процесс изменения состава и свойств воды в водном объекте в результате поступления в него загрязняющих веществ.

**Засорение вод** - накопление в водных объектах посторонних предметов.

**Зона рекреации водного объекта** - водный объект или его участок с прилегающим к нему берегом, используемый для отдыха.

**Зона санитарной охраны** - территория и акватория, на которых устанавливается особый санитарно-эпидемиологический режим для предот-

вращения ухудшения качества воды источников централизованного питьевого и хозяйственно-бытового водоснабжения и охраны водопроводных сооружений.

**Источник загрязнения вод** - источник, вносящий в поверхностные или подземные воды загрязняющие вещества, микроорганизмы или тепло.

**Качество воды** - характеристика состава и свойств воды, определяющая пригодность ее для конкретных видов водопользования.

**Контролируемые показатели** - показатели состава и свойств воды, подлежащие контролю при проверке соблюдения установленных норм качества воды в водном объекте и на выпуске возвратных (сточных) вод.

**Контроль качества воды** - проверка соответствия показателей качества воды установленным нормам и требованиям.

**Контрольный створ** - поперечное сечение потока, в котором контролируется качество воды.

**Критерий качества воды** - признак, по которому производится оценка качества воды по видам водопользования.

**Лимитирующий признак (показатель) вредности в воде** - признак, характеризующийся наименьшей безвредной концентрацией вещества.

**Нецентрализованное питьевое и хозяйственно-бытовое водоснабжение** - использование подземных или поверхностных водоисточников для питьевых и бытовых нужд при помощи водозаборных устройств без разводящей водопроводной сети.

**Нормы качества воды** - установленные значения показателей качества воды по видам водопользования.

**Обеззараживание сточных вод** - обработка сточных вод с целью удаления из них патогенных и санитарно-показательных микроорганизмов.

**Ориентировочный допустимый уровень (ОДУ)** - временный гигиенический норматив, разрабатываемый на основе расчетных и экспресс-экспериментальных методов прогноза токсичности и применяемый только на стадии предупредительного санитарного надзора за проектируемыми

или строящимися предприятиями, реконструируемыми очистными сооружениями.

***Охрана вод от загрязнения*** - система мер, направленных на предотвращение, ограничение и устранение последствий загрязнения.

***Предельно допустимая концентрация (ПДК)*** - максимальная концентрация вещества в воде, в которой вещество при ежедневном поступлении в организм в течение всей жизни не оказывает прямого или опосредованного влияния на здоровье населения в настоящем и последующих поколениях, а также не ухудшает гигиенические условия водопользования.

***Предельно допустимая концентрация вещества в воде (ПДК)*** – концентрация индивидуального вещества в воде, выше которой вода непригодна для установленного вида водопользования. При концентрации вещества равной или меньшей ПДК вода остается такой же безвредной для всего живого, как и вода, в которой полностью отсутствует данное вещество.

***Предельно допустимый сброс вещества в водный объект (ПДС)*** – масса вещества в возвратной воде, максимально допустимая к отведению с установленным режимом в данном пункте водного объекта в единицу времени с целью обеспечения норм качества воды в контрольном створе или неухудшения сформировавшегося качества воды, если оно хуже нормативного.

***Региональное нормирование*** подразумевает под собой установление безопасных уровней содержания химических веществ в объектах окружающей среды на основе ДСД с учетом реальной химической обстановки в результате хозяйственной деятельности (отрасли промышленности, применяемые в сельском хозяйстве ядохимикаты и т.п.) и других особенностей данного региона (например, характер питания).

***Рекреационное водопользование*** - использование водного объекта или его участка для купания, занятия спортом и отдыха.

***Самоочищение, самоочищающая способность*** – совокупность всех природных процессов, направленных на восстановление первоначального

чальных свойств ландшафта в целом или отдельных его компонентов; способность экосистемы освобождаться от загрязнителей со скоростью, исключающей какое-либо вредное действие для системы.

**Санитарно-эпидемиологический контроль** - деятельность санэпидслужбы по проверке соответствия санитарно-эпидемиологическим правилам, нормам и нормативам, как неотъемлемая часть государственного санитарно-эпидемиологического надзора.

**Свойства воды** – совокупность физических, химических, физико-химических, органолептических, биохимических и других свойств воды.

**Сточная вода** – разновидность возвратной воды, включает хозяйственно-бытовую сточную воду населенных мест, дождевую (снеговую) сточную воду, стекающую с территорий, производственную (промышленную и сельскохозяйственную) сточную воду

**Состав воды** – совокупность минеральных и органических веществ, находящихся в воде в ионном, молекулярном, комплексном, коллоидном и взвешенном состоянии, а также изотопный состав содержащихся в ней радионуклидов.

**Фоновая концентрация** – концентрация вещества в воде, рассчитываемая применительно к данному источнику примесей в фоновом створе водного объекта при расчетных гидрологических условиях, учитывающая влияние всех источников примесей за исключением данного источника.

**Фоновый створ** - контрольный пункт, расположенный выше по течению от сброса загрязняющих веществ.

**Централизованная система питьевого и хозяйственно-бытового водоснабжения** - комплекс инженерных сооружений для забора, подготовки, транспортирования и подачи потребителю питьевой воды.

**Эвтрофикация** – процесс увеличения концентрации питательных веществ в водоеме, приводящий к более высокой плотности водных растений и накоплению органических веществ.

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Агрэкология / под ред. В.А. Черникова. – М.: Колос, 2000. – 536 с.
2. Агрэкология. Методология, технология, экономика / В.А. Черников, И.Г. Грингоф, В.Т. Емцев [и др.]; под ред. В.А. Черникова, А.И. Чекереса. – М.: КолосС, 2004. – 400 с.
3. Батян А.Н. Основы общей и экологической токсикологии / А. Н. Батян, Г. Т. Фрумин, В. Н. Базылев. - 2-е изд.. - СПб. : Спец. лит., 2009. - 351 с.
4. Возная Н.Ф. Химия воды и микробиология / Н.Ф. Возная. – М.: Высшая школа, 1979. – 340 с.
5. Гидрохимические показатели состояния окружающей среды / под ред. Т.В. Гусевой.– М.: ФОРУМ: ИНФРА-М, 2007. – 192 с.
6. ГОСТ 17.1.5.05–85. Охрана природы. Гидросфера. Общие требования к отбору проб поверхностных и морских вод, льда и атмосферных осадков.
7. Дмитриев В.В.. Экологическое нормирование и устойчивость природных систем / В.В. Дмитриев, Г.Т. Фрумин.– СПб.: Наука, 2004.- 294 с.
8. Дмитриев М.Т. Санитарно-химический анализ загрязняющих веществ в окружающей среде / М.Т. Дмитриев, Н.И. Казнина, И.А. Пинигина – М.: Химия, 1989. – 368 с.
9. Каплин В.Г. Основы экотоксикологии / В.Г. Каплин. – М.: КолосС, 2006. – 232 с.
10. Липунов И.Н. Основы химии и микробиологии природных и сточных вод. /Учебн. пособие – Екатеринбург: Урал. гос. лесотехн. акад., 1995. – 212 с.
11. Лурье Ю.Ю. Аналитическая химия промышленных сточных вод./ Ю.Ю. Лурье.– М.: Химия, 1984. – 374 с.
12. Мазаев В.Т. Руководство по гигиене питьевой воды и питьевого водоснабжения /В.Т. Мазаев, А.П. Ильницкий, Т.Г. Шлепнина. – М.: «Медицинское информационное агентство», 2008.–320 с.
13. Методы исследования качества воды водоемов. – М.: Медицина, 1990. – 400с.

14. Опекунов. А.Ю. Экологическое нормирование и оценка воздействия на окружающую среду / А.Ю. Опекунов. – СПб.: Изд-во С.-Петерб. ун-та, 2006. – 261 с.
15. Перечень рыбохозяйственных нормативов: предельно допустимых концентраций (ПДК) и ориентировочно безопасных уровней воздействия (ОБУВ) вредных веществ для воды водных объектов, имеющих рыбохозяйственное значение – М.: Изд-во ВНИРО, 1999. – 304 с.
16. ПНД Ф 14.1:2.112-97. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений массовой концентрации фосфат-ионов в пробах природных и очищенных сточных вод фотометрическим методом восстановлением аскорбиновой кислотой. – СПС «Консультант Плюс».
17. СанПиН 2.1.5.980-00. 2.1.5. Водоотведение населенных мест, санитарная охрана водных объектов. Гигиенические требования к охране поверхностных вод. – СПС «Консультант Плюс».
18. СанПиН 2.1.4.1074-01. Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. – СПС «Консультант Плюс».
19. СанПиН 2.1.4.1175-02. 2.1.4. Питьевая вода и водоснабжение населенных мест. Гигиенические требования к качеству воды нецентрализованного водоснабжения. Санитарная охрана источников. – СПС «Консультант Плюс».
20. Унифицированные методы анализа вод /Под ред. Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1973. – 376 с.
21. Фрумин Г.Т. Экологическая химия и экологическая токсикология / Г.Т. Фрумин. – СПб.: изд-во РГГМУ, 2002. – 204 с.
22. Чибисова Н.В. Практикум по экологической химии / Н.В. Чибисова. Калининград: Калининградский университет, 1999. – 94 с.
23. Экология / Л.И. Цветкова [и др.]; под ред. Л.И. Цветковой. – М.: Изд-во АСТ, С-Пб., Химиздат, 2002. – 552 с.



**Приложение 1**  
**Общие требования к составу и свойствам воды водных объектов**

Показатели	Воды хозяйственно-питьевые	Воды культурно-бытовые	Воды, используемые для рыбохозяйственных целей	
			Высшая и I категории	II категории
Взвешенные вещества	По сравнению с природными условиями содержание взвешенных веществ не должно увеличиваться в контрольном створе при сбросе сточных вод больше чем на			
	0,25 мг/дм <sup>3</sup>	0,75 мг/дм <sup>3</sup>	0,25 мг/дм <sup>3</sup>	0,75 мг/дм <sup>3</sup>
Плавающие примеси	На поверхности воды не должно быть пленок нефтепродуктов, масел и скоплений других примесей			
Запахи и вкусы	Вода не должна приобретать запахи интенсивностью более 1 балла		Вода не должна приобретать окраски и посторонних запахов и привкусов и сообщать их рыбе	
Окраска	Не должна обнаруживаться в столбике воды			
	20 см	10 см		
Водородный показатель pH	Не должен выходить за пределы 6,5–8,5			
Растворенный кислород	Не менее 4 мг/дм <sup>3</sup> в любой период года в пробе, отобранной до 12 ч дня		В летний период не менее 6 мг/дм <sup>3</sup> , в зимний (подледный) не должен быть ниже	
			6 мг/дм <sup>3</sup>	4 мг/дм <sup>3</sup>
Биохимическое потребление кислорода (БПК <sub>полн</sub> )	При 20 <sup>0</sup> С не должно превышать		При 20 <sup>0</sup> С не должно превышать 3 мг/дм <sup>3</sup> .	
	3 мг/дм <sup>3</sup>	6 мг/дм <sup>3</sup>		
Химическое потребление кислорода (ХПК) (дихроматная окисляемость)	Не должно превышать		—	
	15 мг/дм <sup>3</sup>	30 мг/дм <sup>3</sup>		

**Приложение 2**  
**Предельно допустимые концентрации некоторых вредных веществ в водных объектах рыбохозяйственного назначения, мг/дм<sup>3</sup>**

Наименование ингредиента	Класс опасности	ЛПВ	ПДК
Алюминий	4	Токсикол.*	0,04
Анилин	2	Токсикол.	0,0001
Аммиак	4	Токсикол.	0,05
Бензол	4	Токсикол.	0,5
Бериллий	2	Токсикол.	0,0003
Вольфрам	3	Токсикол.	0,0008
ДДТ	1	Токсикол.	Не допускается
Железо	4	Токсикол.	0,1
Кадмий	2	Токсикол.	0,005
Кобальт	3	Токсикол.	0,01
Марганец	4	Сан.-токс. **	0,01
Медь	3	Токсикол.	0,001
Молибден	2	Токсикол.	0,0012
Мышьяк	3	Токсикол.	0,05
Нефтепродукты	3	Токсикол.	0,05
Нитраты	–	Сан.-токсикол.	40
Нитриты	–	Токсикол.	0,08
Нефть	3	Рыбохозяйст. ***	0,05
Никель	3	Токсикол.	0,01
Ртуть	1	Токсикол.	Не допускается
Свинец	2	Токсикол.	0,006
Стронций	3	Токсикол.	10
Титан	4	Токсикол.	0,06
Фенол	3	Рыбохозяйст.	0,001
Формальдегид	4	Токсикол..	0,25
Фосфаты	4э	Общесанитарный	0,05 <sub>1</sub> **** ; 0,15 <sub>2</sub> ; 0,2 <sub>3</sub> )
Фтор	3	Токсикол.	0,05
Хлориды	4э	Сан.-токсикол.	300
Хлороформ	1	Токсикол.	0,005
Хром (+6)	3	Токсикол.	0,02
Цинк	3	Токсикол.	0,01

\*Токсикол.- токсикологический;

\*\*Сан.- токсикол.- санитарно-токсикологический;

\*\*\* Рыбохозяйст.- рыбохозяйственный;

\*\*\*\* 1)–олиготрофный водоем; 2)–мезотрофный водоем; 3)–эвтрофный водоем.

**Приложение 3**  
**Гигиенические нормативы содержания вредных веществ**  
**в питьевой воде централизованного водоснабжения**

Показатели	Единицы измерения	ПДК	ЛПВ	Класс опасности
<b>Обобщенные показатели</b>				
Водородный показатель	единицы рН	в пределах 6-9		
Общая минерализация	мг/дм <sup>3</sup>	1000 (1500) <sub>2)</sub>		
Жесткость общая	ммоль-экв/ дм <sup>3</sup>	7,0 (10) <sub>2)</sub>		
Окисляемость перманганатная	мг/ дм <sup>3</sup>	5,0		
Нефтепродукты, суммарно	мг/ дм <sup>3</sup>	0,1		
Анионоактивные ПАВ	мг/ дм <sup>3</sup>	0,5		
Фенольный индекс	мг/ дм <sup>3</sup>	0,25		
<b>Неорганические и органические вещества</b>				
Алюминий (Al <sup>3+</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	0,5	с.-т.*	2
Барий (Ba <sup>2+</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	0,1	с.-т.	2
Бериллий (Be <sup>2+</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	0,0002	с.-т.	1
Железо (Fe, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,3 (1,0) <sub>2)</sub> *	орг.**	3
Кадмий (Cd, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,001	с.-т.	2
Марганец (Mn, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,1 (0,5) <sub>2)</sub>	орг.	3
Медь (Cu, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	1,0	орг.	3
Мышьяк (As, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,05	с.-т.	2
Никель (Ni, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,1	с.-т.	3
Нитраты (по NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	45	орг.	3
Ртуть (Hg, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,0005	с.-т.	1
Свинец (Pb, суммарно)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,03	с.-т.	2
Стронций (Sr <sup>2+</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	7,0	с.-т.	2
Сульфаты (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	500	орг.	4
Фториды (F <sup>-</sup> ) для климатических районов 1 и 2	мг/ дм <sup>3</sup>	1,5	с.-т.	2
Хлориды (Cl <sup>-</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	350	орг.	4
Хром (Cr <sup>6+</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	0,05	с.-т.	3
Цианиды (CN <sup>-</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	0,035	с.-т.	2
Цинк (Zn <sup>2+</sup> )	мг/ дм <sup>3</sup>	5,0	орг.	3
γ-ГХЦГ (линдан)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,002 <sub>3)</sub>	с.-т.	1
ДДТ (сумма изомеров)	мг/ дм <sup>3</sup>	0,002 <sub>3)</sub>	с.-т.	2
2,4-Д	мг/ дм <sup>3</sup>	0,03 <sub>3)</sub>	с.-т.	2

\* «с.-т.» - санитарно-токсикологический, \*\*«орг.» – органолептический

Примечание: 2) Может быть установлена по постановлению главного государственного врача по соответствующей территории на основании сан-эпидобстановки

3) Норматив принят в соответствии с рекомендациями ВОЗ

#### Приложение 4

### ПДК вредных химических веществ, поступающих и образующихся в воде в процессе ее обработки в системе водоснабжения

Показатели	ПДК, мг/дм <sup>3</sup>	ЛПВ*	Класс опасности
Хлор остаточный свободный *	0,3-0,5	Органолептический	3
Хлор остаточный связанный*	0,8-1,2	Органолептический	3
Хлороформ (при хлорировании воды)	0,2	Санитарно-токсикологический	2
Озон остаточный	0,3	Органолептический	
Формальдегид (при озонировании воды)	0,05	Санитарно-токсикологический	2
Полиакриламид	2,0	Санитарно-токсикологический.	2
Активированная кремниевая кислота (по Si)	10	Санитарно-токсикологический	2
Полифосфаты (по PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> )	3,5	Органолептический	3
Остаточные количества алюминийсодержащих коагулянтов (по алюминию)	0,5	Санитарно-токсикологический	2
Остаточные количества железосодержащих коагулянтов (по железу суммарному)	0,3 (1,0)**	Органолептический	3

\*При обеззараживании воды свободным хлором время его контакта с водой должно составлять не менее 30 минут, связанным хлором – не менее 60 минут.

Контроль за содержанием остаточного хлора производится перед подачей воды в распределительную сеть.

При одновременном присутствии в воде свободного и связанного хлора их общая концентрация не должна превышать 1,2 мг/дм<sup>3</sup>.

В отдельных случаях по согласованию с центром госсанэпиднадзора может быть допущена повышенная концентрация хлора в питьевой воде.

\*\* Норматив принят в соответствии с рекомендациями ВОЗ

**Приложение 5**  
**Требования к качественному составу сточных вод,**  
**используемых для орошения различных почв**

Агромелиоративный показатель, единицы измерения	Почвы					
	дерново-подзолистые	дерново-подзолистые глеевые	торфяно-глеевые (осушенные)	серые лесные	черноземы	сильно засоленные и солонцы
Сухой остаток, г/дм <sup>3</sup>	< 4,5	< 4,0	< 3,5	< 3,5	< 2,5	< 0,6
Минеральные вещества, г/дм <sup>3</sup>	< 3,0	< 2,5	< 2,0	< 2,5	< 1,5	< 0,3
Реакция среды (рН)	6,0 - 8,5	5,5 - 8,5	5 - 7,5	5,5 - 8,5	5,5 - 7,5	5,0 - 7,0
Натрий, мг/дм <sup>3</sup>	< 500	< 400	< 400	< 450	< 300	< 50
Кальций, мг/дм <sup>3</sup>	< 750	< 700	< 600	< 650	< 500	< 200
Калий, мг/дм <sup>3</sup>	< 150	< 150	< 150	< 125	< 100	< 100
Хлориды, мг/дм <sup>3</sup>	< 500	< 450	< 400	< 400	< 350	< 150
Сульфаты, мг/дм <sup>3</sup>	< 550	< 500	< 450	< 500	< 400	< 150
Общая щелочность, мг/дм <sup>3</sup>	< 1750	< 1700	< 1600	< 1650	< 1300	< 500
Азот общий, мг/дм <sup>3</sup>	< 250	< 200	< 200	< 200	< 150	< 150
Азот аммонийный, мг/дм <sup>3</sup>	< 150	< 150	< 100	< 150	< 100	< 100
Фосфор (Р <sub>2</sub> О <sub>5</sub> ), мг/дм <sup>3</sup>	< 100	< 100	< 75	< 75	< 75	< 75
Дихроматная окисляемость, мг О <sub>2</sub> /дм <sup>3</sup>	< 2000	< 1750	< 1500	< 1800	< 1500	< 1100
БПК, мг О <sub>2</sub> /дм <sup>3</sup>	< 1600	< 1250	< 1200	< 1300	< 1250	< 550
Специфические вещества органического происхождения, мг/дм <sup>3</sup>	< 250	< 200	< 100	< 200	< 300	< 150
Взвешенный остаток, мг/дм <sup>3</sup>	< 3000	< 3000	< 3000	< 3000	< 3000	< 3000
Соотношение Na:Ca, ммоль·экв/дм <sup>3</sup>	< 3:1	< 3:1	< 2,5:1	< 3:1	< 2:1	< 0,5

**Приложение 6**  
**ПДК минеральных примесей в воде, предназначенной для поения скота**

Видовые и возрастные группы животных	Сухой остаток, мг/дм <sup>3</sup>	Хлориды, мг/дм <sup>3</sup>	Сульфаты, мг/дм <sup>3</sup>	Общая жесткость, ммоль-экв./дм <sup>3</sup>
Крупный рогатый скот:	2400	600	800	18
взрослый	1800	400	600	14
молодняк				
Свиньи:	1200	400	600	14
взрослые	1000	350	500	12
молодняк				
Овцы:	5000	2000	2400	45
взрослые	3000	1500	1700	30
молодняк				
Лошади:	1000	400	500	15
взрослые	1000	350	500	12
молодняк				

### Приложение 7

#### Свойства воды и некоторые содержащиеся в ней компоненты: сроки их определения и возможность консервации

Компонент, свойство	Указания о консервации, сроки определения после отбора проб
1	2
Агрессивная углекислота	Нельзя консервировать. Проба с мрамором, отбор пробы в бутылку, содержащую карбонат кальция
Алюминий	Пробы отбирают в бутылки, промытые кислотой а) Определение проводят по возможности не позже чем через 2 ч. б) Прибавляют 5 см <sup>3</sup> HCl на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Аммиак и ионы аммония	а) Определение проводят сразу же б) Пробу хранят при 3 <sup>0</sup> – 4 <sup>0</sup> С в) Прибавляют 1 см <sup>3</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы г) Прибавляют 2 – 4 см <sup>3</sup> CHCl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Анионоактивные синтетические моющие вещества	Прибавляют 2 – 4 см <sup>3</sup> CHCl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы
БПК	Нельзя консервировать. Пробу хранят при 3 <sup>0</sup> – 4 <sup>0</sup> С, обрабатывают не позже чем через 24 ч.
Взвешенные вещества	Пробы не консервируют: определение следует проводить не позже чем через 1 сутки
Вкус	Пробы нельзя консервировать и отбирать в полиэтиленовые бутылки, определение надо проводить не позже чем через 2 ч

1	2
Гуминовые вещества	Пробы нельзя консервировать, их следует обрабатывать не позже чем через 3 суток
Железо	Общее содержание железа: прибавляют 25 см <sup>3</sup> HNO <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы. Различные формы железа: прибавляют 25 см <sup>3</sup> раствора ацетата натрия (68 г CH <sub>3</sub> COONa · 3H <sub>2</sub> O в 500 см <sup>3</sup> H <sub>2</sub> O) и 25 см <sup>3</sup> раствора уксусной кислоты [166,7 мл ледяной CH <sub>3</sub> COOH в 500 см <sup>3</sup> H <sub>2</sub> O] на 1 дм <sup>3</sup> пробы При взятии пробы следует избегать соприкосновения воды с воздухом
Жесткость	Пробы не консервируют
Запах	Пробы нельзя консервировать: определение проводят не позже чем через 2 ч, в крайнем случае не позже конца дня отбора, некоторые запахи следует устанавливать на месте
Кадмий	Пробы собирают в чистые стеклянные или полиэтиленовые бутылки и прибавляют 5 см <sup>3</sup> концентрированной азотной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Кислород	Пробы нельзя консервировать: их собирают в «кислородные склянки, при этом лучше использовать специальную насадку. К пробе сразу прибавляют соответствующие реактивы
Кислотность	а) Определение проводят сразу на месте б) Отбор пробы проводят с помощью насадки, сосуд заполняют водой доверху, чтобы не осталось пузырьков воздуха; при транспортировке предохраняют пробу от нагревания и определение проводят не позже чем через 1 сутки



1	2
Марганец	Пробы обычно не консервируют а) Определение проводят сразу после взятия пробы б) Прибавляют 5 см <sup>3</sup> концентрированной азотной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Медь	а) Прибавляют 5 см <sup>3</sup> концентрированной азотной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы б) Прибавляют 5–10 см <sup>3</sup> соляной кислоты (1:1) на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Мутность	а) Определение проводят в тот же день или сохраняют пробу в темном месте и проводят определение не позже чем через 1 сутки б) Прибавляют 2–4 см <sup>3</sup> СНСl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы, перед анализом взбалтывают
Никель	а) Пробы не консервируют б) Прибавляют 5 см <sup>3</sup> концентрированной азотной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы, нельзя консервировать при наличии цианидов
Нитраты	а) Определение проводят в день взятия пробы б) Прибавляют 1 см <sup>3</sup> концентрированной серной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы в) Пробу хранят при 3°–4°С г) Прибавляют 2–4 см <sup>3</sup> СНСl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Нитриты	а) Определение проводят сразу после отбора пробы б) Прибавляют 1 см <sup>3</sup> концентрированной серной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы в) Пробу хранят при 3°–4°С г) Прибавляют 2–4 см <sup>3</sup> СНСl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы

1	2
Окисляемость перманганатная	а) Прибавляют 2 см <sup>3</sup> серной кислоты (1:2) на 100 см <sup>3</sup> пробы, при определении надо учитывать количество прибавленной кислоты б) Пробу хранят при 3° – 4°С и определение проводят не позже чем через 1 сутки
Окисляемость дихроматная (ХПК)	а) Прибавляют 1 см <sup>3</sup> концентрированной серной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы б) Пробу хранят при 3° – 4°С и определение проводят не позже чем через 1 сутки
Свинец	а) Прибавляют 3 см <sup>3</sup> концентрированной азотной кислоты на 1 дм <sup>3</sup> пробы б) Прибавляют 2 см <sup>3</sup> СН <sub>3</sub> СООН (в пересчете на 100%-ную) на 1 дм <sup>3</sup> пробы
Сульфаты	Пробы обычно не консервируют а) Прибавляют 2–4 см <sup>3</sup> СНСl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы б) Пробу хранят при 3° – 4°С
Температура	Измерения проводят сразу
Удельная электропроводность	Измерение проводят сразу
Фосфаты	а) Определение проводят как можно раньше после отбора б) Прибавляют 2–4 см <sup>3</sup> СНСl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы и определение проводят в то же день
Фториды	Пробы отбирают в полиэтиленовые бутылки
Хлориды	Пробы обычно не консервируют
Цветность	Учитывая возможность биохимических процессов, сразу после отбора вводят по 2 см <sup>3</sup> СНСl <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> пробы