



ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ ПРИРОДНЫХ ОБЪЕКТОВ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ

Часть 2

ФГБОУ ВО «ТУВИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ ПРИРОДНЫХ ОБЪЕКТОВ
ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ**

учебно-методическое пособие

КЫЗЫЛ – 2023.

УДК 504.75(075)
ББК 20.1
Х 46

Печатается по решению учебно-методического совета
ФГБОУ ВО «Тувинский государственный университет»

Рецензенты:

Кендиван Ольга Даваа-Сереновна, к.х.н., доцент кафедры химии ТувГУ
Куликова Марина Петровна, к.х.н., с.н.с. ТувИКОПР СО РАН

Химический анализ природных объектов окружающей среды. Часть 2 : учебно-методическое пособие для бакалавров по направлениям подготовки 04.03.01 Химия, 44.03.05 Педагогическое образование / составители : Е. С. Кашкак, У. С. Ооржак, А. Б. Лопсан-Ендан. — Кызыл : Издательство ТувГУ, 2023. — 118 с. — Текст : непосредственный.

В учебно-методическом пособии рассмотрены показатели качества объектов окружающей среды, способы отбора и подготовки проб к аналитическому определению химического состава и органических и неорганических загрязнителей. Учебно-методическое пособие по химическому анализу природных объектов окружающей среды разработано согласно требованиям ФГОС для магистров и бакалавров химического и педагогического направления подготовки, также подходит студентам нехимических направлений и специальностей, изучающим аналитическую химию.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	5
Глава 1. Атмосфера. Состав атмосферного воздуха	7
1.1. Состав, строение и функции атмосферы	7
1.2. Загрязнение атмосферы	8
1.3. Подготовка пробы загрязненного воздуха к анализу	12
1.4. Химический анализ атмосферного воздуха	15
1.5. Лабораторная работа 1. Определение содержания углекислого газа в воздухе ...	15
1.6. Лабораторная работа 2. Определение содержания аммиака в воздухе	17
Глава 2. Природные воды и их химический состав	25
2.1. Состав гидросферы	25
2.2. Природные воды. Классификация природных вод	26
2.3. Подземные воды и их классификация	29
2.4. Минеральные источники и их ионный состав	30
2.5. Классификация минеральных вод	33
2.6. Нормирование качества воды для разных типов водопользования	36
2.7. Санитарно-гигиеническая оценка качества питьевой воды и методы очистки	40
2.8. Загрязнение гидросферы	47
Глава 3. Отбор, консервация, транспортировка и хранение проб	49
Глава 4. Органолептические и физические методы исследования воды	54
4.1. Лабораторная работа №3. Определение температуры, запаха и вкуса воды	54
4.2. Лабораторная работа №4. Определение pH воды	58
4.3. Лабораторная работа №5. Определение цветности воды	60
4.4. Лабораторная работа №6. Определение мутности воды	61
Глава 5. Химические показатели качества вод	63
5.1. Минерализация вод	64
5.2. Лабораторная работа №7. Определение минерализации воды	64
5.3. Лабораторная работа №8. Определение сухого остатка воды	64
5.4. Газовый состав вод	65
5.5. Лабораторная работа № 9. Определение растворенного кислорода	67
5.6. Лабораторная работа № 10. Определение активного хлора	68
5.7. Лабораторная работа №11. Определение двуокиси углерода	70
5.8. Окисляемость и биохимическое потребление кислорода	70
5.9. Лабораторная работа №12. Определение перманганатной окисляемости	71
5.10. Лабораторная работа № 13. Биохимическое потребление кислорода	72
5.11. Кислотность и щелочность воды	73
5.12. Лабораторная работа №14. Определение общей кислотности воды	75
5.13. Лабораторная работа №15. Определение щелочности воды	76
5.14. Жесткость воды	79
5.15. Лабораторная работа №16. Определение общей жесткости воды	79
5.16. Лабораторная работа №17. Определение ионов кальция и магния	82
5.17. Ионный состав воды	83
5.18. Лабораторная работа №18. Определение ионов аммония	83
5.19. Лабораторная работа №19. Определение натрия и калия	84
5.20. Лабораторная работа №20. Определение общего железа	85
5.21. Лабораторная работа №21. Определение гидрокарбонат-ионов	86
5.22. Лабораторная работа №22. Определение сульфат-ионов	87
5.23. Лабораторная работа №23. Определение хлорид-ионов	88
5.24. Лабораторная работа №24. Определение нитрат-ионов	89
5.25. Лабораторная работа №25. Определение нитрит-ионов	91

5.26.	Лабораторная работа №26. Определение фторид-ионов	92
5.27.	Лабораторная работа №27. Определение кремнекислоты	93
5.28.	Лабораторная работа №28. Определение металлов	95
Глава 6. Почва. Химический анализ почвы		97
6.1.	Состав и структура почв	97
6.2.	Поглотительная способность почв	100
6.3.	Экологические стрессы литосферы	101
6.4.	Лабораторная работа №29. Определение общей кислотности	107
6.5.	Лабораторная работа №30. Определение хлорид-ионов	108
Список литературы.....		110
Приложения		114

ВВЕДЕНИЕ

Система мониторинга используется для выявления и контроля различных параметров, таких как уровень загрязнения, концентрация определенных веществ, изменение характеристик природных объектов и т.д. Полученная информация позволяет оценить экологическое состояние под контролем объектов и принимать меры для его улучшения.

Методы мониторинга могут быть как автоматизированными, так и ручными. Автоматизированные методы используют специальное оборудование для сбора данных и передачи их на компьютеризированную систему. Ручные методы предполагают вручную брать пробы и измерять характеристики природных объектов с помощью переносных приборов и оборудования.

Важным этапом системы мониторинга является выбор показателей, которые будут контролироваться. В зависимости от конкретных условий природной среды и задач, стоящих перед инженерами-экологами, могут выбираться различные показатели. Например, для мониторинга качества воды водоемов могут использоваться такие показатели, как уровень окисляемости, концентрация аммония, содержание железа и других веществ.

Чтобы система мониторинга была эффективной, необходимо иметь доступ к достоверным и точным данным, которые можно использовать для принятия решений. Поэтому важно правильно выбирать методы и показатели мониторинга, а также обеспечивать регулярное обновление и анализ полученных данных.

Для предотвращения заболеваний населения, вызванных изменением окружающей среды, на постоянной основе проводится мониторинг качества воздуха, воды и почвы. Эти составляющие должны соответствовать санитарно-эпидемиологическим требованиям, установленным законодательством РФ, а также руководящими и нормативными документами Правительства РФ. С использованием современных методов отбора проб качество проводимых исследований обеспечивает более точную и всестороннюю оценку санитарного состояния исследуемого объекта.

В учебно-методическом пособии «Химический анализ природных объектов окружающей среды», которое состоит из двух частей, приведены основные химические и физико-химические методы анализа объектов окружающей среды.

Первая часть пособия содержит краткие сведения о химическом составе, основных свойствах биологически активных веществ растительного сырья, а также наиболее приемлемые методики анализа в области растительного сырья.

Во второй части пособия рассмотрены состав, строение и функции атмосферного воздуха и природных вод. Основное внимание уделено описанию способов и правил пробоотбора и пробоподготовки воздуха и природных вод, а также изучению физических и химических показателей воздуха и природных вод на примере конкретных методик выполнения измерений.

Учебно-методическое пособие предназначено для использования при выполнении лабораторного практикума по дисциплине «Химический анализ объектов окружающей среды» и проведении научно-исследовательского эксперимента курсовых и выпускных квалификационных работ студентами направлений подготовки 04.03.01 Химия, 04.04.01 Химия и 44.05.03 Педагогическое образование, а также рекомендовано школьникам, аспирантам и научным сотрудникам, занимающимся исследованием природных объектов окружающей среды.

Она входит в структуру дисциплин «Химия окружающей среды и экологическая безопасность», «Химия природных соединений», «Химическая экология», «Аналитический контроль и мониторинг окружающей среды», направленных на формирование у студентов экологического мышления, развитие и закрепление у студентов умения грамотно планировать химический эксперимент по анализу объектов окружающей среды.

По завершению курса студенты должны освоить следующие общепрофессиональные и профессиональные компетенции:

- способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений;

- осуществлять проведение работ по обработке и анализу научно-технической информации и результатов исследований.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

- знать химические и физико-химические методы анализа, принципы работы научного оборудования.

- уметь выбирать оптимальные схемы анализа объектов окружающей среды с учетом возможностей и оснащения химической лаборатории.

- уметь грамотно комментировать получаемые в лаборатории результаты с учетом метрологических характеристик используемых методик выполнения измерений, значений предельно-допустимых концентраций соединений в конкретном объекте и т.д.

- владеть навыками проведения химического эксперимента.

ГЛАВА 1. АТМОСФЕРА. СОСТАВ АТМОСФЕРНОГО ВОЗДУХА

1.1. Состав, строение и функции атмосферы

Атмосфера (от греч. «ἀτμός» – пар и «σφαῖρα» – шар) – это воздушная оболочка Земли, на строение и состав которой влияют Космос (как экзогенный фактор) и ландшафты Земли (как эндогенная сила).

Красивое голубое небо и розовые закаты — прямое следствие существования атмосферы. Солнечный свет, рассеянный молекулами газа вокруг нашей планеты, отвечает за голубой цвет неба. Когда мы смотрим на бессолнечное небо, видимый нами свет, в основном представляет собой рассеянный свет. С другой стороны, твердые частицы также рассеивают свет, но в красной части видимого спектра, и поэтому мелкие частицы пыли в воздухе создают эффектный розово-красный цвет.

Атмосфера содержит воздух, который мы вдыхаем, удерживает солнечное тепло и не дает ему снова уйти в космос, защищает жизнь от разрушительного излучения солнца, выполняет важную функцию в круговороте воды на Земле, помогает поддерживать умеренную атмосферу на Земле. Нет предела между атмосферой и космосом. Атмосфера становится менее плотной и плотной, пока не «смешается» с космическим пространством.

Воздух можно определить, как газовую смесь, которая обеспечивает жизнь на Земле благодаря присутствию кислорода. Его основной состав оставался удивительно стабильным на протяжении веков, и его основными составляющими являются азот (78,1%), диоксид углерода (20,9 %) и аргон (0,9%) (рис.1).

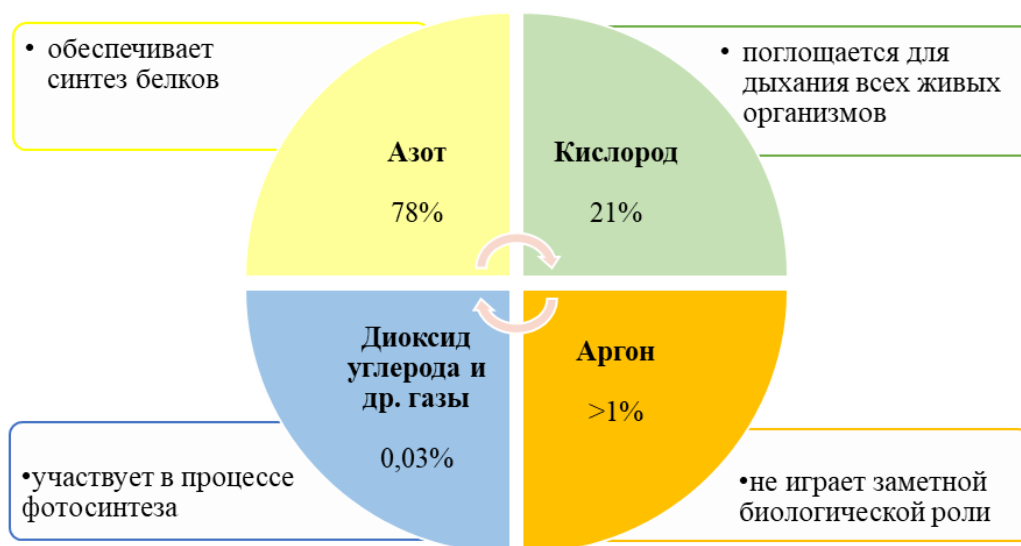


Рис. 1. Состав атмосферного воздуха

Воздух – это термин, который мы используем для определения более сложной структуры, известной как атмосфера, то есть относительно тонкого слоя жидкости низкой плотности высотой в несколько сотен километров, окружающей нашу планету. В масштабе кубических метров воздух можно рассматривать как однородную смесь постоянного состава, но в более широком масштабе атмосферу нельзя считать однородной. Это сложный вопрос, но практически вся его масса (т.е., по оценкам, среднегодовое значение $5,13 \cdot 10^{21}$ г) находится в пределах 100 километров.

Основные экологические функции атмосферы:

- Дыхательная функция – служит источником кислородного дыхания, воспринимает газообразные продукты обмена веществ, оказывает влияние на теплообмен и другие функции живых организмов.
- Тепло- и влагорегулирующая функция – регулирует климат Земли, предохраняя ее от чрезмерного охлаждения и нагревания, участвует в формировании климата.

- Защитная функция – газовая оболочка защищает Землю от губительного ультрафиолетового, рентгеновского, космического излучения и метеоритов;
- Физическая функция – наличие воздуха обеспечивает распространение света и звука. Наличие воздушной оболочки придает небу голубой цвет.
- Биогеохимическая функция – атмосфера участвует в обмене и круговороте веществ на Земле, в том числе в формировании живого вещества биосферы благодаря наличию жизненно важных компонентов (O_2 , CO_2 , N_2 , H_2O).

1.2. Загрязнение атмосферы

Атмосфера содержит большой "зоопарк" различных химических соединений, так называемых следовых газов в очень низких концентрациях. Эти соединения влияют на динамику атмосферы, например, озон в стратосфере нагревается из-за поглощения излучения. Часто эти соединения интересны сами по себе, поскольку они влияют на здоровье людей или урожайность, например, озон у поверхности земли, где он вреден для дыхательной системы или снижает урожайность. Прогнозирование концентраций следовых газов все еще представляет собой большую проблему по нескольким причинам:

1. Во многих случаях фактические выбросы следовых газов и их прекурсоров не известны с высокой точностью. Существуют исключения, например, выбросы ^{85}Kr , которые происходят от заводов по переработке ядерного топлива, но во многих случаях оценки очень сложны.
2. Атмосферные процессы, такие как пути реакций, известны не во всех случаях.
3. Различные временные масштабы и ограниченное пространственное разрешение приводят к проблемам.

Загрязняющие вещества атмосферы. Материал в окружающей среде, который может оказывать вредное воздействие на людей и экосистему, является загрязнителем воздуха. Вещество может быть прочными кристаллами, каплями жидкости или газами. Загрязнитель может быть природного или техногенного происхождения. Загрязнители классифицируются как вторичные или первичные. Некоторые из загрязняющих веществ являются:

- *Двуокись углерода* ведущий загрязнитель и наихудший «загрязнитель климата» из-за его функции в качестве парникового газа. Углекислый газ является естественным компонентом окружающей среды, жизненно важным для жизни растений, который выделяется людьми. Увеличение содержания углекислого газа в атмосфере Земли ускоряется.

- *Диоксид серы* образуется в многочисленных производственных процессах и в результате извержения вулканов. Уголь и нефть также производят соединения серы, а при их сжигании образуется диоксид серы. В присутствии катализатора, такого как диоксид азота, дальнейшее окисление диоксида серы обычно приводит к образованию серной кислоты, которая вызывает кислотные дожди.

- *Оксид углерода* – ядовитый, бесцветный газ без запаха. Это газ, сжигающий топливо, такой как природный газ, уголь или древесина. Количество окиси углерода, которое выбрасывается в нашу атмосферу, соответствует выбросам автотранспорта. Это вызывает образование в воздухе смога, который приводит ко многим заболеваниям легких, а также к нарушениям природной среды и животных.

- *Твердые частицы* – это крошечные твердые или жидкие частицы, которые попадают в ловушку в газе. Для сравнения, аэрозоль относится к частицам и газу вместе. Происходящие из вулканов, пыльных бурь, лесных и луговых пожаров, живых деревьев и морских брызг, некоторые частицы существуют естественным образом. Значительные объемы аэрозолей являются результатом деятельности человека, такой как сжигание ископаемого топлива в автомобилях, электростанциях и других производственных процессах. Антропогенные аэрозоли, усредненные по всему миру, на самом деле составляют около 10 процентов нашей атмосферы, созданные человеческой деятельностью.

По источникам загрязнения выделяют природные и искусственные загрязнения (рис.2).

Вещества органического и неорганического происхождения могут поступать в атмосферу в виде газов и аэрозолей.

В дополнение к газообразным частицам в атмосфере также присутствуют твердые и жидкие частицы. Они известны как аэрозоли, и их размеры варьируются от микрометров до миллиметров.



Рис.2. Классификация загрязнения атмосферы

Атмосферный аэрозоль – это гетерогенная система, состоящая из твердых или жидких частиц, диспергированных в газе. Морская соль, пыль и вулканические выбросы являются естественными источниками аэрозолей. Аэрозоли изменяют радиационный процесс Земли и, таким образом, влияют на ее температуру и климат. Очень важным компонентом аэрозолей является сажа, также к ним относится пыль, дым, туман, мгла и смог.

Пыль – это система, состоящая из твердых частиц, образующихся при дроблении, размоле, перегрузке сыпучих материалов, размеры которых могут варьироваться в широких пределах. Мелкие частицы могут потоком воздуха подниматься вверх и переноситься ветром на большие расстояния. В составе пыли преобладают различные оксиды: SiO_2 , Al_2O_3 , CaO , MgO , C , K_2O , Na_2O , PbO , ZnO , Fe_2O_3 , SeO_2 , As_2O_3 .

Дым – это дисперсная система, состоящая из твердых частиц размером меньше 1 мкм, образующихся в процессе горения угля, нефти, древесины. Твердые частицы могут быть получены в результате горения, сублимации и дистилляции. Например, выбросы металлургических предприятий, содержащие оксиды цинка, свинца и железа с размерами частиц меньше 1 мкм.

Мгла – это смесь, состоящая из твердых частиц, паров и капель воды.

Туман – это дисперсная система, состоящая из капель жидкости (H_2O , H_2SO_3 , H_2SO_4 , углеводороды), образующихся при конденсации паров жидкости или при диспергировании жидкости в газе. При коалесценции могут быть получены крупные капли размером более 100

мкм, которые подвержены действию силы тяжести. Мелкие капли переохлаждаются до температуры -40°C . Туманы имеют как природное, так и промышленное происхождение. Например, в цехах формовки аккумуляторов, гальванических цехах образуются туманы из капель серной или хромовой кислот.

Смог (от англ. smoke «дым» и fog «туман») – это дисперсная система, представляющая собой совокупность дыма и тумана, которая может также содержать продукты фотохимических реакций. Размеры частиц не превышают 1 мкм [8].

Пыли, дымы, туманы и атмосферные осадки могут рассматриваться в качестве загрязнителей атмосферы. Загрязнителями атмосферы могут выступать природные и промышленные аэрозоли. При горении твердого топлива в атмосферу поступает до 50% несгоревшего топлива и образовавшаяся в процессе горения зола. Не исключено образование частиц канцерогенных веществ. При горении жидкого топлива (мазута) с дымовыми газами выбрасываются твердые продукты неполного сгорания топлива, соединения ванадия, солей натрия.

Очистка от аэрозольных загрязнений предусматривает применение:

- 1) методов, устраняющих причины их возникновения;
- 2) устранение факторов, способствующих стабилизации аэрозолей;
- 3) ускорения естественных процессов их разрушения (седиментации и коагуляции);
- 4) фильтрации аэрозолей через пористые фильтры, с использованием гидродинамических методов;
- 5) осаждения электрическим полем высокого напряжения;
- 6) использования звуковых волн частотой 2-10 кГц;
- 7) использование осадительных камер, циклонов и гидроциклонов;
- 8) введения в аэрозоль специальных реагентов [13].

1.3. Подготовка пробы загрязненного воздуха к анализу

Любое аналитическое определение включает четыре этапа, которые представлены на рисунке 3. Опробование включает в себя весь комплекс операций на этапах пробоотбора и пробоподготовки.



Рис. 3. Этапы аналитического определения

Воздух является неотъемлемой частью жизни и определяет существование всего живого на земле. При дыхании мы наполняем свои легкие воздухом, он окружает нас со всех сторон, все пространство занято им, он везде.

В процессе анализа воздуха, помимо выявления веществ, характерных как для транспортного комплекса (оксиды CO, CO₂, NO, NO₂, C_xH_y), так и для промышленной сферы

(сульфаты, сероводород, фтористый водород, хлор, хлористый водород, цианистый водород, ртуть, углеводороды бензиновой фракции, тяжелые металлы), определяется экологическое состояние объекта исследования, уровень его безопасности и экологического благополучия. Но экспертиза воздуха позволяет констатировать тот факт, что загрязненная атмосфера – это лишь часть той среды, в которой мы пребываем ежедневно. Воздушная среда закрытых помещений не менее опасна. Она формируется за счет загрязнителей, попадающих с воздушной массой из-за окна и выделяющихся от внутренних источников [18].

Анализ воздуха в квартире, доме, офисе подтверждает существование данного фактора загрязнения. Число токсичных веществ, присутствующих в воздушной среде жилых и общественных помещений, колеблется от 45 до 80. Среди них такие, как фенол и формальдегид, аммиак и стирол, толуол, ксилол, ртуть, табачный дым и многие другие. К основным внутренним источникам-загрязнителям относятся предметы интерьера, мебель, напольные и потолочные покрытия, строительные и отделочные материалы.

Экспертиза воздуха закрытого помещения (квартиры, офиса, дома) проводится с целью выявления повышенной концентрации вредных веществ, определения степени негативного влияния и выбора оптимально-соответствующей системы очистки. Свежий воздух, свободный от опасных веществ и патогенных микроорганизмов, делает наш организм здоровее и укрепляет иммунитет. Но, к сожалению, жизнь в мегаполисах и здоровая экология – понятия малосовместимые. Именно поэтому сегодня, как никогда, актуально такое исследование, как анализ воздуха на наличие вредных веществ [18].

При анализе воздуха подготовка пробы воздуха является самым важным и одновременно самым сложным процессом, который состоит из следующих стадий (рис.4).

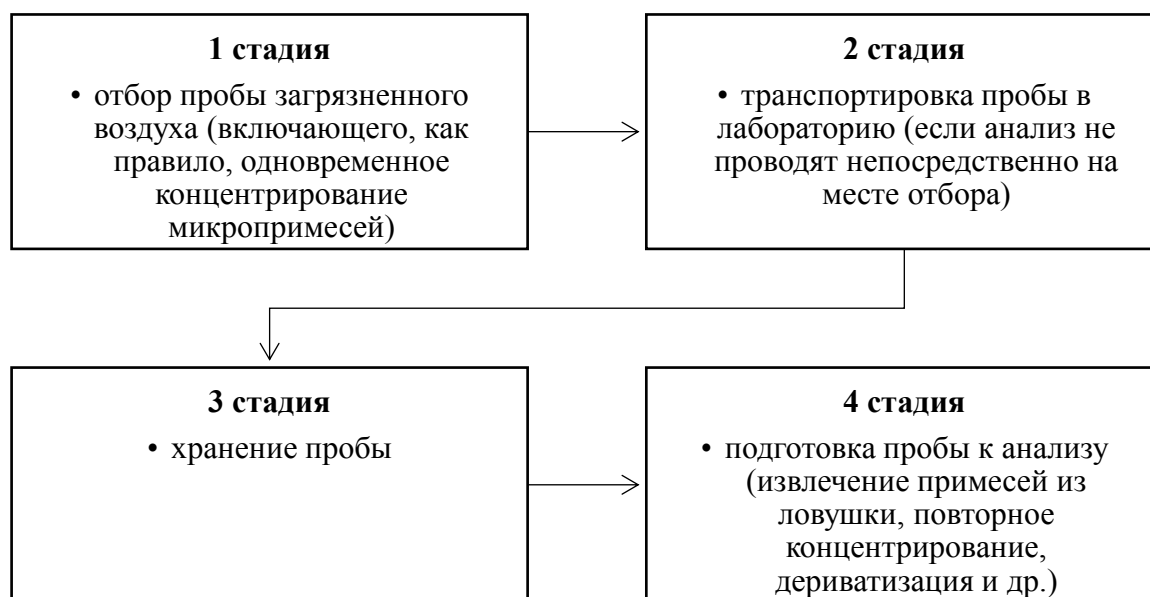


Рис. 4. Стадии подготовки проб воздуха

Отбор пробы является важнейшей стадией аналитического цикла. Результаты самого точного и тщательно выполненного анализа теряют смысл в случае неправильного отбора пробы и подготовки ее к анализу. Поэтому при разработке методов контроля этому этапу уделяют большое внимание.

Число используемых человечеством химических веществ превышает 120 тыс. (токсичность около 70 % неизвестна), тогда как номенклатура нормируемых показателей включает в себя лишь 1,3 тыс. наименований для питьевой воды, около 2 тыс. в воздухе населенных мест и около 3 тыс. в воздухе рабочей зоны [18].

В каждом нашем теле содержится около 500 потенциально опасных химических веществ, которые не существовали в начале 20-го века. Когда мы находимся в городской среде - в нашем окружении находится множество токсичных соединений различных классов, от газов и паров до твердых частиц и аэрозолей. Не существует универсального способа, чтобы

улавливать все эти вредные вещества, так как они отличаются по своим свойствам и находятся в разных агрегатных состояниях [18].

В таблице 1 представлена сравнительная характеристика различных методов, использующихся для улавливания токсичных химических соединений из воздуха.

Таблица 1

Характеристика методов пробоотбора

Метод отбора	Достоинства	Недостатки	Применение
Контейнеры	Простота	Сорбция микропримесей на стенках, химическое взаимодействие с материалом контейнера	Анализ газов и легколетучих веществ
Абсорбция	Широкий спектр анализируемых соединений	Разбавление пробы, увеличение погрешности определения в результате испарения растворителя	Анализ широкого спектра загрязнений (за исключением твердых частиц и аэрозолей)
Криогенное улавливание	Высокая эффективность извлечения газов и легких примесей	Конденсация влаги. Образование аэрозоля	Анализ газов и летучих органических соединений (ЛОС)
Адсорбция	Очень высокая степень извлечения примесей, получение представительной пробы	Трудность десорбции. Возможность артефактов (в случае термодесорбции)	Определение любых веществ, кроме твердых частиц и аэрозолей
Хемосорбция	Селективное улавливание примесей, повышение надежности идентификации целевых компонентов	Возможность протекания побочных реакций, трудности извлечения аналита из ловушки	Надежная идентификация приоритетных загрязнений
Пассивные дозиметры	Не требуют аспирационных устройств, миниатюрны, просты и удобны в работе	Ограниченный круг анализируемых соединений	Мониторинг загрязнений воздуха рабочей зоны
Фильтрование	Улавливание твердых частиц и аэрозолей	Не задерживаются газы и пары	Анализ аэрозолей и ЛОС, адсорбированных на твердых частицах
Сочетание фильтра и адсорбента	Представительная проба. Высокая степень извлечения	Трудности десорбции	Анализ сложных проб, содержащих ЛОС и твердые частицы

Выбор метода пробоотбора зависит от сложности состава и количества компонентов в загрязнении, а также от уровня их концентраций. Важно также учитывать природу объекта анализа, например, это может быть атмосфера, рабочее пространство, выбросы промышленных предприятий, и другие факторы, которые могут оказывать влияние на результаты анализа.

1.4. Химический анализ атмосферного воздуха

Лабораторная работа №1. Определение содержания углекислого газа в воздухе

(1). Определение содержания углекислого газа содовым методом

Цель работы: определение концентрации углекислого газа в атмосфере методом химического анализа.

Принцип метода заключается в растворении CO_2 в растворе карбоната натрия с использованием индикатора фенолфталеина. Для жизнедеятельности человека необходимо 589 мг/м^3 (0,03% от объема в 1 м^3 или 300 ppm) углекислого газа.

Школы, ВУЗы и другие учебные заведения относятся ко 2-ому классу помещений и оптимальной концентрацией углекислого газа будут считаться показатели, не превышающие 800–1000 ppm (0,08–0,1% об. или 1963 мг/м^3). При повышенной концентрации углекислого газа в помещении человек может ощущать усталость, замедление реакции, сонливость, головную боль, раздражительность и общую слабость в организме.

Реактивы:

- 0,005%-й раствор карбоната натрия;
- 1% раствора фенолфталеина.

Выполнение работы

- В емкость налить 5 мл 0,005% раствор карбоната натрия и 1 каплю 1% раствора фенолфталеина.
- Набрать в шприц на 20 мл воздух исследуемой площади.
- Под давлением ввести его через иглу в емкость с раствором.
- Тщательно встряхнуть в течение 1 мин.
- Необходимо пропускать воздух до обесцвечивания цвета раствора.
- Записать количество нажатий и объем воздуха в шприце.
- Необходимо определить объем воздуха, расходуемого на изменение цвета раствора, зная количество необходимых нажатий и заполненный объем шприца воздухом.

Расчет содержания CO_2 (в мг/м^3) производится по следующей формуле:

$$C(\text{CO}_2) = \frac{m(X)}{V_o(\text{воздуха})},$$

где m – масса CO_2 , соответствующая 5 мл 0,005%-го раствора соды, мг ($m = 0,104 \text{ мг}$);

V_o – объем анализируемого воздуха, приведенный к н.у., л.

При н.у. $T_o = 0^\circ\text{C}$, $P_o = 101325 \text{ Па} = 101,325 \text{ кПа}$.

Объем анализируемого воздуха, приведенный к н.у., рассчитываем по следующей формуле:

$$V_o(\text{воздуха}) = \frac{V \cdot P \cdot T_o}{(T_o + t) \cdot P_o},$$

где P – атмосферное давление при отборе пробы, Па;

t – температура воздуха в месте отбора пробы, $^\circ\text{C}$;

V – объем пробы воздуха при температуре t , л.

Объясните изменение цвета поглотительного раствора при пропускании воздуха, напишите уравнение реакции. Сравните полученный результат с литературными данными. Сделайте выводы.

(2). Определение содержания углекислого газа аммиачным методом

Цель работы: определение концентрации углекислого газа в атмосфере аммиачным методом.

Принцип метода основан на нейтрализации углекислого газа слабым раствором аммиака в присутствии индикатора фенолфталеина.

В дальнейшем проводится сравнение количества CO_2 в исследуемом воздухе и в открытой атмосфере. Обычно в городе содержание углекислого газа составляет около 0,04%, а в сельской местности - 0,03%.

Реактивы:

1. 25% раствор аммиака;
2. аммиачный раствор: 0,04 мл 25% раствора аммиака и 1-2 капли 1% раствора фенолфталеина доводят до 500 мл дистиллированной водой;
3. 1% раствора фенолфталеина.

Выполнение работы

- 1) В емкости налить по 10 мл аммиачного раствора.
- 2) Набрать в медицинские шприцы на 20 мл воздух открытой атмосферы и воздух исследуемой площади.
- 3) Под давлением ввести воздух через иглу в емкости с поглощаемыми растворами.
- 4) Тщательно встряхнуть растворы в течение 1 мин.
- 5) Необходимо пропускать воздух до обесцвечивания цвета раствора.
- 6) Записать количество нажатий и объем воздуха в шприцах.
- 7) Необходимо определить объем воздуха, расходуемого на изменение цвета раствора, зная количество необходимых нажатий и заполненный объем шприца воздухом.

!!! Как правило, во втором случае для нейтрализации аммиачного раствора требуется меньшее число шприцев воздуха.

Расчет содержания CO_2 (в %) производится по следующей формуле:

$$X = \frac{0,04 \cdot V}{V_1},$$

где V – объем открытого воздуха, который пошел на обесцвечивание поглощенного раствора в м^3 ;

V_1 – объем воздуха исследуемой площади, который пошел на обесцвечивание поглощенного раствора в м^3 ;

0,04 – содержание углекислого газа в воздухе в %.

Объясните, почему при пропускании воздуха через поглотительный раствор происходит изменение его цвета и как это связано с содержанием углекислого газа в воздухе. Напишите уравнение реакции, происходящей во время эксперимента, и способ расчета содержания углекислого газа на основании полученных результатов. Также проведите сравнение полученных данных с справочными. Сделайте выводы.

Лабораторная работа №2. Определение содержания аммиака в воздухе

Цель работы: определения концентрации аммиака в атмосфере с помощью химического анализа.

Принцип метода заключается в определении концентрации аммиака при взаимодействии серной кислоты с аммиаком в присутствии индикатора метилоранжа. ПДК аммиака в воздухе населенных пунктов составляет 0,4 $\text{мг}/\text{м}^3$ в среднем за сутки и 0,2 $\text{мг}/\text{м}^3$ максимально в разовой концентрации (согласно Приложению 1). Для воздуха производственных помещений предельно допустимый уровень концентрации аммиака равен 20 $\text{мг}/\text{м}^3$. В водоемах максимально допустимая концентрация аммиака составляет 2 $\text{мг}/\text{м}^3$. Человек ощущает запах аммиака при концентрации 0,5 $\text{мг}/\text{м}^3$. При концентрации аммиака в диапазоне от 40 до 80 $\text{мг}/\text{м}^3$ возникает резкое раздражение глаз, верхних дыхательных путей и головная боль, а при концентрации 1200 $\text{мг}/\text{м}^3$ могут возникнуть кашель и отек легких. Летальные дозы аммиака считаются концентрациями от 1500 до 2700 $\text{мг}/\text{м}^3$, действующими в течение 0,5–1 часа. Максимально допустимый уровень концентрации аммиака для фильтрующих промышленных и гражданских противогазов равен 15 000 $\text{мг}/\text{м}^3$.

Реактивы:

1. поглощаемый раствор: 6 мл 0,01 Н. раствора серной кислоты, 1-2 капли 0,06% раствора метилового оранжевого или метилового красного и добавляют 50 мл дистиллированной воды;
2. 0,06% раствор метилового оранжевого или метилового красного.

Выполнение работы

1. В емкость налить поглощаемый раствор.
2. Набрать в шприц воздух.
3. Под давлением ввести воздух через иглу в емкость с поглощенным раствором.
4. Пропускать воздух до изменения цвета раствора.
5. Определить объем воздуха, расходуемого на изменение цвета раствора, зная количество необходимых нажатий и заполненный объем шприца воздухом.

Расчет содержания аммиака (в мг/м³) необходимо произвести по формуле:

$$C(NH_3) = \frac{1020 \cdot V_1}{V_2 \cdot 1000},$$

где $C(NH_3)$ – концентрация аммиака в мг/м³;

1020 – масса 1 мг аммиака на литр раствора;

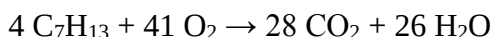
V_1 – объем поглощенного раствора в мл;

V_2 – объем исследуемого воздуха в мл.

РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Пример 1. Общая формула бензина C_7H_{13} . Рассчитайте массовое отношение воздуха к бензину, необходимое для стехиометрического сгорания.

Решение:



- 1) Найдем массу бензина, который реагирует с 41 моль O_2 :

$$M(C_7H_{13}) = 97,18 \text{ г/моль}$$

$$m(C_7H_{13}) = 97,18 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 389 \text{ г бензина}$$

- 2) Найдем массу O_2 , зная, что $M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$

$$m(O_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 41 \text{ моль} = 1312 \text{ г } O_2$$

Следовательно, массовое соотношение $O_2 \div \text{бензин} = 3,4 \div 1$

1 моль воздуха содержит:

$$\left. \begin{array}{l} m(N_2) = 0,78 \text{ моль} \times 28 \text{ г/моль} = 21,84 \text{ г } N_2 \\ m(O_2) = 0,21 \text{ моль} \times 32 \text{ г/моль} = 6,72 \text{ г } O_2 \\ m(Ar) = 0,01 \text{ моль} \times 40 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г } Ar \end{array} \right\} m(\text{общая}) = 28,96 \text{ г}$$

Доля кислорода в воздухе по массе $6,72 \text{ г} / 28,96 \text{ г} = 0,232$

Воздух состоит из 23,2% O_2 по массе. Следовательно, требуемая масса воздуха рассчитывается по массе требуемого кислорода:

$$m(\text{воздуха}) = 1312 \text{ г } (O_2) : 0,232 \text{ г } (O_2) / 1 \text{ г (воздух)} = 5655 \text{ г (воздух)}$$

Массовое соотношение воздух $\div$ бензин = $5655 \text{ г} \div 389 \text{ г} = 14,5 \div 1$

Соотношение масс воздуха и бензина при стехиометрическом сгорании составляет $14,5 \div 1$.

Второй способ расчета этого отношения состоит в том, чтобы использовать мольную долю 0,21 для O_2 и вычислить количество молей воздуха:

$$41 \text{ моль } O_2 : 0,21 (\text{доля } O_2) = 195,2 \text{ моль воздуха}$$

$M(\text{воздух}) = 28,96 \text{ г/моль}$, и соответственно масса равна:

$$m(\text{воздуха}) = 195,2 \text{ моль} \cdot 28,96 \text{ г/моль} = 5653 \text{ г воздуха.}$$

Массовое соотношение воздух $\div$ бензин = $5653 \text{ г} \div 389 \text{ г} = 14,5 \div 1$ (то же, что и выше).

Ответ: массовое соотношение воздух $\div$ бензин = $14,5 \div 1$.

Пример 2. Содержание кислорода в топливе, рекомендуемое для обеспечения полного сгорания, составляет около 2,7%.

(а) Рассмотрим случай, когда метил-трет-бутиловый эфир ($C_5H_{12}O$) должен быть добавлен к обычному бензину. Какой процент $C_5H_{12}O$ потребуется для достижения содержания кислорода в смеси 2,7 мас. %?

(б) Рассчитайте содержание кислорода в типичном биодизельном топливе.

Решение:

а) Предположим, что бензин имеет чистое октановое число. На 100 г смеси потребуется 2,7 г О.

Найдем долю кислорода в $C_5H_{12}O$, если $M(C_5H_{12}O) = 88,15$ г/моль:

$$W(O) = \frac{16}{88,15} \cdot 100\% = 18,2\% = 0,182$$

Найдем необходимую долю $C_5H_{12}O$:

$$W = \frac{2,7 \% O}{18,2 \% O} = 0,148$$

14,8 г $C_5H_{12}O$	х	0,182	=	2,7 г О
85,2 г C_8H_{18}	х	0	=	0 г

100 г		всего		2,7 г О

Массовая доля $C_5H_{12}O$ составляет 14,8 %.

б) Общая формула биодизельного топлива – C_2H_5OOCR , где R – длинноцепочечный $CH_3(CH_2)_n$ (n обычно составляет от 14 до 18 атомов углерода).

Для нашего расчета мы выберем n = 16 как количество групп CH_2 .

$M(CH_3CH_2OOC(CH_2)_{16}CH_3) = 312$ г/моль

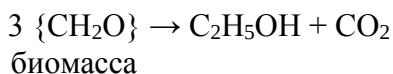
Найдем содержание кислорода в биодизельном топливе:

$$W = \frac{32}{312} \cdot 100 \% = 10,3 \%$$

Ответ: а) массовая доля $C_5H_{12}O$ составляет 14,8 %; б) содержание кислорода в биодизельном топливе составило 10,3%.

Пример 3. Канадская компания разрабатывает процесс переработки сельскохозяйственных отходов (соломы, щепы и т. д.) в этанол. Это шаг вперед по сравнению с существующей технологией, в которой для процесса используется ценное сырье (кукуруза, тростниковый сахар и т. д.). Компания утверждает, что из 1 т сельскохозяйственных отходов можно производить 300 л этанола. Используйте информацию о ферментации биомассы для расчета эффективности (в пересчете на массу) этого процесса. Плотность этанола 0,79 г/мл.

Решение:



$M(C_2H_5OH) = 46$ г/моль.

90 кг биомассы – 46 кг этанола

1000 кг биомассы – х кг этанола х=511 кг C_2H_5OH

Из 1000 кг биомассы будет получено приблизительно 511 кг этанола при 100% конверсии биомассы.



Из 1000 кг отходов образуется 300 л этанола.

Найдем массу этанола:

$$m(C_2H_5OH) = 300 \text{ л} \cdot 0,79 \text{ г/мл} = 237 \text{ г}$$

Найдем эффективность реакции:

$$W = \frac{237 \text{ г}}{511 \text{ г}} \cdot 100\% = 46,4\%$$

Ответ: Процесс эффективен на 46,4% в расчете на массу по сравнению с производством этанола из биомассы.

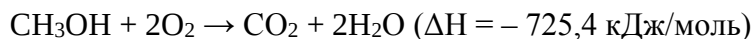
Пример 4. Метанол можно использовать в качестве топлива в специально разработанных двигателях. Рассчитайте плотность энергии с плотностью октана. Прокомментируйте относительные достоинства этих двух видов топлива с точки зрения экологических и практических вопросов.

Решение:

Плотность энергии – энергия, выделяемая при сгорании на массу топлива:

$$\omega = \frac{E}{m}, \text{ кДж/моль}$$

Метанол



$\Delta H = -725,4 \text{ кДж/моль}$ рассчитываем с использованием стандартных теплот образований веществ.

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32,0 \text{ г/моль}$$

1) Найдем количество теплоты, которое образуется при сжигании 1 кг метанола:

$$n(\text{метанола}) = \frac{1000 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 31,25 \text{ моль}$$

$$E = 31,25 \text{ моль} \cdot 725,4 \text{ кДж/моль} = 22640 \text{ кДж}$$

2) Найдем плотность энергии:

$$\omega = \frac{E}{m} = \frac{22640 \text{ кДж}}{1000 \text{ г}} = 22,6 \text{ кДж/г для метанола}$$

Октан



$\Delta H = -5470 \text{ кДж/моль}$ рассчитано с использованием стандартных теплот образований веществ.

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114,0 \text{ г/моль}$$

1) Найдем количество теплоты, которое образуется при сжигании 1 кг октана:

$$n(\text{октана}) = \frac{1000 \text{ г}}{114 \text{ г/моль}} = 8,8 \text{ моль}$$

$$E = 8,8 \text{ моль} \cdot 5470 \text{ кДж/моль} = 47898 \text{ кДж}$$

2) Найдем плотность энергии:

$$\omega = \frac{E}{m} = \frac{47898 \text{ кДж}}{1000 \text{ г}} = 48 \text{ кДж/г для октана}$$

Ответ: $\omega(\text{CH}_3\text{OH}) = 22,6 \text{ кДж/моль}$, $\omega(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 48 \text{ кДж/моль}$. На грамм сожженного октана получается в два раза больше энергии, чем использовании метанола. Однако за это приходится платить восьмикратным увеличением количества, производимого CO_2 . Использование большего количества метанола для получения равного количества энергии привело бы к общему сокращению выбросов CO_2 .

Пример 5. Рассмотрим соотношение смешивания 0,1 ppm озона. Преобразовать эту концентрацию в следующие единицы:

- 1) моли озона на моль воздуха;
- 2) молекулы озона на молекулу воздуха;
- 3) см^3 озона на см^3 воздуха.

Решение:

В химии атмосферы есть два способа представления количества (или массы) вещества: концентрация и соотношение смешивания.

Концентрация – это количество (или масса) вещества в данном объеме, деленное на этот объем.

Коэффициент смешивания – это отношение количества (или массы) вещества в данном объеме к количеству (или массе) всех составляющих воздуха в этом объеме.

В этом определении воздух означает только компоненты в газовой фазе, включая водяной пар, но не конденсированную фазу воды или твердых частиц. Соотношение смешивания остается неизменным из-за различий в давлении или температуре, связанных с высотой или метеорологической изменчивостью, тогда как концентрация зависит от давления и температуры в соответствии с уравнением состояния идеального газа. (Концентрация чаще всего используется для частиц, а соотношение смешивания для газов).

Соотношение смешивания может быть выражено как (а) мольная доля, (б) массовая доля или (в) смешанные величины, такие как количество вещества на объем воздуха, «приведенное» к стандартной температуре и давлению (т.е. 273 К и 1 атм), используя закон идеального газа.

Присутствие водяного пара вызывает изменение соотношения смешивания в зависимости от влажности; поэтому принято относить соотношение смешивания к сухой или влажной основе.

Наиболее распространенными единицами, используемыми для газообразных компонентов, являются части на миллион (ppm), части на миллиард (ppb) и части на триллион (ppt), указывающие на количество частей компонента в 10^6 , 10^9 или 10^{12} частей воздуха, соответственно. Поскольку эти части могут указываться по объему или по массе, удобно выражать их как ppm_v или ppm_m соответственно. В химии атмосферы ppm неявно означает ppm_v.

Способ выразить соотношение смеси газовых примесей в воздухе – это количество его молекул на см³ (т.е. приведенная концентрация) при температуре 298 К и давлении 1 атм.

По нашему примеру имеем:

$$0,10 \text{ ppm} = \frac{0,10 \text{ см}^3 \text{ озона}}{10^6 \text{ см}^3 \text{ воздуха}} = \frac{0,10 \text{ см}^3 \text{O}_3 \cdot 1 \text{ атм} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}}{10^6 \text{ воздуха} \cdot 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \cdot 10^3 \frac{\text{см}^3}{\text{л}} \cdot 298 \text{ К}} =$$
$$= 2 \cdot 10^{12} \text{ молекул O}_3/\text{см}^3 \text{ воздуха.}$$

Второй способ представления концентрации химических соединений в атмосфере – микрограммы (10^{-6} г) целевых веществ на каждый кубический метр воздуха, как правило, при температуре 298 К и давлении 1 атм.

Таким образом,

$$0,10 \text{ ppm} = \frac{0,10 \text{ см}^3 \text{ озона}}{10^6 \text{ см}^3 \text{ воздуха}} = \frac{0,10 \text{ см}^3 \text{O}_3 \cdot 1 \text{ атм} \cdot 47,9982 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \text{O}_3 \cdot 10^6 \text{ мг/г}}{10^6 \text{ воздуха} \cdot \frac{1 \text{ м}^3}{10^6 \text{ см}^3 \text{ воздуха}} \cdot 82 \frac{\text{см}^3 \cdot \text{атм}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \cdot 298 \text{ К}} =$$
$$= 2 \cdot 10^2 \text{ мг/м}^3 \text{ воздуха.}$$

Ответ: а) 0,1 моль озона на 10^6 моль воздуха; б) в качестве альтернативы имеется одна молекула озона в каждых 10^7 молекулах воздуха; в) в каждых 10^7 кубических сантиметрах воздуха содержится 1 см³ озона.

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Задача 1. Если электростанция, сжигающая 10 000 тонн угля в день с 10% избытком воздуха, выпускает дымовой газ, содержащий 100 ppm по объему NO, какова дневная производительность NO? Предположим, что уголь является чистым углеродом.

Задача 2. Сколько кубических километров воздуха при температуре 25°C и давлении 1 атм будет загрязнено до уровня 0,5 ppm NO_x от электростанции, о которой шла речь в предыдущей задаче?

Задача 3. Предположим, что пропен ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$) — это углеводород, реагирующий с гидроксильным радикалом $\bullet\text{OH}$. Начиная с добавления $\bullet\text{OH}$, запишите набор химических реакций, в результате которых образуется альдегид. Что это за последний альдегид?

Задача 4. Предположим, что 22,4 л воздуха при н.у. используется для сжигания 1,50 г углерода с образованием CO_2 , и что газообразный продукт доводится до н.у. Каковы объем и средняя молярная масса полученной смеси?

Задача 5. Отобрали и высушили образец воздуха объемом 12,0 л при 25°C и давлении 1,00 атм. После сушки объем пробы составил ровно 11,5 л. Каково процентное содержание воды по массе в исходной пробе воздуха?

Задача 6. На высоте 50 км средняя температура воздуха практически равна 0°C . Каково среднее количество молекул воздуха в кубическом сантиметре воздуха на этой высоте?

Задача 7. Было обнаружено, что воздух внутри гаража содержит 10 частей на миллион CO по объему при стандартной температуре и давлении (при н.у.). Какова концентрация CO в мг/л и в ppm по массе?

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Перечислите вещества, входящие в состав атмосферного воздуха?
2. Концентрация какого из газов (неона, двуокиси серы, гелия, кислорода и азота) в атмосфере больше всего различается и почему?
3. Какую роль играет озоновый слой? Приведите причины разрушения озонового слоя.
4. Дайте характеристику загрязнителей атмосферы. Приведите их классификацию.
5. Приведите основные виды газовых выбросов в атмосферу и их состав. Как вулканы могут способствовать загрязнению воздуха?

ГЛАВА II. ПРИРОДНЫЕ ВОДЫ И ИХ ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ

2.1. Состав гидросферы

Гидросфера (от греч. «ὕδωρ» - вода и «σφαῖρα» - шар) – водная оболочка Земли, располагающаяся между атмосферой и «твердой» земной корой. Включает в себя всю химически не связанную воду.

Вода, безусловно, является самой распространенной жидкостью на Земле. Она составляет от 70% до 90% массы живых организмов и покрывает почти 71% поверхности Земли. Очевидно, что без жидкой воды жизнь в том виде, в какой мы ее знаем, была бы невозможна.

Вода может быть найдена в природе в виде пара и влажности в атмосфере; в виде жидкости во время дождя; как поверхностная вода в реках, ручьях, прудах, озерах, водоразделах и внутренних морях; или образующая часть морей и океанов (рис. 5). Она также встречается в виде подземных вод, в водоносных или ненасыщенных зонах, закупоренных в виде промежуточной воды в свободных пространствах почвы и отложений, в источниках и водоносных горизонтах или образующих часть минералов в виде гидратов. Она существует в виде твердого вещества в ледниках, айсбергах и, в виде града, снега и льда.

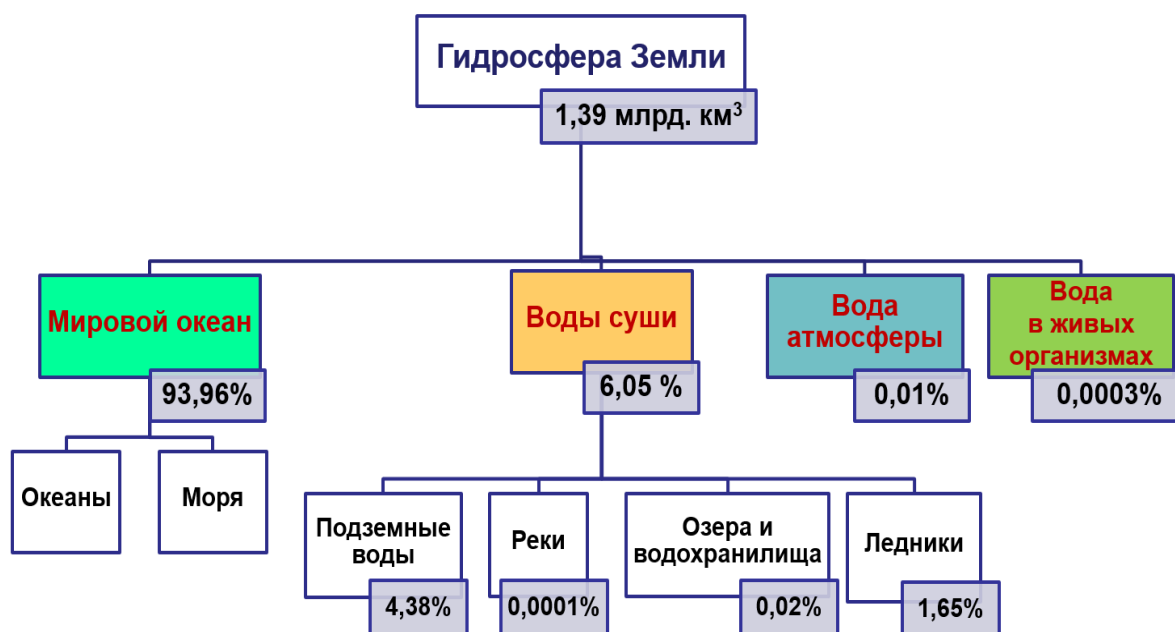


Рис. 5. Основные составные части гидросферы

Вода создаёт условия для развития живых организмов, оказывает влияние на погоду, климат и участвует в формировании рельефа Земли.

Вода циркулирует, распределяется и очищается в гидрологическом цикле снова и снова... Одна и та же вода на протяжении веков.

Вода частично отвечает за круговорот элементов в рамках глобального биогеохимического цикла благодаря двум основным функциям:

- 1) в качестве реагента при химических превращениях вещества;
- 2) в качестве транспортной среды для растворенных и твердых соединений к различным реагирующим телам.
- 3)

2.2. Природные воды. Классификация природных вод

Природная вода может содержать различное количество множества химических соединений, поступающих из природных или антропогенных источников, или из обоих источников. Все вещества в различных агрегатных состояниях по растворимости в воде делятся на три группы (рис.6).

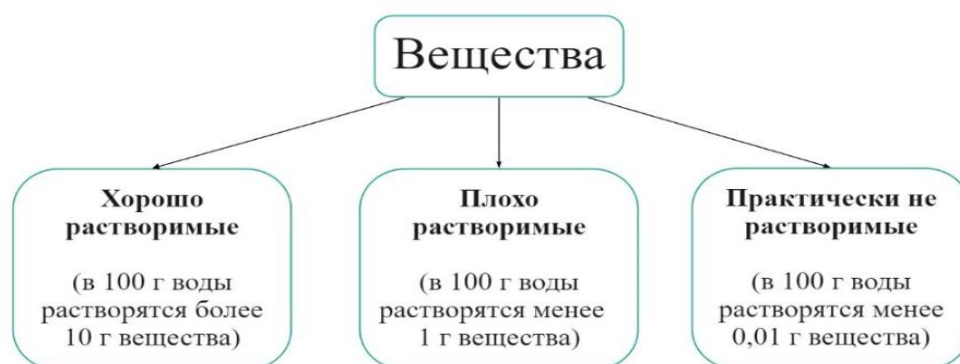


Рис. 6. Растворимость веществ в воде

Существует несколько способов классификации природных вод по различным признакам (рис.7).



Рис. 7. Классификация вод

Классификация вод по происхождению. Природные воды – это воды гидросферы Земли, возникшие естественным путем. Они делятся на два больших класса: поверхностные и подземные (можно еще выделить атмосферные воды, но их прямое использование экзотично) (Яблоков, 2016).

Поверхностная вода – это вода, содержащаяся в ручьях, реках, прудах, озерах, болотах, топиях и источниках. Примерно 0,014% воды на Земле находится на континентальной суше, а остальная часть содержится в океанах и ледяных шапках, ледниках, "постоянном снеге", подземных водах и в виде водяного пара в атмосфере.

Примерно половина воды, содержащейся на суше, находится на верхней 1 км земной поверхности, а другая половина – в следующих 4 км, в виде глубоких подземных вод. Большая часть поверхностных вод поступает в результате выпадения осадков. Когда скорость выпадения осадков превышает скорость проникновения в почву, избыток воды накапливается на поверхности почвы и перемещается по суше в виде поверхностного стока, способствуя образованию ручьев, рек и других источников поверхностных вод. Часть поверхностных вод является вкладом родниковой воды, т.е. грунтовых вод, которые вытекают на поверхность из-за физических условий, препятствующих их течению под Землей, или, когда уровень грунтовых вод пересекает поверхность.

Подземная вода – это вода, которая занимает пустоты и промежутки между почвой, частицами песка и/или гравия, глинистым илом и камнями. Она также присутствует в трещинах в коренных породах и может быть найдена под поверхностью Земли, либо медленно протекая, либо в виде подземных озер или прудов. Последние распространены, когда консолидированный известняк образует пещеры, содержащие значительное количество воды.

Дождевая вода отвечает за процессы омывания и очистки атмосферы путем растворения газов и солей, переноса веществ и частиц на поверхность Земли. Частицы минералов и солей, вымываемые дождем, обычно имеют диаметр меньше 1 мкм. Другие частицы, включенные в смыв, представляют собой микроорганизмы, такие как бактерии, которые взвешены в воздухе в результате ветровой эрозии и переноса. Дождевая вода является следствием нескольких

стадий круговорота воды, вызванных испарением, конденсацией и осадками. Вода в атмосфере имеет время пребывания примерно 8–9,6 суток до выпадения осадков в виде осадков.

Речные воды образуются в основном за счет двух факторов: поверхностного стока падающих дождевых вод и восходящего стока грунтовых вод. Поверхностный наземный сток является следствием выпадения осадков на насыщенные или непроницаемые поверхности; его поведение циклично, потому что оно зависит от влажных и засушливых периодов на Земле. В среднем из почти $120\,000\text{ км}^3$ осадков, выпадающих на сушу каждый год, примерно одна треть становится речным стоком. Из-за изменения климатических условий за последние несколько десятилетий произошло увеличение речного стока в Южной Америке и уменьшение стока в Африке.

Озеро представляет собой закрытый водоем, как правило, с пресной водой, с прямым входом или без него, а также с прямым выходом или без него; эти входы и выходы оказывают важное влияние на его качество и состав. Объем воды в озерах оценивается в $176 \cdot 10^3\text{ км}^3$. Из этого количества примерно 52–54% приходится на пресноводные озера. Основными источниками озерной воды, как правило, являются осадки, речной сток и подземные воды (либо всплывающие в виде просачивания, либо точечные источники).

Морская вода составляет примерно 97% мировых запасов воды. Моря и океаны постоянно взаимодействуют с литосферой, атмосферой и биосферой; они являются естественными реципиентами всех стоков рек, земного стока, вод ледников и гидротермальных стоков, а также растворенных солей и взвешенных веществ, уносимых с суши ветром и дождем. Почти все элементы в какой-то момент своего жизненного цикла проходят через океаны; на самом деле океанская вода и отложения являютсяместилищем большинства элементов и соединений настолько, что их можно считать их крупнейшими резервуарами.

Классификация вод по температуре. По О.А. Аленину подземные воды по температуре разделяют на 7 групп:

- 1) исключительно холодные (переохлажденные) ниже 0°C
- 2) весьма холодные – $0-4^\circ\text{C}$
- 3) холодные – 4 до 20°C
- 4) теплые – $20-37^\circ\text{C}$
- 5) горячие – $37-42^\circ\text{C}$
- 6) весьма горячие – $42-100^\circ\text{C}$
- 7) исключительно горячие (перегретые) свыше 100°C .

Классификация вод по назначению. По назначению воды подразделяют на питьевые, сточные и воды хозяйственного назначения.

Исследованию подлежит вода централизованного водоснабжения, колодцев, скважин, открытых водоемов, бассейнов и сточные воды.

Сточные воды представляют собой сложную смесь химических веществ с различными характерными химическими веществами. К ним относятся высокие концентрации аммония, нитрата, азота, фосфора, высокая электропроводность, высокая щелочность, при этом pH обычно колеблется от 7 до 8. Органическое вещество сточных вод рассчитывается путем определения его биологической потребности в кислороде (БПК) или химической потребности в кислороде (ХПК).

По источникам образования воды подразделяют на бытовые, производственные, атмосферные и смешанные; по степени загрязненности – на загрязненные и условно чистые (табл. 2).

Таблица 2

Классификация вод по загрязненности

Качество вод	Значения индекса загрязненности вод	Классы качества вод
Очень чистые	до 0,2	I
Чистые	0.2 – <1,0	II

Умеренно загрязненные	1,0 – <2,0	III
Загрязненные	2,0 – <4,0	IV
Грязные	4,0 – <6,0	V
Очень грязные	6,0 – <10,0	VI
Чрезвычайно грязные	≥10	VII

2.3 Подземные воды и их характеристика, значение и классификация

Все воды земной коры, расположенные ниже поверхности Земли в горных породах в газообразном, жидком и твердом состояниях, называются подземными водами. Подземные воды являются частью гидросферы – водной оболочки земного шара. Они появляются при бурении скважин на глубине до нескольких километров. По данным В.И. Вернадского, подземные воды могут существовать на глубине 10-60 км благодаря тому, что молекулы воды даже при температуре 2000°С диссоциируются всего на 2%. Примерные расчеты резерва пресной воды в недрах Земли на глубине 16 километров дают величину в 400 миллионов кубических километров, т.е. около 1/3 вод Мирового океана [31, с. 42].

В зависимости от происхождения выделяют несколько типов подземных вод (рис.8).

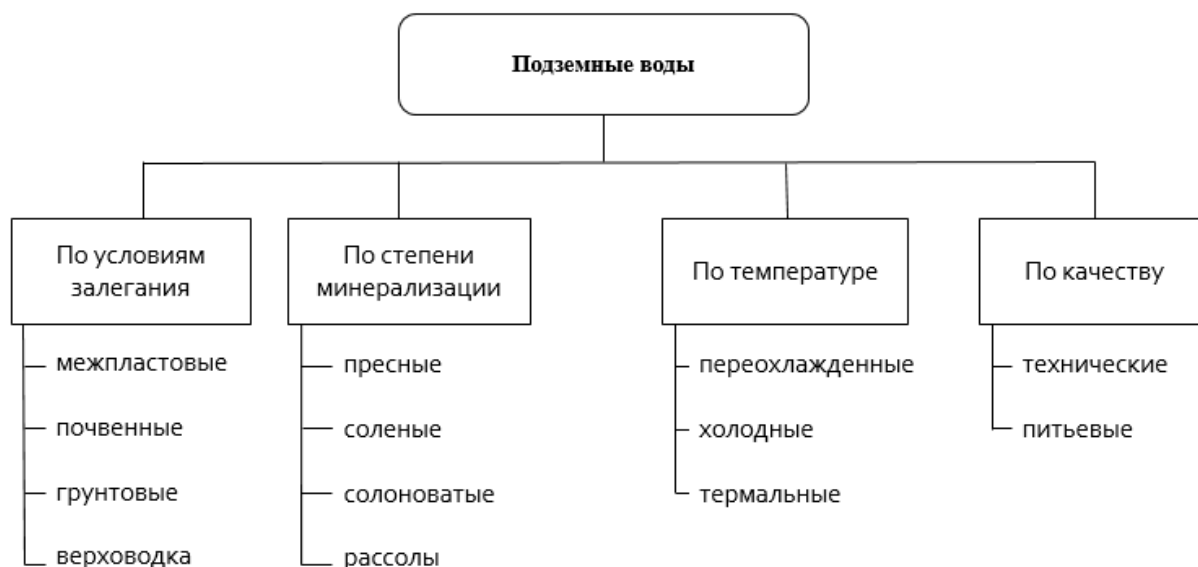


Рис.8. Типы подземных вод

Подземные воды имеют существенное значение в разных сферах деятельности человека. Они важны как в домашнем хозяйстве, так и в промышленности. Пресные подземные воды часто употребляются человеком для водоснабжения, орошения территорий, связанных с сельскохозяйственной деятельностью. Минеральные подземные воды играют огромную роль в поддержании здоровья человека - их часто используют в медицинских целях. Промышленность, одна из его ветвей, не может работать без воды, и огромная часть ее объема приходится на воду из недр земли [4, с. 16].

2.4. Минеральные источники и их ионный состав

Минеральные воды – это природные воды, обладающие лечебными свойствами, которые обусловлены их химическим составом и температурой.

На совещании бальнеологов, состоявшемся в 1911 г. в городе Наугейме, было решено считать минеральной такую воду, в которой содержание твердых растворенных веществ составляет более 1 г/л или содержатся CO₂ и другие ценные фармакологические ингредиенты, или вода имеет температуру более 20°С. Следует отметить, что критерий общей

минерализации (1 г/л) для минеральных вод установлен произвольно и не имеет научного обоснования, однако на практике он применяется многими странами.

В соответствии с ГОСТ 13273-88 «Воды минеральные питьевые лечебные и лечебно-столовые» к минеральным водам относятся воды с общей минерализацией не менее 1 г/л. Следует отметить, что установленный критерий (1 г/л) экспериментальными и клиническими данными до сих пор не обоснован. К минеральным водам относятся также воды с минерализацией не менее 1 г/л, но при наличии в них фармакологически активных компонентов. В инструкции (ГКЗ СССР, 1984) под лечебными минеральными принято понимать подземные воды, содержащие в повышенных концентрациях минеральные (реже органические) компоненты и газы или обладающие какими-либо особыми физическими свойствами (радиоактивность, повышенная температура и др.), благодаря чему эти воды оказывают на организм человека лечебное воздействие при наружном или внутреннем применении [4].

Красинцева В.В., Хачванкян М.А. и Бахман В.И. указали на главные компоненты, определяющие лечебные свойства минеральных вод, к которым относятся: 1) растворенные в воде газы (CO_2 , H_2S , Rn); 2) микроэлементы (Br, J, B, As и др.); 3) температура воды [11].

В зависимости от физических свойств, степени минерализации, газового и солевого состава, а также наличия некоторых специфических компонентов минеральные, лечебные воды разделяются на ряд типов (таблица 3).

Таблица 3

Критерии для выделения основных типов минеральных лечебных вод

Названия лечебных вод	Критерий (свойство или компонент)	Единицы измерения	Нижние пределы
Термальная (термы)	Температура (Т)	°С	20
Углекислая	Углекислый газ (CO_2)	г/л	0,500-0,750
Сероводородная	Сероводород (H_2S)	г/л	0,010
Радоновая	Радон (Rn)	эман/л	36-50
Железистая	Железо ($\text{Fe}_{\text{общ}}$)	г/л	0,010
Бромная	Бром (Br)	г/л	0,025
Кремнистая	Кремнекислота (H_2SiO_3)	г/л	0,050
Мышьяковистая	Мышьяк (As)	г/л	0,0007
Соленая	Степень минерализации (М)	г/л	1-2
Рассол	Степень минерализации (М)	г/л	35-36
Кислая	Реакция воды (рН)	Ед	<5,5

В природе встречаются воды, бальнеологический эффект которых обусловлен сразу несколькими показателями. Термальная вода одновременно может быть сероводородной и кремнистой, а углекислая – радоновой и железистой. Такие воды наиболее полезны, так как позволяют лечить сразу широкий комплекс заболеваний. Отнесение минеральных лечебных вод к тому или иному типу чаще всего производится на основании преобладающего критерия, которой обуславливает главные лечебные свойства воды и преобладает над другими показателями [1].

Для отнесения воды к минеральной – важное значение имеет такой показатель ее физических свойств, как температура.

По температуре различают минеральные воды холодные (менее 20°C), теплые (20-37°C), горячие (термальные, 37-42°C), очень горячие (высокотермальные, от 42°C и выше). Наилучшее лечебное воздействие дают минеральные воды с температурой 35-42°C, курортологическое использование которых не требует ни подогрева, ни охлаждения. Именно эта температура нужна при ваннных процедурах. Термальные воды содержат в растворенном состоянии разнообразные газы (азот, углекислый газ, метан) и имеют довольно пестрый солевой состав.

Под минерализацией минеральных вод понимают сумму всех растворимых в воде веществ-ионов и биологически активных компонентов, при этом не учитываются газы. Минерализация выражается в г/л.

По минерализации различают: слабоминерализованные минеральные воды (1-2 г/л), малой (2-5 г/л), средней (5-15 г/л), высокой (15-30 г/л) минерализации, рассольные минеральные воды (35-150 г/л) и крепкорассольные (150 г/л и выше).

Для внутреннего применения используют обычно минеральные воды с минерализацией от 2 до 20 г/л. В пресных водах степень минерализации не превышает 1 г/л, при большем количестве солей в 1 л вода на вкус становится соленой. Минеральные воды с минерализацией более 20 г/л служат для ванн, в случае употребления внутрь они разбавляются. За нижний предел степени минерализации, который позволяет считать воду лечебной, при отсутствии других компонентов или свойств, долгое время считалась величина 1 г/л. Однако установлено, что при всяком солевом составе вода с минерализацией 1 г/л оказывает бальнеологический эффект. Поэтому в зависимости от солевого состава нижний предел минерализации для отнесения вод к минеральным колеблется от 1 до 2 г/л [14].

Лечебные свойства минеральной воды, ее химическую сущность определяют семь основных ионов: четыре катиона – калий (K^+), натрий (Na^+), кальций (Ca^{2+}), магний (Mg^{2+}) – играют важную роль в жизнедеятельности организма. Даже небольшие отклонения их концентрации в тканях и в крови резко нарушают все физиологические процессы и требуют срочной коррекции.

По катионам минеральные вод могут быть натриевыми, кальциевыми, магниевыми, или смешанными кальциево-магниевыми, кальциево-магниево-натриевыми др., три аниона – хлор (Cl^-), сульфат (SO_4^{2-}) и гидрокарбонат (HCO_3^-), которые постоянно соединяются, образуя различные соли, и разъединяются.

По анионам выделяют три типа минеральных вод: хлоридные, гидрокарбонатные, сульфатные и ряд промежуточных – гидрокарбонатно-сульфатные, сульфатно-хлоридные, хлоридно-сульфатные и более сложного состава. Все разнообразие минеральных вод в значительной степени создано различными комбинациями этой великолепной семеркой. Если ионы натрия сочетаются с ионами хлора, то вода относится к группе хлоридных натриевых, или соленых, минеральных вод. Комбинация натрия, хлора и гидрокарбоната дает группу гидрокарбонатных хлоридных натриевых минеральных вод (их еще называют «соляно-щелочными»).

Группа вод, в которой преобладают ионы гидрокарбонатные и ионы натрия, так и называется группа гидрокарбонатных натриевых вод. В обиходе их еще именуют по старинке – содовые, или щелочные [7].

Кальций составляет основу костной ткани, активизирует деятельность ряда важнейших ферментов, участвует в поддержании ионного равновесия в организме, влияет на процессы, происходящие в нервно-мышечной и сердечно-сосудистой системах, влияет на свертываемость крови, снижает склонность к кровотечениям из слизистых оболочек. Минеральные воды, содержащие кальций с успехом, применяют при многих заболеваниях органов пищеварения.

Магний находится в костях и мышцах, является необходимой составной частью всех клеток и тканей, участвует в процессе нервно-мышечной возбудимости. Входит в состав

ферментов, связанных с обменом фосфора и углеводов, усиливает перистальтику желудка, оказывает послабляющее действие, активно влияет на желчевыделительную функцию, катализирует деятельность ряда ферментов желудочно-кишечного тракта. Сульфаты магния дают послабляющий эффект, обладают антиспастическим действием.

Натрий обеспечивает щелочные резервы плазмы крови. Участвует в регуляции кровяного давления, водного обмена (ионы натрия способствуют набуханию коллоидов тканей, что задерживает воду в организме и способствует ее накоплению), активизации пищеварительных ферментов, регуляции нервной и мышечной ткани. В питьевых минеральных водах оказывает выраженное стимулирующее действие на секреторный аппарат пищеварительного тракта. Ионы натрия стимулируют желчеобразовательную и желчевыделительную функции гепатобилиарной системы.

Калий регулирует кислотно-щелочное равновесие крови, участвует в передаче нервных импульсов. Активизирует мышечную работу сердца и работу ряда ферментов, благотворно влияет на состояние кожи и работу почек, усиливает тонус и двигательную активность желудка и кишечника. Калий обладает защитным действием против нежелательного влияния избытка натрия и нормализует давление крови. Калий, как основной внутриклеточный катион, имеет прямое отношение к синтезу белка, ряду ферментных систем, обмену глюкозы. Наличие калия в клетке ведет к накоплению. В ней энергии, а отдача калия ведет к ее потере [8].

2.5. Классификация минеральных вод

Минеральная питьевая вода должна быть прозрачной, бесцветной или с оттенками от желтоватого до зеленоватого цвета жидкостью, со вкусом и запахом, характерным для содержащихся в ней веществ. В минеральной воде возможен осадок содержащихся в ней минеральных солей [5].

Основными показателями, на которых строится классификация минеральных вод, являются минерализация, ионный состав, газовый состав, температура, кислотность (щелочность), радиоактивность.

Классификация минеральных вод по минерализации. Минерализация, т. е. сумма всех растворимых в воде веществ – ионов, биологически активных элементов (исключая газы), выражается в граммах на 1 л воды. Различают: слабоминерализованные минеральные воды (1 – 2 г/л), малой (2 – 5 г/л), средней (5 – 15 г/л), высокой (15 – 30 г/л) минерализации, рассольные минеральные воды (35—150 г/л) и крепкорассольные (150 г/л и выше).

Классификация минеральных вод с точки зрения бальнеологии. В зависимости от степени минерализации минеральные воды, используемые для питьевого лечения, подразделяют на:

1. столовые – минерализация до 1 г/л;
2. лечебно-столовые – минерализация от 1 до 10 г/л;
3. лечебные – минерализация более 10 г/л или высокое содержание биологически активных элементов: железа, брома, йода, сероводорода, фтора и т. д., при этом общая минерализация может быть невысокой.

Столовая минеральная вода стимулирует пищеварение и не имеет лечебных свойств. Ее можно пить в любых количествах. Как правило, она мягкая, приятная на вкус, без постороннего запаха и привкуса, на ее основе изготавливаются многие прохладительные напитки.

На столовой воде нельзя готовить еду. При кипячении минеральные соли выпадают в осадок или образуют соединения, которые не усваиваются организмом.

Лечебно-столовую минеральную воду пьют как для профилактики, так и в качестве столовой. Но она обладает ярко выраженным лечебным эффектом только при правильном применении. При употреблении ее в неограниченном количестве может нарушиться солевой баланс в организме.

Лечебные минеральные воды применяются для питьевого лечения и для наружного применения – ванн, душа, купаний, а также для ингаляций. Эффект от ее применения зависит от правильного выбора типа воды и от правильного приема – дозы, периодичности,

температуры, пищевого режима. Поэтому проводить лечение минеральной водой нужно обязательно под наблюдением врача.

Классификация минеральных вод по химическому составу. По химическому составу разделяют гидрокарбонатные; хлоридные; сульфатные; натриевые; кальциевые; магниевые; смешанные минеральные воды.

Гидрокарбонатная минеральная вода содержит гидрокарбонаты (минеральные соли), более 600 мг на литр. Она снижает кислотность желудочного сока. Часто используется как средство от изжоги. Применяется при лечении мочекаменной болезни. Рекомендуются людям, активно занимающимся спортом, грудным детям и больным циститом.

Хлоридная минеральная вода содержит более 200 мг хлоридов на литр. Она стимулирует обменные процессы в организме, улучшает секрецию желудка, поджелудочной железы, тонкого кишечника. Применяется при расстройствах пищеварительной системы. Противопоказана при повышенном давлении.

Сульфатная минеральная вода содержит более 200 мг сульфатов на литр. Она стимулирует перистальтику желудочно-кишечного тракта и благоприятно влияет на восстановление функции печени и желчного пузыря. Оказывает мягкий слабительный эффект, выводит из организма вредные вещества и примеси. Применяется при болезнях желчных путей, хроническом гепатите, сахарном диабете, ожирении. Сульфатную воду не рекомендуют пить детям и подросткам: сульфаты могут препятствовать усвоению кальция.

Натриевые, кальциевые и магниевые минеральные воды – воды с преобладанием соответственно катионов Na^+ , Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Большинство минеральных вод имеет сложную смешанную структуру: хлоридно-сульфатные, гидрокарбонатно-сульфатные и т.д. Это повышает их лечебный эффект.

К минеральным питьевым лечебно-столовым водам относят воды с минерализацией от 1 до 10 г/дм³ или при меньшей минерализации, содержащие биологически активные микрокомпоненты, массовая концентрация которых не ниже бальнеологических норм, принятых в Российской Федерации (таблица 4).

Классификация минеральных вод в зависимости от температуры: очень холодные (ниже 4°C), холодные – до 20°C, прохладные – до 34°C, индифферентные – до 37°C, теплые – до 39°C, горячие, или термальные – до 42°C и перегретые, или высокотермальные – выше 42°C.

Классификация минеральных вод в зависимости от кислотности: нейтральные pH 6,8 – 7,2; слабокислые pH 5,5 – 6,8; кислые 3,5 – 5,5; сильнокислые – 3,5 и менее; слабощелочные 7,2 – 8,5; щелочные – 8,5 и более [37].

Таблица 4

Классификация минеральных вод в зависимости от газового состава и наличия специфических элементов

Наименование минеральной воды	Наименование биологически активного компонента	Значение массовой концентрации компонента мг/дм ³ не менее
Углекислая	Свободная двуокись углерода (растворенная)	500,0
Железистая	Железо	10,0
Мышьяковистая	Мышьяк	0,7
Борная	Ортоборная кислота H_3BO_3	35,0
Кремнистая	Метакремниевая кислота H_2SiO_3	50,0
Бромная	Бром	25,0
Йодная	Йод	5,0
Содержащая органические вещества	Органические вещества (в расчете на углерод)	5,0
Радоновая	Радон (Rn-222)	100 нКи/дм ³ (3700 Бк/дм ³)

2.6. Нормирование качества воды для разных типов водопользования

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.

Хозяйственно-питьевое водопользование включает использование водных ресурсов для получения питьевой воды и производства пищевых продуктов. Качество воды, используемой в этих целях, регулируется государственными и международными стандартами. В России соблюдение этих стандартов контролируется СанПиН 2.1.4.1074-01 "Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества". В соответствии с ними, питьевая вода должна быть безвредной по составу, безопасной в эпидемическом и радиационном отношении, и иметь приятный вкус и запах.

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 сохранения 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: pH, 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. ПДК загрязняющих веществ в воде водоема приведены в Приложении 2.

При установлении норм для химических веществ в воде учитывают различные признаки их вредного воздействия (критерии вредности), которые определяются наличием загрязняющих веществ.

Чтобы обеспечить качество воды в водоемах, используемых для хозяйственно-питьевых и культурно-бытовых нужд, учитывают следующие признаки вредности:

- органолептические признаки, характеризующие изменение свойств воды, которые эмпирически определяются органами чувств человека;
- общесанитарные признаки, характеризующие влияние вещества на процессы самоочищения водоема, который осуществляется за счет биохимических и химических реакций с участием естественной микрофлоры;
- санитарно-токсикологические признаки, характеризующие влияние вещества на организм человека и лабораторных животных.

Для водоемов, предназначенных для рыбохозяйственных целей, дополнительно используются следующие признаки вредности:

- токсикологический, оценивающий токсичность вещества для живых организмов в водном объекте;
- рыбохозяйственный, определяющий нарушение качества и ухудшение состояния 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 (Приложение 3).

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.

На основе токсикометрических показателей загрязняющие вещества в воде разделяют на 4 класса, причем наиболее опасными являются вещества I класса. Эти классификации могут отличаться от классификации веществ по их опасности в воздухе или почве. Кроме того, существует класс 4э - "экологический", который включает в себя вещества, изменяющие экологические условия водоема, например, приводящие к эвтрофированию или минерализации воды. Если в воде присутствуют вещества I и II классов, которые имеют одинаковый лимитирующий признак вредности, то рассчитывается эффект суммации.

Для таких веществ по каждому лимитирующему показателю вредности сумма отношений их фактических концентраций веществ к соответствующим ПДК не должна превышать единицы:

$$\sum_{i=1}^n \frac{C_i}{\text{ПДК}_i} \leq 1 \quad \text{или} \quad \frac{C_1}{\text{ПДК}_1} + \frac{C_2}{\text{ПДК}_2} + \frac{C_i}{\text{ПДК}_i} \leq 1$$

где C_i – фактическая концентрация i - того вещества;

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.

2.7. Санитарно-гигиеническая оценка качества питьевой воды и методы очистки

Первоисточником водоснабжения могут быть подземные или поверхностные воды, а также, в редких случаях, осадки. Но выбирая один из них, главным критерием необходимо считать его безопасность для здоровья людей, связанную с защитой от микробного загрязнения. Важно также учитывать расход источника и оценивать его возможности обеспечивать необходимое количество воды на потребности.

Подземные межпластовые напорные (артезианские) воды считаются оптимальным вариантом для питьевого водоснабжения. Они отличаются высокой степенью безопасности для здоровья, являются стабильными по составу и количеству, не содержат микробных загрязнений, поэтому их можно без предварительной обработки использовать в качестве

питьевой воды. Возможность добычи артезианской воды без значительных затрат материальных средств обусловлена ее повышенным давлением в третьем и четвертом водоносных горизонтах. В случае невозможности использования артезианской воды, можно обратиться к межпластовой воде второго водоносного горизонта, не имеющей напора, но все же достаточно безопасной для использования в питьевых целях.

В ряде стран мира, в том числе и в России, население вынуждено использовать воду, не соответствующую нормативным требованиям, что представляет большую угрозу для здоровья и способствует риску различных заболеваний. Вопрос обеспечения сельского населения качественной питьевой водой остается особенно актуальным, поскольку 60% источников децентрализованного водоснабжения (колодцы, родники) не соответствуют санитарным требованиям.

При проектировании водозаборных сооружений необходимо изучение:

- глубина залегания грунтовых вод;
- направление потока грунтовых вод в плане населенного пункта;
- ориентировочная мощность водоносного пласта;
- возможность взаимодействия с существующими или проектируемыми водозаборами на соседних участках, а также с поверхностными водами (пруд, болото, ручей, водохранилище, река) [12, с. 312].

Качество воды – это характеристика состава и свойств воды, определяющая ее пригодность для конкретных видов водопользования.

При анализе питьевой воды проводится полный санитарно-химический анализ, который позволяет получить подробную характеристику воды. Однако полный анализ не всегда необходим. Обычно определяются только некоторые химические показатели качества воды, в том числе: минерализация; активная реакция воды (рН); содержание растворенных газов; жесткость воды; содержание железа; содержание хлоридов; содержание сульфатов; содержание азотсодержащих веществ; окисляемость.

Санитарные правила устанавливают требования к качеству воды (таблица 5), а также к выбору места расположения, оборудованию водозаборных сооружений и прилегающей к ним территории.

При проектировании водозаборных сооружений изучаются:

- глубина залегания грунтовых вод;
- направление потока грунтовых вод в плане населенного пункта;
- ориентировочная мощность водоносного пласта;
- возможность взаимодействия с существующими или проектируемыми водозаборами на соседних участках, а также с поверхностными водами (пруд, болото, ручей, водохранилище, река).

Таблица 5

Требования к качеству воды нецентрализованного водоснабжения

Показатели	Единицы измерения	Норматив
1	2	3
<i>Органолептические</i>		
Запах	баллы	не более 2 - 3
Привкус	баллы	не более 2 - 3
Цветность	градусы	не более 30
Мутность	ЕМФ (единицы мутности по формазину)	в пределах 2,6 - 3,5
	или мг/л (по коалину)	в пределах 1,5 - 2,0
<i>Химические</i>		
Водородный показатель	единицы РН	в пределах 6 - 9
Жесткость общая	мг-экв/л	в пределах 7 - 10
Нитраты	мг/л	не более 45

Показатели	Единицы измерения	Норматив
1	2	3
Общая минерализация (сухой остаток)	мг/л	в пределах 1000 - 1500
Окисляемость перманганатная	мг/л	в пределах 5 - 7
Сульфаты	мг/л	не более 500
Хлориды	мг/л	не более 350
Химические вещества неорганической и органической природы**	мг/л	ПДК
<i>Микробиологические</i>		
Общие колиформные бактерии*	число бактерий в 100 мл	отсутствие
Общее микробное число	число образующих колонии микробов в 1 мл	100
Термотолерантные колиформные бактерии	число бактерий в 100 мл	отсутствие
Колифаги	число бляшкообразующих единиц в 100 мл	отсутствие

Нецентрализованное водоснабжение — это использование подземных источников воды населением с помощью водозаборных сооружений без использования распределительной сети (колодцы, шахтные и трубчатые колодцы) на общественных и индивидуальных основаниях. Чтобы обеспечить безопасность использования, необходимо выбирать место расположения водозаборных сооружений на незагрязненных участках местности, за пределами зоны возможного загрязнения на расстоянии не менее 50 метров от возможных источников загрязнения, таких как выгребные ямы, места захоронения людей и животных, склады удобрений и пестицидов, канализационные сооружения и т.д. [10, с. 121].

Водозаборные сооружения не следует устанавливать на территориях, затопленных паводковыми водами, на заболоченных участках, а также в местах, подверженных оползневой деформации, а также ближе 30 м от автомобильных дорог с интенсивным движением. Прежде чем выбрать их местоположение, следует провести минимальные геологические и гидрологические исследования, чтобы определить глубину залегания подземных вод, направление их стока и приблизительную емкость водоносного горизонта.

Если во время контроля качества воды в колодце, скважине или насыпи отмечается превышение микробиологических и (или) химических показателей по сравнению с нормативами, необходимо повторно отобрать пробы воды и провести дополнительные исследования в объеме микробиологических и (или) химических показателей, для которых необходимо отмечено превышение норматива. Стойкое ухудшение качества воды по микробиологическим и (или) химическим показателям в ряде проб требует выявления причины и устранения [12, с. 56].

Все методы очистки питьевой воды можно разделить на основные и специальные методы (рис.9).



Рис.9. Методы очистки питьевой воды

В свою очередь, основной метод включает в себя осветление, обесцвечивание и обеззараживание. Все они в той или иной степени используются в системах очистки воды и влияют на различные виды загрязнений. Эти мероприятия должны проводиться соответствующими специалистами. При стойком химическом загрязнении воды следует принимать решение о ликвидации водозаборного сооружения или устройств нецентрализованного водоснабжения.

Способы очистки питьевой и промышленных вод

К основным способам очистки питьевых и промышленных вод относятся:

1. *Отстаивание* — это процесс удаления грубых взвешенных примесей из воды, которые оседают на дно отстойника под действием силы тяжести.

2. *Коагуляция* — это метод выделения коллоидных примесей из воды, таких как мельчайшие глинистые частицы и белковые соединения. Для этого в воду добавляют небольшое количество электролитов ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeSO_4), которые называются *коагулянтами*. Количество коагулянта, добавляемого в воду, зависит от степени загрязнения и составляет от 20 до 120 г/м³.

3. *Фильтрование* является наиболее универсальным методом очистки воды. Для фильтрования используют песчаные фильтры с зернистым фильтрующим слоем, а также катионитовые фильтры.

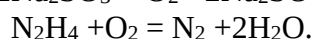
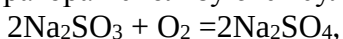
4. *Нейтрализация воды* применяется, если промышленная вода загрязнена кислотами или щелочами.

5. *Обеззараживание* — это процесс, который позволяет устранить бактериальную загрязнённость воды. Для достижения этой цели используют хлорирование, озонирование, кипячение, бактерицидное облучение и другие методы.

6. *Деаэрация* — это процесс удаления из промышленных вод вредных газов (особенно CO_2 и O_2). Сейчас применяются термическая и химическая деаэрация.

Термическая деаэрация заключается в нагревании воды до кипения, а *химическая* — в добавлении к воде веществ, которые связывают кислород и углекислый газ.

В качестве химического деаэратора используются сульфит натрия или гидразин.



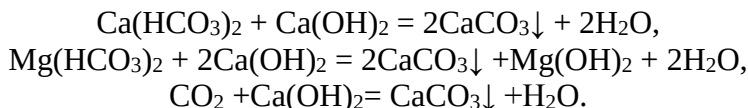
Умягчение и обессоливание воды.

Умягчение воды происходит путём удаления солей кальция и магния с помощью термических, химических или физико-химических процессов.

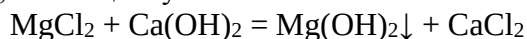
Термический метод состоит в кипячении воды при 105-110°C, что устраняет карбонатную жёсткость:



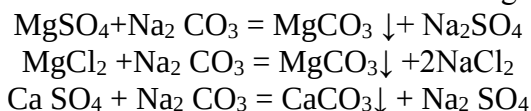
Химический метод основан на осаждении ионов кальция и магния в виде труднорастворимых соединений, которые выпадают в осадок. Различают несколько способов, таких как известковый, содовый, натронный, фосфатный и комбинированный. Наиболее экономичным является комбинированный способ умягчения воды, который позволяет устранить как временную, так и постоянную жёсткость, например, известково-содовый способ в сочетании с фосфатным. Использование гашенной извести позволяет убрать из воды временную жёсткость:



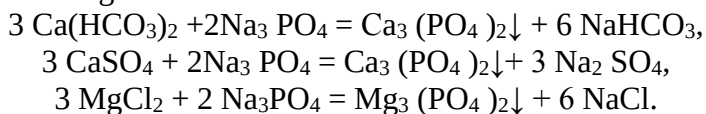
Обработка известковым молоком приводит к переходу постоянной жесткости, обусловленной ионами магния, в кальциевую:



При использовании кальцинированной соды для обработки воды, устраняется постоянная жесткость, связанная с наличием катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} :



Использование фосфата натрия при обработке воды приводит к более полному осаждению катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} :



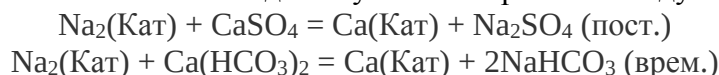
Это обусловлено ничтожной растворимостью фосфатов кальция и магния, которая обеспечивает высокую эффективность фосфатного метода.

Наиболее важным физико-химическим методом является *ионообменный метод*. Он основан на способности ионитов замещать свои подвижные ионы на ионы солей, которые находятся в растворе в воде.

Катиониты — это иониты, которые меняют свои катионы на катионы, содержащиеся в воде соляных растворов. Среди них можно назвать алюмосиликаты, сульфированные угли и синтетические смолы, такие как КУ-1, КУ-5 и КБ-4. Катиониты, содержащие Na^+ , используются для замены солей кальция (Ca^{2+}) и магния (Mg^{2+}) на соли натрия (Na^+).

Иониты, обменивающие свои анионы на анионы солей и кислот, называются *анионитами*.

Для умягчения воды применяют обычно катиониты в водородной (Н-катионит) и натриевой (Na-катионит) формах. Если обозначим катионит, кроме подвижного иона, буквой R, то реакции ионообмена в жёсткой воде могут быть выражены следующими уравнениями:



Количество катионов кальция и магния, которое может быть поглощено определённым количеством катионита, называется *ёмкостью поглощения (E)*.

Ёмкость поглощения выражается в г-экв/кг или г-экв/м³ катионита (табл.6)

Таблица 6

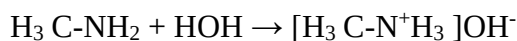
Ёмкость поглощения некоторых ионитов		
Ионоит	Ёмкость поглощения	
	г-экв/кг	г-экв/м ³
Катиониты		

Сульфуголь	1,3-2,7	1200-1900
Пермутит	-	850-950
КУ-1 (катионит универсальный)	1,6-2,8	
КУ-2	2,8-4,75	
КБ (катионит универсальный)	0,6-1,0	
Аниониты		
ЭДЭ-10А	1,5-2,2	
АВ-17	3,5	
АВ-18	1,5-3,0	

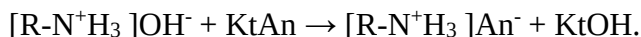
Анионообменные материалы являются синтетическими органическими смолами, в основном фенолформальдегидного или аминокформальдегидного типа.

Анионообменные свойства их обусловлены содержанием в молекулах смолы первичных, вторичных и третичных аминов и четвертичных аммониевых оснований

При растворении аминов в воде образуется ион замещённого аммония и ион гидроксила. Например:



Образующиеся гидроокиси аммониевых оснований вступают в реакцию обмена с анионами электролитов по схеме:

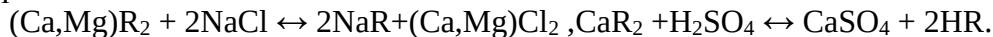


В данном случае ионитом удерживается анион электролита, а катион в виде гидроокиси остаётся в растворе.

После использования поглотительной ёмкости катиониты *регенерируют*.

Для регенерации Na-катионита через него пропускают насыщенный раствор поваренной соли, а для регенерации H-катионита – раствор серной кислоты.

При этом ионы кальция и магния вытесняются ионами натрия. Процесс может быть выражен уравнениями:



2.8 Загрязнение гидросферы

Основными источниками загрязнения воды являются точечные и неточечные источники: например, бытовые сточные воды, промышленные сбросы, сельскохозяйственные и животноводческие стоки, аварийные разливы, утечки из резервуаров для хранения, городские стоки и загрязненные дожди.

Основные промышленные выбросы поступают из следующих отраслей промышленности: химическая, нефтяная и нефтехимическая промышленность, напитки и продукты питания, бумага, текстиль, сахар, горнодобывающая промышленность и металлургия, кожевенное производство, рыболовство и переработка рыбы, производство удобрений.

Многие тысячи химических веществ попадают в водные объекты из антропогенных источников. Эти химические вещества обладают существенно различными свойствами, что делает невозможным мониторинг или измерение такого разнообразия.

Сброс сточных вод в поверхностные воды является основным глобальным источником загрязняющих веществ. Бытовые и промышленные отходы в основном сбрасываются в канализационные системы (промышленные отходы иногда сбрасываются непосредственно в поверхностные воды). Качество сточных вод зависит от качества неочищенных сточных вод, поступающих на очистные сооружения, и от их очистки. Моча, фекалии, бумага, мыло и синтетические моющие средства являются важными составляющими бытовых отходов.

Промышленные отходы многочисленны и весьма разнообразны; их качество зависит от характера отдельных операций с источниками (рис. 10).

На очистных сооружениях может проводиться различная обработка для улучшения качества сточных вод до их сброса в поверхностные воды.

Загрязняющие вещества в поверхностных водах переносятся реками либо в растворенном, либо в твердом состоянии, и впоследствии они могут накапливаться в озерах или в устьях рек, в которые они впадают. Океанские течения могут переносить загрязняющие вещества на большие расстояния.



Рис. 10. Типы загрязнений промышленными сточными водами

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Опишите основные свойства природных вод и их значение в природе.
2. Назовите основные источники промышленного загрязнения природных вод.
3. Что такое жесткость? Как классифицируют воды по степени жесткости? Объясните значение определения жесткости воды в экологической инженерии.
4. В каком из следующих источников воды умеренно высокая жесткость воды будет наиболее вредной и почему: городская вода; поливная вода; питательная вода котла; питьевая вода (с учетом потенциальной токсичности)?
5. Что такое ионообменная ёмкостью катионита и анионита? Перечислите наиболее распространенные катиониты и аниониты.

ГЛАВА III. ОТБОР, КОНСЕРВАЦИЯ, ТРАНСПОРТИРОВКА И ХРАНЕНИЕ ПРОБ

Отбор пробы воды – ключевой этап ее анализа и важное условие получения правильных результатов, применимых на практике. Неправильно взятая проба может привести к ошибкам, которые уже невозможно исправить. Существуют определенные рекомендации по отбору проб воды из разных источников – рек, озер, прудов, родников, колодцев, скважин, а также сточных и питьевых вод из централизованного водоснабжения.

Место для отбора пробы выбирается с учетом целей анализа и всех факторов, влияющих на состав пробы. Например, при отборе проб поверхностных и подземных вод необходимо внимательно исследовать окружающую местность, особенно притоки реки и источники загрязнения. Для отбора проб сточных вод необходимо тщательно изучить технологию производства, расположение цехов, систему канализации и станции очистки воды перед выбором места отбора.

Виды отбора проб включают разовый и серийный отбор.

При разовом отборе проба берется только один раз в определенной точке и используется для одного анализа. Этот метод применяется, когда результат одного анализа достаточен для оценки качества исследуемой воды, например, когда качество воды остается постоянным.

Однако, в большинстве случаев качество воды изменяется с местоположением и временем. В таких ситуациях используется *серийный отбор проб*, при котором берутся несколько проб на разных местах и/или в разное время. Анализ серии проб позволяет определить изменение содержания различных компонентов с учетом всех факторов.

Примерами серийного отбора проб являются зональный отбор, когда пробы берутся с разной глубины водоема, и отбор проб через определенные временные интервалы, который позволяет контролировать изменения качества воды.

Анализ серии проб дает более точные результаты, которые обрабатываются математическими методами статистики. Эти результаты могут быть использованы для принятия важных решений относительно качества и использования водоема.

Виды проб. Пробы воды можно разделить на два типа: простые и смешанные.

Для получения *простой пробы* необходимо однократно взять определенное количество воды. Анализ простой пробы дает информацию о составе воды в данном месте в определенный момент времени.

Смешанную пробу получают, смешивая несколько простых проб, собранных в одном месте в течение определенного времени или взятых одновременно в разных местах на объекте. Однако рекомендуется не собирать смешанную пробу за период более чем один день.

Нельзя использовать смешанную пробу для определения компонентов и характеристик воды, которые могут легко измениться со временем, такие как растворенные газы, pH и др. Чтобы определить эти характеристики, их необходимо определять в каждой отдельной пробе.

Смешанную пробу также нельзя использовать, если состав воды может изменяться со временем, например, если взаимодействуют различные компоненты воды или если их физические свойства изменяются.

Для анализа воды объем пробы должен быть достаточным и соответствовать методике анализа, используемой для исследования конкретной характеристики воды.

Сосуды для отбора и хранения проб. Чаще всего используются стеклянные бутылки из химически стойкого, прозрачного и бесцветного стекла, которые закрываются резиновыми или притертыми стеклянными пробками. Для иных целей можно использовать полиэтиленовые бутылки с завинчивающимися пробками. Основная проба обычно берется в бутылку емкостью 2 дм³. Посуду перед использованием необходимо тщательно вымыть. Для стеклянных и полиэтиленовых бутылок используют концентрированную соляную кислоту для устранения загрязнений, а для обезжиривания применяют синтетические моющие вещества. Очень грязные стеклянные бутылки можно очистить хромовой смесью. После

мыть посуду прополаскивают дистиллированной водой и доводят до суха, если это необходимо. Перед взятием пробы посуду несколько раз ополаскивают водой, которую собирают на анализ. Бутылки с пробой подписывают или нумеруют.

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 канале.

Рекомендуется отбирать пробы воды под поверхностью воды, предпочтительно в верхней трети глубины (обычно не менее 20-30 см).

При проведении санитарно-химического контроля качества воды, створы отбора проб следует устанавливать на проточных водоемах в 1 км выше ближайшего места водопользования (например, водозаборы для питьевого водоснабжения, купалища, территории населенных пунктов и т.д.). Пробы следует отбирать в створе в трех точках (на обоих берегах и в фарватере).

Не рекомендуется отбирать пробы воды перед плотиной и непосредственно за плотиной, так как такие пробы могут быть неточными в отношении содержания в воде растворенных газов и некоторых других компонентов.

Отбор проб воды из озер, водохранилищ и прудов. Вода в стоячих водоемах неравномерно в качестве, поэтому для получения репрезентативной пробы следует брать образцы в разных местах и на разных глубинах. Для санитарно-гигиенического контроля качества воды в непроточных водоемах и водохранилищах рекомендуется отбирать пробы в пределах 1 км в обоих направлениях от источника использования воды.

Для получения проб воды из родников, колодцев, скважин и дренажей, необходимо следовать определенным правилам. Если речь идет о пробе из искусственного водоприемника, то ее берут в специальную бутылку с водой, которая опускается на дно водоема или на место слива. При взятии пробы из родника может понадобиться предварительно углубить дно, чтобы можно было свободно опустить сосуд. Это делается за день до взятия пробы.

Для отбора проб из скважин используют глубинные пробоотборники или насосы. Если пробу берут из колодца, сначала частично выкачивают из него воду. Если колодец не использовался в течение длительного времени, то его полностью выкачивают и оставляют до тех пор, пока вода не наполнит его снова.

Для получения пробы из дренажных труб используют специальные трубки, которые помещают в канавку и направляют в поток дренажной воды. Затем подставляют пробоотборный сосуд к концу трубки и наполняют его. Если в канавках нет дренажных труб, то для отбора пробы используют чистые трубки длиной около 1 метра, которые укладывают в канавку.

Взятие проб дождевой воды и снега. Для улавливания дождевой воды можно использовать специальные сборники – например, установить воронку на крыше здания и направить воду через трубу в накопительный резервуар. Для сбора снега можно использовать широкие лопаты или совы, затем собранный снег можно собирать в специальные контейнеры или хранилища для дальнейшего анализа.

При сборе проб снега для мониторинга они берутся из районов, где снег наиболее густой. Для сбора образцов используется специальная или самодельная пластиковая бутылка емкостью 1,5-2 литра. Бутылка разрезается с обеих сторон, и снег собирается со всей глубины слоя, вплоть до уровня земли. Частицы почвы удаляются из собранного снега. Собранный снег растапливают и измеряют его объем. Чтобы охарактеризовать аэротехногенное загрязнение воздуха, необходимо дополнительно измерить площадь поверхности керна (например, диаметр бутылки) и высоту слоя снега.

Затем проводят химический анализ расплавленного снега для определения содержания различных загрязняющих веществ, таких как свинец, сера, азот, фтор и другие. Результаты анализа позволяют оценить уровень экологической обстановки в данной местности и, при необходимости, предпринять меры для улучшения качества окружающей среды. Также эти данные могут использоваться для мониторинга изменений в атмосферном загрязнении на протяжении времени.

Отбор проб из водопроводной сети осуществляется в тех местах, где это необходимо. Для этого используются специально установленные краны или водопроводные краны. Для отбора пробы необходим резиновый шланг, который подключается к крану с одной стороны, а с другой стороны опускается в бутылку для пробы. Кран медленно открывают до того момента, пока вода не начнет течь непрерывной струей толщиной около 0,5 см. После того, как проба будет наполнена водой, ее оставляют еще некоторое время под краном, чтобы вода перетекала через края до тех пор, пока температура не станет постоянной. Если необходимо проверить воду на содержание токсичных веществ (меди, свинца и т.д.), пробу берут немедленно после открытия крана.

Отбор проб сточных вод необходим для анализа их состава, который может значительно отличаться в зависимости от источника. К примеру, хозяйственно-фекальные сточные воды имеют переменный состав в зависимости от использования водопровода и санитарных устройств, в то время как состав промышленных сточных вод зависит от специфики производственных процессов. Для этого отбирают среднюю смешанную пробу за определенный период времени (час, смену, сутки) или серию проб в соответствии с заранее разработанным планом. Также определяются максимальное и минимальное количество сточных вод в течение суток, а также изменение качества воды на дневном, недельном или годовом уровне.

Для определения времени прохождения сточной воды между различными местами отбора используют вычисления или индикаторные вещества, например, меченые атомы и растворы солей.

При отборе пробы важно выбирать место наибольшего течения для получения наиболее точного отражения состава воды. Анализ пробы проводится в тот же день.

Консервация проб воды целью имеет сохранение состава и свойств воды, так как определение ее химических компонентов должно быть проведено в том состоянии, в котором проба была взята. Консервация необходима в случаях, когда определенный компонент может измениться со временем между отбором и анализом пробы. Некоторые параметры, такие как температура, pH и содержание газов, могут изменяться очень быстро, что может привести к изменению других компонентов в пробе. Например, изменение pH может вызвать осаждение или растворение некоторых компонентов, таких как соли железа, марганца или кальция. Поэтому, для достоверных результатов анализа, важно правильно законсервировать пробу воды перед ее последующей обработкой в лаборатории.

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 4 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.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

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 вещества используются при консервировании проб воды?
 5. Какие показатели качества воды определяются сразу при отборе проб?

ГЛАВА 4. ОРГАНОЛЕПТИЧЕСКИЕ И ФИЗИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ ВОДЫ

Лабораторная работа №3. Определение температуры, запаха и вкуса воды

Цель работы: определение температуры, запаха и вкуса воды.

1) *Определение температуры воды.* Температуру измеряют в водоеме при взятии пробы или же определяют в бутылки сразу после ее выемки. В этом случае температуру бутылки (емкостью не менее 1 л) перед отбором пробы приводят к показателям исследуемой воды.

Для измерения температуры воды используют ртутный или спиртовой термометры с делениями на $0,1^{\circ}\text{C}$. Термометр погружают в воду не менее чем на 5 мин, после чего отсчитывают показания шкалы прибора, не извлекая его из воды. Если этого сделать нельзя, то резервуар термометра обвязывают 5-6 слоями марли, погружают на определенную глубину, выдерживая не менее 5 мин, и для отсчета вынимают из воды.

2) *Определение запаха и вкуса воды.*

Вкус и запах могут быть вызваны природными неорганическими и органическими химическими загрязнителями, и биологическими источниками или процессами (например, водными микроорганизмами), загрязнением синтетическими химическими веществами, коррозией или в результате проблем с очисткой воды (например, хлорированием). Вкус и запах могут также проявляться во время хранения и распространения в результате микробной активности.

Вкус и запах питьевой воды могут свидетельствовать о той или иной форме загрязнения или о сбоях в процессе очистки или распределения воды. Следовательно, это может быть признаком присутствия потенциально вредных веществ. Необходимо выяснить причину и проконсультироваться с соответствующими органами здравоохранения, особенно в случае внезапных или существенных изменений.

Существует ряд разнообразных организмов, которые часто не имеют значения для общественного здравоохранения, но нежелательны, поскольку они производят вкус и запах. Помимо того, что они влияют на приемлемость воды, они указывают на то, что водоподготовка и/или техническое обслуживание и ремонт распределительной системы являются недостаточными.

Актиномицеты и грибы могут быть в изобилии обнаружены в поверхностных источниках воды, включая водохранилища, и они также могут расти на неподходящих материалах в системах водоснабжения, таких как каучук. Они могут продуцировать геосмин, 2-метилизоборнеол и другие вещества, придающие питьевой воде неприятный вкус, и запах.

Цветение цианобактерий и других водорослей в водоемах и речных водах также может вызывать запах и привкус.

Высокие концентрации хлоридов придают воде солоноватый привкус. Концентрации, превышающие 250 мг/л, все чаще обнаруживаются по вкусу, но некоторые потребители могут привыкнуть к низким уровням вкуса, вызванного хлоридами. Большинство людей могут ощущать вкус или запах хлора в питьевой воде при концентрациях значительно ниже 5 мг/л, а некоторые даже при концентрациях до 0,3 мг/л. Следовательно, в процессе хлорирования остаточный хлор на стороне потребителя не должен превышать 0,2 мг/л.

Классификация запахов:

- отсутствие запаха
- аммиачный
- запах тухлых яиц (сульфид)
- хлористый (отбеливатель)
- землистый
- фруктовый
- запах топлива
- молочный
- маслянистый

- мыльный
- рыбный и некоторые другие

По характеру запахи делятся на 2 группы:

1. Запахи естественного происхождения – запахи, происходящие от организмов, обитающих и отмерших в воде, а также влияния состава почв (таблица 7).

2. Запахи искусственного происхождения – запахи промышленных выбросов, сточных вод, а также химических реагентов, используемых на водопроводных сооружениях и т.п. (например, хлорфенольный, камфорный, бензиновый, хлорный и т.п.).

Запах воды определяют органолептическим методом, который основан на органолептическом исследовании характера и интенсивности запаха воды при 20 и 60°C.

1) Исследование характера и интенсивности запаха воды при 20°C

1. Заполните колбу на 500 мл примерно 200 мл образца.
2. Закройте пробкой.
3. Хорошо встряхните вращательным движением колбу при комнатной температуре.
4. Откройте колбу и понюхайте горлышко колбы.
5. Определите запах с точки зрения упомянутых выше классификаций
6. Занесите результаты в таблицу 8.

Таблица 7

Классификация запахов естественного происхождения

Характер запаха	Примерный род запаха
Ароматический	Огуречный, цветочный
Болотный	Илистый, тинистый
Гнилостный	Фекальный, сточной воды
Древесный	Мокрой щепы, древесной коры
Землистый	Прелый, свежеспаханной земли, глинистый
Плесневый	Затхлый, рыбьего жира
Рыбный	Рыбы, рыбьего жира
Сероводородный	Тухлых яиц
Травянистый	Скошенной травы, сена
Неопределенный	Не подходящий под предыдущие определения

Интенсивность запаха при комнатной температуре может быть очень низкой и не может быть обнаружена и поэтому используют второй способ.

2) Исследование характера и интенсивности запаха воды при 60°C

1. Заполните колбу на 500 мл примерно 200 мл образца.
2. Закройте пробкой.
3. Нагрейте колбу примерно до 58-60°C.
4. Откройте колбу и понюхайте горлышко колбы.
5. Определите запах с точки зрения упомянутых выше классификаций и в зависимости от интенсивности.
6. Занесите результаты в таблицу 8.

Запахи необходимо определять группой наблюдателей, так как единичное наблюдение может быть неточным. В результатах исследования учитывается общее единогласное мнение наблюдателей.

Интенсивность запаха можно определить по его силе в пятибалльной системе:

- 0 – нет запаха
- 1 – очень слабый
- 2 – слабый
- 3 – отчетливый
- 4 – сильный
- 5 – очень сильный

Примечание: для питьевой воды допускается интенсивность запаха не более 2 балла.

Таблица 8

Результаты определения запаха в образцах воды

№	Наименование образца	Классификация запаха	Интенсивность запаха при 20°C	Интенсивность запаха при 60°C	Примечание

Вкус и привкус. Что касается вкуса, то его следует отмечать только тогда, когда установлена полная питьевая пригодность воды, то есть она должна быть свободна от всех примесей (физических, химических и биологических).

Вкус и привкусы воды, обнаруживаемые непосредственно в воде или (для водоемов хозяйственно-питьевого назначения) после хлорирования, не должны превышать 2 баллов.

Вкус и привкусы оценивают, как качественно, так и количественно по интенсивности в баллах.

Различают следующие виды вкуса:

- без вкуса
- сладкий
- соленый
- кислый
- горький.

Остальные вкусовые ощущения называют привкусами: хлорный, рыбный, металлический и т. п.

Интенсивность вкуса и привкуса определяют по 5-тибальной шкале, так же, как и запах:

- 0 – нет запаха
- 1 – очень слабый
- 2 – слабый
- 3 – отчетливый
- 4 – сильный
- 5 – очень сильный

Примечание. Вкус и привкус определяют в сырой воде при комнатной температуре и 60°C. В воде открытых водоемов и источников, сомнительных в санитарном отношении, вкус воды устанавливают после ее кипячения. При необходимости воду хлорируют и определяют характер и интенсивность вкуса и привкуса.

Выполнение работы

1. В рот набираете 10-15 мл воды.
2. Держите несколько секунд, не проглатывая.
3. Определяете характер и интенсивность вкуса и привкуса по вышеприведенной классификации.
4. Результаты исследования вкуса и привкуса занесите в таблицу 9.

Таблица 9

Результаты определения вкуса и привкуса в образцах воды

№	Наименование образца	Классификация вкуса	Интенсивность вкуса	Примечание

Лабораторная работа №4. Определение pH воды

Цель работы: определение pH образцов различными способами: 1) универсальным индикатором; 2) pH-бумагой и 3) цифровым pH-метром.

Устройство: pH-метр с электродом, стаканы, термометр, компаратор цветов с дисками, кюветы.

Реактивы:

1. Буферные растворы
2. pH-бумага
3. Универсальный индикатор

Принцип метода. Значение pH воды указывает на концентрацию ионов водорода в воде, и концепция pH была выдвинута Соренсоном в 1909 г.

pH выражается как обратный логарифм концентрации ионов водорода в моль/л при заданной температуре:

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

Шкала pH простирается от 0 (очень кислая) до 14 (очень щелочная), при этом 7 соответствует точной нейтральности при 25°C. pH используется при расчете содержания карбоната, бикарбоната и CO₂, коррозии и индекса стабильности и т.д. В то время как щелочность или кислотность измеряют общую устойчивость к изменению pH или буферную способность, pH определяет активность ионов водорода.

pH может быть измерен колориметрически или электрометрически. Колориметрический метод используется только для приблизительной оценки. Это можно сделать либо с помощью универсального индикатора, либо с помощью pH-бумаги.

Водородный электрод является абсолютным стандартом для измерения pH. Они варьируются от портативных устройств на батарейках до высокоточных приборов. Но стеклянный электрод меньше подвержен помехам и используется в комбинации с каломельным электродом сравнения. Эта система основана на том факте, что изменение 1 единицы pH создает электрический заряд 59,1 мВ при 25°C.

Порядок выполнения работы

(1) Использование универсального индикатора

1. В кювету отберите 10 мл пробы.
2. В другую кювету возьмите еще 10 мл пробы, добавьте 0,2 мл универсального индикатора и поместите в предусмотренное отверстие.
3. Цветной диск, соответствующий этому индикатору, вставляется в компаратор, и диск поворачивается таким образом, чтобы 2 круга обозначали одинаковые цвета.
4. Примите показания к сведению.
5. Процедуру можете повторить с использованием индикатора, диапазон которого близок к полученному значению.
6. Получите точный pH.
7. Запишите значение pH образца в таблицу 8.

(2) Использование pH-бумаги

1. Окуните pH-бумагу в образец.
2. Сравните цвет с цветом, указанным на обертке индикаторной бумаги.
3. Запишите значение pH образца вместе с его температурой в таблицу 8.

(3) Использование pH-метра

1. Следуйте инструкциям производителя по эксплуатации.
2. Окуните электрод в буферный раствор с известным pH.
3. Включите источник питания и снимите показания. Стандартизируйте прибор с помощью калибровочной ручки.
4. После очистки снова окуните электроды в буферный раствор с pH 7.

Обратите внимание на показания. Если pH равно 7, прибор откалиброван. Если нет, исправьте значение и обработайте его так, чтобы показания на циферблате показывали pH 7,0.

5. Раствор, pH которого необходимо определить, берется в стакан, и регулируется температура таким образом, чтобы температура раствора была такой же, как на циферблате.

6. Электрод промойте дистиллированной водой.

7. Затем погрузите в исследуемый раствор. Показания на циферблате показывают значение pH раствора.

Результаты всех полученных измерений занесите в таблицу 10.

Результаты исследования

№ образца	pH		
	pH-бумажный	pH-метр	Универсальный индикатор
1			
2			

Лабораторная работа №5. Определение цветности воды

Цель работы: ознакомление с понятием цветность воды и определение цветности фотометрическим методом.

Сущность метода. Визуальный и фотометрический методы определения цветности основаны на сравнении испытуемых проб с растворами, имитирующими природную цветность. Для определения цветности используют хром-кобальтовую шкалу.

Измерение цветности питьевых, природных и сточных вод производится в диапазоне от 1 до 500 градусов цветности визуальным и фотометрическим методами.

*Выполнение работы**а) визуальное определение*

1. В цилиндр Несслера налить 100 см³ исследуемой, при необходимости профильтрованной пробы.
2. Сравнить с растворами шкалы цветности, просматривая сверху на белом фоне.
3. Подобрать раствор с тождественной окраской.

Примечание: если исследуемая проба имеет цветность выше 70°, то определение проводят после ее разбавления дистиллированной водой до получения окраски исследуемой воды, сравнимой с окраской шкалы цветности.

б) фотометрическое определение

1. Построить калибровочный график цветности воды или использовать уже построенный график.
2. В кювету толщиной 50 мм поместить исследуемую, при необходимости профильтрованную, пробу воды.
3. Поместить кювету в прибор и снять показания прибора при $\lambda = 413$ нм по отношению к дистиллированной воде.
4. По градуировочному графику определить величину цветности.

Обработка результатов измерений: при визуальном определении цветности полученный результат (градусы цветности) умножают на число, соответствующее величине разбавлений.

При фотометрическом определении величину цветности (градусы цветности) находят по градуировочному графику. Если проба была разбавлена, то учитывают коэффициент разбавления [16].

Лабораторная работа №6. Определение мутности воды

Цель работы: ознакомление с понятием мутность воды и определение мутности турбидиметрическим методом.

Сущность метода. Турбидиметрический метод определения мутности основан на сравнении испытуемых проб со стандартными суспензиями каолина или формазина.

Количественный химический анализ проб питьевых, природных и сточных вод для определения мутности производится в диапазоне 0,1 – 5,0 мг/дм³ (по каолину) и 1,0 – 100,0 ЕМФ (или ЕМ/дм³) – единицах мутности по формазину турбидиметрическим методом.

Если при определении мутности по каолину ее величина превышает верхнюю границу диапазона (более 5 мг/дм³), то допускается разбавление пробы таким образом, чтобы величина мутности соответствовала регламентируемому диапазону.

Выполнение работы

1. Построить калибровочный график мутности воды или использовать уже построенный график.
2. В кювету толщиной 50 мм внести тщательно перемешанную испытуемую пробу воды.
3. Поместить кювету в прибор и снять показания прибора при $\lambda = 520$ нм по отношению к дистиллированной воде.
4. По градуировочному графику определить величину мутности.

Примечание. Если цветность исследуемой пробы ниже 10° (по хром-кобальтовой шкале), то в качестве фона используют бидистиллированную воду. Если цветность исследуемой пробы выше 10° , то фоном служит исследуемая проба, из которой удалены взвешенные вещества центрифугированием или фильтрованием через мембранные фильтры.

Обработка результатов измерений: величину мутности X (мг/дм^3) находят по соответствующему градуировочному графику. Если пробы была разбавлена, то учитывается коэффициент разбавления [17].

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Какие показатели относятся к физическим показателям качества воды?
2. Чем отличаются понятия прозрачность и мутность воды?
3. Что подразумевается под рН воды? Какими способами можно определить рН воды?
4. В чем различие вкуса и привкуса вод? Как можно определить вкус и привкус сточных вод?
5. Чем обусловлена мутность и цветность природных вод?

ГЛАВА 5. ХИМИЧЕСКИЕ ПОКАЗАТЕЛИ КАЧЕСТВА ВОДЫ

5.1. Минерализация и сухой остаток

Минерализация – суммарное содержание всех найденных при химическом анализе минеральных веществ. Она выражается в мг/дм³.

Минерализация природных вод изменяется в широких пределах. Большинство рек имеет минерализацию воды от нескольких десятков до нескольких сотен миллиграммов в 1 дм³.

Минерализацию обычно характеризуют двумя определяемыми показателями: сухим остатком (мг/дм³) и жесткостью (моль-экв./дм³), 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°C. В процессе обработки из нее удаляются летучие компоненты и вещества, разлагающиеся с образованием летучих компонентов.

Минеральную часть воды составляют ионы Na⁺, K⁺, Ca²⁺, Mg²⁺, Cl⁻, SO₄²⁻, HCO₃⁻. Именно эти главные ионы и обуславливают в основном электропроводность природных вод. Присутствие других ионов не сильно влияет на электропроводность, если последние (например, Fe³⁺, Fe²⁺, Al³⁺, Mn²⁺, NO₃⁻ 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 мкСм/см (микросименс на сантиметр).

Минерализация подземных вод и соленых озер изменяется от 40-50 мг/дм³ до 650 г/кг (плотность воды в этом случае уже значительно отличается от единицы).

Удельная электропроводность атмосферных осадков (с минерализацией от 3 до 60 мг/дм³) составляет 20-120 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 мг/дм³. По согласованию с органами санэпиднадзора для водопровода, подающего воду без соответствующей обработки (например, из артезианских скважин), допускается минерализация до 1500 мг/дм³. Такие нормируемые величины минерализации соответствуют удельной электропроводности в 2 мСм/см и 3 мСм/см, соответственно, в случае как хлоридной (в пересчете на NaCl), так и карбонатной (в пересчете на CaCO₃) минерализации воды [19].

Лабораторная работа №7. Определение минерализации воды

Цель работы: определение минерализации воды по удельной электропроводности.

Сущность метода. Анализ основан на определении удельной электропроводности воды.

Реактивы и оборудование:

- Кондуктометр
- Высокий стакан

Выполнение работы

1. Берем пробы исследуемых вод и наливаем в стаканы.
2. Опускаем в стакан полностью электрод кондуктометра.
3. Перемешиваем воду электродом.

4. Снимаем показания прибора.

Примечание: Показания прибора в зависимости от марки прибора приводятся в виде удельной электропроводности (мкСм/см) или в пересчете на хлорид натрия (мг/дм³).

Лабораторная работа №8. Определение массовой концентрации сухого остатка

Цель работы: определение массовой концентрации сухого остатка гравиметрическим методом.

Сущность метода. Гравиметрический метод определения массовой концентрации сухого остатка основан на взвешивании остатка, полученного при выпаривании аликвотной части отфильтрованной пробы исследуемой воды и высушенного при температуре 105 ± 2 °С.

Подготовка к выполнению измерений. Приготовление раствора соляной кислоты массовой доли 6 %. В стакане из термостойкого стекла вместимостью 1000 см³ смешивают 150 см³ соляной кислоты с 850 см³ дистиллированной воды. Смесь хранят под тягой во флаконе с притертой пробкой. Срок хранения – 6 месяцев при комнатной температуре.

Выполнение работы

1. Фарфоровые чашки заранее доводим до постоянной массы гравиметрическим методом.
2. Берем от 25 до 1000 см³ исследуемой пробы воды в зависимости от предполагаемой массовой концентрации сухого или прокаленного остатка.
3. Фильтруем пробы воды через фильтр «синяя лента»
4. Помещаем пробу воды (не более на $\frac{3}{4}$ объёма) в фарфоровую чашку.
5. Выпариваем на водяной бане досуха в вытяжном шкафу.
6. Постепенно прибавляем оставшуюся воду по мере упаривания пробы.
7. После выпаривания внешнюю поверхность чашки с сухим остатком тщательно вытираем фильтровальной бумагой и помещаем в сушильный шкаф, нагретый до (105 ± 2) °С, высушиваем в течение трех часов, охлаждаем в эксикаторе, взвешиваем.
8. Повторяем пункт 7 до достижения постоянной массы.
9. Результаты взвешивания записываем в рабочем журнале.

Обработка результатов. Массовую концентрацию сухого остатка X_c (мг/дм³) вычисляем по формуле:

$$X_c = \frac{(M_1 - M_2)}{V} \times 10^6,$$

где M_1 – масса чашки с высушенным остатком, г;

M_2 – масса пустой чашки, г;

V – аликвотная часть пробы воды, см³;

10^6 – коэффициент пересчета единиц измерения г/см³ в мг/дм³ [20].

5.2. Газовый состав вод

В воде природных источников чаще всего присутствуют следующие газы: кислород, диоксид углерода (углекислый газ) и сероводород.

Кислород находится в воде в растворенном виде. Растворенный кислород в подземных водах отсутствует, содержание в поверхностных водах соответствует парциальному давлению, зависит от температуры воды и интенсивности процессов, обогащающих или обедняющих воду кислородом, и может достигать 14 мг/л

Содержание кислорода и двуокиси углерода даже в значительных количествах не ухудшает качества питьевой воды, но способствует коррозии металла. Процесс коррозии усиливается с повышением температуры воды, а также при движении её. При значительном содержании в воде агрессивной двуокиси углерода коррозии подвергаются также стенки бетонных труб и резервуаров. В питательной воде паровых котлов среднего и высокого давления присутствие кислорода не допускается.

Содержание сероводорода придает воде неприятный запах и, кроме того, вызывает коррозию металлических стенок труб, баков и котлов. В связи с этим присутствие H_2S не

допускается в воде, употребляемой для хозяйственно-питьевых и для большинства производственных нужд.

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 Fe^{2+} , Mn^{2+} , NO_3^- , NH_4^+ , CH_4 , H_2S).

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

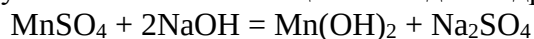
Концентрация кислорода определяет величину окислительно-восстановительного потенциала и в значительной мере направление и скорость процессов химического и биохимического окисления органических и неорганических соединений. Кислородный режим оказывает огромное влияние на жизнь водоема. Минимальное содержание растворенного кислорода, обеспечивающее нормальное развитие рыб, составляет около 5 мг/дм^3 , понижение до 2 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 мг/дм^3 в любой период года; для водоемов рыбохозяйственного назначения – не должна быть ниже 4 мг/дм^3 в зимний период (при ледоставе) и 6 мг/дм^3 – в летний.

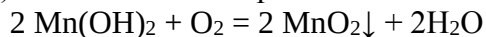
Лабораторная работа № 9. Определение растворенного кислорода по Винклеру

Цель работы: 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):



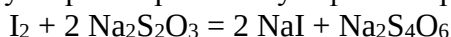
Гидроксид марганца (II) окисляется кислородом в оксид марганца (IV):



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



Выделяющийся йод титруют раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала:



Предел обнаружения растворенного кислорода составляет $0,05 \text{ мг/дм}^3$.

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

Выполнение работы

1. Калибруем стеклянные колбы на 250 см^3 с притертой пробкой по следующей схеме:

- а) взвешиваем колбу с пробкой,
 - б) наполняем ее доверху дистиллированной водой,
 - в) закрываем пробкой и повторно взвешиваем;
 - г) по разнице масс определяем массу воды в колбе и ее объем (при расчете объема воды плотность пресной воды берем как 1 г/см³).
2. В прокаленные стеклянные колбы на 250 см³ с притертой пробкой отбираем пробы исследуемой воды и фиксируем кислород:
- а) отбираем пробы воды в склянки, опустив их на глубину 0,5 м;
 - б) вынимаем склянки из-под воды и сразу же фиксируем кислород добавлением 2 см³ раствора MnSO₄ (или MnCl₂) и 2 см³ щелочного раствора KI;
 - г) закрываем колбы пробкой, чтобы не было пузырьков воздуха;
 - д) колбу тщательно перемешиваем.
3. После выпадения осадка приливаем 4 см³ H₂SO₄ (1:4) пипеткой в нижнюю часть колбы, при этом часть жидкости из колбы будет переливаться.
4. Затем закрываем склянку пробкой и перемешиваем до растворения осадка MnO₂.
5. После этого всю пробу переливаем в коническую колбу для титрования вместимостью 500 см³
6. Титруем 0,01 н. раствором тиосульфата натрия до соломенно-желтого цвета.
7. После добавляем 1 см³ крахмала и титруем до исчезновения синей окраски.
8. Рассчитываем содержание растворенного кислорода (X) в мг/дм³ производим по формуле:

$$X = \frac{V_T \cdot N \cdot K \cdot \Xi_{O_2}}{V_{\text{пробы}} - V_1} \cdot 1000$$

где V_T – объем тиосульфата натрия, пошедшего на титрование, см³;

N – концентрация тиосульфата натрия, моль-экв/дм³;

V_{пробы} – объем пробы в склянке, см³;

V₁ – объем реактивов, добавленный до образования Mn(OH)₂, см³;

1000 – коэффициент для перевода от граммов к миллиграммам;

Ξ(O₂) – эквивалент кислорода, г/моль-экв;

K – коэффициент поправки к концентрации титранта.

Лабораторная работа № 10. Определение активного хлора

Цель работы: определение активного хлора в водах титриметрическим методом.

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.

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/дм³, остаточный связанный – в пределах 0,8–1,2 мг/дм³; при одновременном присутствии в воде свободного и связанного хлора их общая концентрация не должна превышать 1,2 мг/дм³.

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/дм³ активного хлора. Колориметрическим методом можно пользоваться при концентрации активного хлора в пробе от 0,01 до 7 мг/дм³.

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.

Примечание: при содержании «активного хлора» менее 1 мг/дм³ берут 1 дм³ пробы, при содержании его от 1 до 10 мг/дм³ – 500 см³ и т.д. (расход тиосульфата натрия на титрование не должен превышать 20 см³).

Выполнение работы

7. Берем 1 дм³ или 500 см³ пробы в зависимости от содержания «активного хлора».
8. Добавляем 5 см³ уксусной кислоты и ≈1 г твердого иодида калия.
9. Титруем 0,01 н. раствором тиосульфата натрия до получения светло-желтой окраски.
10. После добавляем 1 см³ раствора крахмала.
11. Титруем до исчезновения синего окрашивания.
12. Параллельно проводим титрование холостой пробы с дистиллированной водой.

Расчет. Содержание активного хлора (X) в мг/дм³ вычисляем по формуле:

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

где V₁ – объем раствора Na₂S₂O₃, израсходованного на титрование, см³;

V₂ – объем раствора Na₂S₂O₃, израсходованного на титрование в холостом опыте, см³;

N – нормальная концентрация раствора Na₂S₂O₃, моль-экв/дм³;

K – поправочный коэффициент к концентрации Na₂S₂O₃;

V_{пробы} – объем анализируемой пробы, см³;

Э_{Cl} – эквивалент хлора, г/моль-экв;

1000 – коэффициент перерасчета г в мг.

Лабораторная работа №11. Определение содержания двуокиси углерода

Цель работы: определение содержания двуокиси углерода в водах.

Сущность метода. Метод основан на поглощении щелочью двуокиси углерода с образованием карбонат-ионов, переходящих при подкислении в гидрокарбонат-ионы.

Выполнение работы

1. В коническую колбу берем 100 мл исследуемой воды.
2. Добавляем 2 капли раствора фенолфталеина.
3. Титруем 0,1 М раствором соляной кислоты до обесцвечивания раствора. Объем кислоты, израсходованный на титрование по фенолфталеину, в расчет не принимают.
4. Далее добавляем 3 капли метилового оранжевого.
5. Титруем соляной кислотой до изменения цвета раствора из желтого в розовый.
6. Рассчитываем общую массовую концентрацию гидрокарбонат-ионов (X₁), г/дм³ по формуле:

$$X_1 = \frac{V_1 \cdot M \cdot 61}{V_2 - V_3},$$

где V₁ – объем раствора HCl, израсходованный на титрование по метиловому оранжевому, см³;

M – молярность раствора HCl;

61 – грамм-эквивалент гидрокарбонат-иона;

V₂ – суммарный объем пробы и щелочной зарядки, см³;

V₃ – объем щелочной зарядки, см³.

Массовую концентрацию растворенного диоксида углерода (X₂, г/дм³) вычисляем по формуле:

$$X_2 = (X_1 - X_3) \cdot 0,72,$$

где X₁ – общая массовая концентрация гидрокарбонат-ионов, г/дм³;

X₃ – исходная массовая концентрация гидрокарбонат-ионов, г/дм³;

0,72 – коэффициент пересчета количества гидрокарбонат-ионов на эквивалентное количество двуокси углерода, г/дм³ [6].

5.3. Окисляемость и биохимическое потребление кислорода

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 дм³ воды (мг О₂ /дм³).

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 (БПК₂₀); считается, что эта величина близка к БПК_п.

Лабораторная работа №12. Определение перманганатной окисляемости

Цель работы: определение перманганатной окисляемости в водах титриметрическим методом.

Сущность метода. Метод основан на окислении органических и неорганических веществ, присутствующих в пробе воды, известным количеством перманганата калия в сернокислой среде при кипячении в течение 10 минут. Не вошедший в реакцию перманганат калия восстанавливают щавелевой кислотой. Избыток щавелевой кислоты титруют раствором перманганата калия.

Метод позволяет определить количество органических веществ, на окисление которых расходуется до 10 мг/дм³ кислорода.

Определению окисляемости мешают присутствующие в пробе сульфид-ионы, нитрит-ионы железа (II).

Содержание сульфид-ионов, нитрит-ионов и ионов железа (II) определяют отдельно, а результат, в пересчете на окисляемость в мг/дм³ потребленного кислорода, вычитают из найденного числового значения величины показателя окисляемости.

1 мг H₂S – соответствует 0,047 мг потребленного кислорода

1 мг NO₂ – » 0,35 мг » »

1 мг Fe (II) – » 0,14 мг » »

Выполнение работы

1. В колбу помещаем 100 см³ (или меньший её объём, разбавленный дистиллированной водой до 100 см³) хорошо перемешанной пробы, несколько капилляров или стеклянных шариков.
2. Приливаем 5 см³ разбавленной серной кислоты (1:3) и 10 см³ раствора перманганата калия (0,002 моль/дм³).
3. Смесь нагреваем так, чтобы она закипела не позднее чем через 5 минут.
4. Кипятим примерно 10 мин, закрыв маленькой конической воронкой для уменьшения испарения.

Если в процессе кипячения содержимое колбы потеряет розовую окраску или побуреет, то определение повторяют, разбавив исследуемую воду.

5. К горячему раствору немедленно прибавляем 10 см³ 0,005 моль/дм³ раствора щавелевой кислоты.

6. Обесцвеченную горячую смесь сразу титруем 0,002 моль/дм³ раствором перманганата калия до слабо-розового окрашивания.

Если при титровании пробы расходуется более 7 см³ раствора перманганата калия, то пробу разбавляем и повторяем определение.

Если при анализе предварительно разбавленной пробы на титрование расходуется менее 2 см³ раствора перманганата калия, то определение повторяем с менее разбавленной или неразбавленной пробой.

7. Рассчитываем перманганатную окисляемость, выраженную в расчете на атомарный кислород в мг/дм³, по формуле:

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \cdot K \cdot C \cdot 8 \cdot 5 \cdot 1000 \cdot K_p}{V},$$

где V_1 – объем раствора перманганата калия, израсходованного на титрование исследуемой пробы, см³;

V_2 – объем раствора перманганата калия, израсходованного на титрование холостой пробы, см³;

K – поправочный коэффициент к раствору перманганата калия;

C – концентрация раствора перманганата калия, равная 0,002 моль/дм³;

V – объем пробы, взятой для анализа, см³;

K_p – коэффициент разбавления пробы;

8 – атомная масса кислорода;

5 – стехиометрический коэффициент.

За окончательный результат принимают среднее арифметическое трех параллельных определений, допускаемые расхождения между которыми не должны превышать 2% (ГОСТ Р 55684-2013).

Лабораторная работа № 13. Биохимическое потребление кислорода

Цель работы: определение биохимического потребления 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°C.

Выполнение работы

1. В колбу берем 1–1,5 дм³ исследуемой воды, наполняя ее на 2/3,
2. Аэрируем ее в течение 1 минуты путем интенсивного встряхивания.
3. Набираем воду в 2 откалиброванные специальные колбы с пробками для определения растворенного кислорода.
4. В одной колбе сразу определяют содержание растворенного кислорода по Винклеру (см. работу №9).
5. Вторую колбу выдерживаем в термостате при 20°C в течение определенного количества времени
6. Затем снова определяем содержание растворенного кислорода по Винклеру.
7. Рассчитываем БПК в мг О₂/дм³ по разности между содержанием кислорода в исходной воде (X_0) и в воде, выдержанной определенное время (X_1):

$$\text{БПК (мг О}_2\text{/дм}^3\text{)} = X_0 - X_1$$

5.4. Кислотность и щелочность вод

Кислотностью называют содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными основаниями.

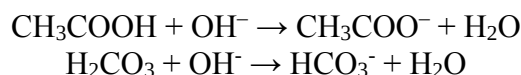
К таким веществам относят:

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.

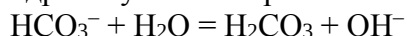
В природных водах кислотность в большинстве случаев зависит только от содержания углекислоты. Естественную часть кислотности создают также гуминовые и слабые органические кислоты. В этих случаях pH воды не бывает ниже 4,5. В загрязненных водоемах может содержаться большое количество сильных кислот или солей за счет сброса промышленных сточных вод, в таких случаях 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 pH ниже 4,5, называется *свободной кислотностью*.

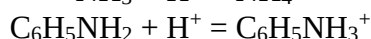
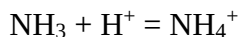
Щелочность воды называют содержание в ней веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами.

К этим веществам относят:

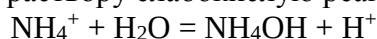
- 1) сильные основания (гидроксид натрия, гидроксид калия и т.п.);
- 2) слабые основания (аммиак, анилин, пиридин и т.п.);
- 3) анионы слабых кислот (HCO_3^- , CO_3^{2-} , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , HSO_3^- , SO_3^{2-} , анионы гуминовых кислот, HS^- , S^{2-} и т.д.), которые гидролизуются с образованием 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:



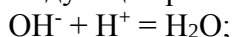
которые, гидролизуясь, придают раствору слабокислую реакцию:



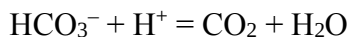
Слабокислая реакция создается в растворе и в конце титрования анионов, входящих в третью группу, так как при таком титровании образуются соответствующие слабые кислоты, частично диссоциирующие с образованием ионов водорода, например:



Общая щелочность поверхностных вод обычно связана с присутствием в ней гидрокарбонатов щелочноземельных металлов, в меньшей степени – щелочных. В этом случае значение pH воды не превышает 8,3. Растворимые карбонаты и гидроксиды (в случае сточных вод) повышают значение pH . Ионы OH^- и 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 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 щелочности по фенолфталеину, равной нулю, можно считать, что общая щелочность воды равна ее карбонатной жесткости.

Лабораторная работа №14. Определение содержания общей кислотности воды

Цель работы: определение содержания общей кислотности воды.

Выполнение работы

1. Берем 100 см³ исследуемой пробы в коническую колбу на 250 см³.
2. Добавляем 5-10 капель раствора фенолфталеина.
3. Титруем раствором щелочи до появления не исчезающей слабо-розовой окраски.
4. Если при добавлении фенолфталеина к исследуемой пробе воды раствор сразу приобретает розовую окраску, то углекислота отсутствует.
5. Записываем результаты исследования.
6. Производим расчеты по соответствующим формулам.

Общую кислотность ($c_{об}$, ммоль/дм³) вычисляем по формуле:

$$c_{об} = \frac{C \cdot K \cdot V_{Тоб} \cdot 1000}{V},$$

где C – молярная концентрация раствора гидроксида натрия, моль/дм³;

K – поправочный коэффициент раствора гидроксида натрия;

$V_{Тоб}$ – объем раствора гидроксида натрия, пошедшего на титрование, см³;

1000 – коэффициент массового пересчета;

V – объем пробы, взятой для определения, см³ (ЦВ 1.01.17-2004).

Лабораторная работа №15. Определение щелочности воды

Цель работы: определение количества следующих типов щелочности, присутствующих в данных образцах:

- (а) щелочность гидроксида;
- (b) карбонатная щелочность;
- (с) бикарбонатная щелочность;
- (d) гидроксидно-карбонатная щелочность;
- (е) карбонатно-бикарбонатная щелочность.

Принцип метода. Щелочность воды является мерой ее способности нейтрализовать кислоты. Это происходит в первую очередь из-за солей слабых кислот, хотя слабые или сильные основания также могут вносить свой вклад. Щелочность обычно обеспечивается бикарбонатом, карбонатом гидроксида. Он измеряется объемно титрованием 0,02 н. серной кислотой и указывается в пересчете на эквивалентное количество СаСО₃.

Для образцов, начальный рН которых превышает 8,3, титрование проводится в два этапа. На первом этапе титрование проводится до тех пор, пока рН не снизится до 8,2, точки, при которой индикатор фенолфталеина из розового становится бесцветным. Это значение соответствует точкам превращения карбоната в бикарбонат-ион.

Вторая фаза титрования проводится до тех пор, пока рН не снизится до 4,5, что соответствует конечной точке метилового оранжевого, которая соответствует к точкам эквивалентности для превращения бикарбонат-иона в углекислоту (рис.11).

Порядок выполнения работы

1. Пипеткой наберите 50 мл образца в чистую колбу Эрленмейера ($V_{образца}$).

- Добавьте одну каплю раствора тиосульфата натрия, если присутствует остаточный хлор.
- Добавьте две капли индикатора фенолфталеина; если рН выше 8,3, то цвет раствора становится розовым.

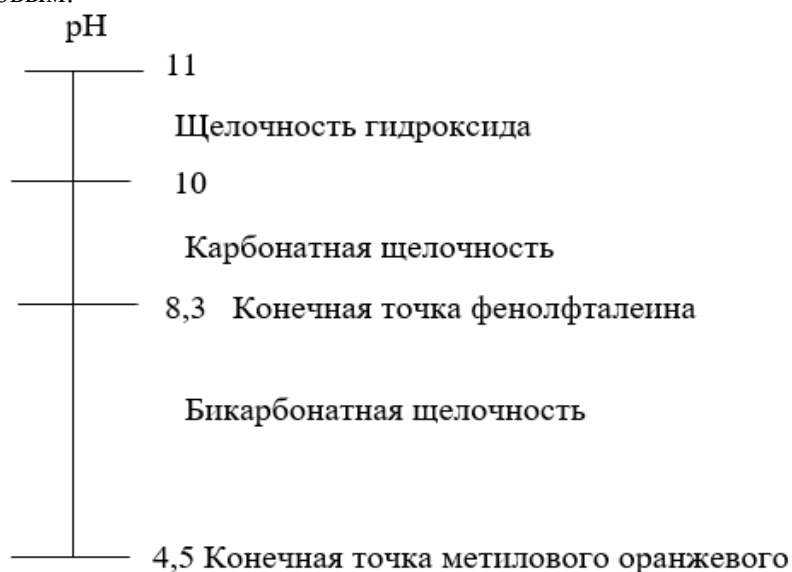


Рис. 11. Изменение рН различных форм щелочности

- Титруйте против стандартной серной кислоты в бюретке, пока цвет просто не исчезнет.
- Запишите объем (V_1).
- Затем добавьте две капли индикатора метилового оранжевого, цвет станет желтым.
- Снова титруйте против кислоты, пока цвет не станет оранжево-желтым (рис.12).

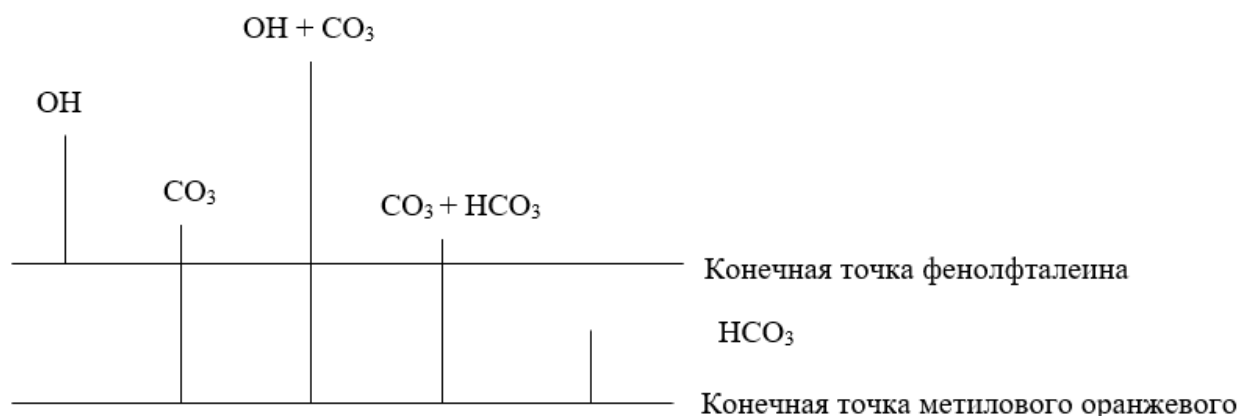


Рис. 12. Графическое представление титрования образцов, содержащих различные формы щелочности

- Запишите общий объем (V_2).
- Результаты наблюдений внесите в таблицу 11.

Таблица 11

0,02 н. H_2SO_4 · образец (метилоранжевый/фенолфталеин)

Описание образца	Испытание	Показания бюретки (индикатор фенолфталеина)		Объем используемой кислоты V_1	Показания бюретки (индикатор метилоранж)		Объем используемой кислоты V_2
		до	после		до	после	

Расчеты произведите по следующим формулам:

1. Щелочность (Р) фенолфталеина в мг/л CaCO_3 :

$$P = \frac{V_1 \cdot 1000}{V \text{ образца}}$$

2. Общая щелочность (Т) в мг/л CaCO_3 :

$$T = \frac{V_2 \cdot 1000}{V \text{ образца}}$$

Типы щелочности, присутствующих в образцах, рассчитываются с использованием уравнений, приведенных в таблице 12.

Таблица 12

Типы щелочности

Результат титрования	Щелочность гидроксида в виде CaCO_3	Карбонатная щелочность в виде CaCO_3	Щелочность бикарбоната в виде CaCO_3
$P = 0$	0	0	T
$P < \frac{1}{2} T$	0	2P	$T - 2P$
$P = \frac{1}{2} T$	0	2P	0
$P > \frac{1}{2} T$	$2P - T$	$2(T - P)$	0
$P = T$	T	0	0

Результаты исследования сведите в таблицу 13.

Таблица 13

Результаты исследования

Описание образца	Щелочность гидроксида в виде CaCO_3 в мг/л	Карбонатная щелочность в виде CaCO_3 в мг/л	Щелочность бикарбоната в виде CaCO_3 в мг/л	Щелочность гидрокарбоната в виде CaCO_3 в мг/л	Карбонатно-бикарбонатная щелочность в виде CaCO_3 в мг/л

1.5. Жесткость воды

Одним из основных показателей качества природных вод является *жесткость воды* (ГОСТ 2875-54), обусловленная присутствием в воде солей кальция и магния.

Лабораторная работа №16. Определение общей жесткости воды

Цель работы: определение общей жесткости образцов воды титриметрическим методом.

Реактивы:

1. Стандартный титрант ЭДТА (0,01 М)
2. Эриохромный черный Т-индикатор
3. Аммиачный буферный раствор

Сущность метода. Метод основан на образовании прочного комплексного соединения при $\text{pH}=10$ ионами кальция и магния с Трилоном Б в присутствии индикатора – сухой смеси хромогена черного с хлоридом натрия.

Из химических показателей важным является жесткость воды. Общая жесткость воды обусловлена главным образом присутствием растворенных соединений кальция и магния и варьирует в широких пределах в зависимости от типа пород и почвы, слагающих бассейн водосбора, а также от сезона года.

Первоначально под жесткостью воды понималась мера способности воды осаждать мыло. Мыло осаждается главным образом ионами кальция и магния, обычно

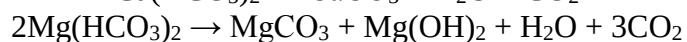
присутствующими в воде, но также может осаждаться ионами других поливалентных металлов, таких как алюминий, железо, марганец, стронций и цинк, а также ионами водорода. Потому что все, кроме первых двух, обычно присутствуют в незначительных концентрациях в природных водах, жесткость определяется как характеристика воды, которая представляет собой общую концентрацию только ионов кальция и магния, выраженную в виде карбоната кальция. Однако, если они присутствуют в значительных количествах, следует включить другие ионы металлов, вызывающие жесткость.

Величина общей жесткости в источниках централизованного водоснабжения допускается до 7 мг-экв/л, в отдельных случаях по согласованию с органами санитарно-эпидемиологической службы – до 10 мг-экв/л.

При жесткости до 4 мг-экв/л вода считается мягкой; 4-8 мг-экв/л – средней жесткости; 8-12 мг-экв/л – жесткой; более 12 мг-экв/л – очень жесткой.

Различают три вида жесткости:

1. *временная (карбонатная, устранимая)*, обусловленная присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния; они при кипячении переходят в нерастворимые соли:



2. *постоянная (некарбонатная)*, обусловленная содержанием в воде хлоридов, сульфатов, нитратов кальция и магния, которые остаются при кипячении в растворенном состоянии;
3. *общая жесткость воды* – сумма временной и постоянной жесткости.

Когда жесткость численно превышает сумму карбонатной щелочности и бикарбонатной щелочности, величина жесткости, эквивалентная общей щелочности, называется *карбонатной жесткостью*; величина жесткости, превышающая эту, называется *некарбонатной жесткостью*. Когда жесткость численно равна или меньше суммы карбонатной и бикарбонатной щелочности, вся твердость является карбонатной твердостью, а некарбонатной жесткости нет.

Жесткость может варьироваться от нуля до сотен миллиграммов на литр в пересчете на карбонат кальция, в зависимости от источника и обработки, которой подвергалась вода.

Тетрауксусная кислота этилендиамина и ее натриевые соли (ЭДТА) образуют хелатированный растворимый комплекс при добавлении к раствору определенных катионов металлов. Если небольшое количество красителя, такого как эриохром черный Т, добавить в водный раствор, содержащий ионы кальция и магния, при pH $10 \pm 0,1$, раствор станет винно-красным.

Если затем добавить ЭДТА в качестве титранта, кальций и магний будут образовывать комплексы. После добавления достаточного количества ЭДТА для соединения всего магния и кальция раствор превратится из винно-красного в синий. Это конечная точка титрования.

Минимально определяемая концентрация 0,2 мг-экв/л (при титровании 100 мл пробы).

При жесткости воды выше 20 мг-экв/л титрование следует проводить 0,1 н. раствором Трилона Б, а при жесткости ниже 20 мг-экв/л – 0,05 н. раствором.

Объем исследуемой воды берут с таким расчетом, чтобы содержание в нем ионов кальция и магния не превышало 0,5 мг-экв в 100 мл профильтрованной пробы (ГОСТ Р 52407-2005).

Порядок выполнения работы

1. Разбавьте 25 мл образца (V) примерно до 50 мл дистиллированной водой в колбе Эрленмейера.
2. Добавьте 1 мл буферного раствора.
3. Добавьте две капли индикаторного раствора. При этом раствор приобретает винно-красный цвет.

4. Медленно добавляйте стандартный титрант ЭДТА при непрерывном перемешивании, пока из раствора не исчезнет последний красноватый оттенок. Цвет раствора в конечной точке при нормальных условиях синий.
5. Запишите объем добавленного ЭДТА (V_1).
6. Результаты наблюдений внесите в таблицу 14.

Таблица 14

Результаты наблюдений

№ образца	№ испытания	V пробы, мл	V бюретки, мл		V образца ЭДТА, мл
			до	после	

Расчеты произведите с использованием следующих формул:

Жесткость CaCO_3 :

$$^{\circ}\text{Ж} = \frac{V_1 \cdot S \cdot 1000}{V}, \text{ мг/л}$$

где $S = \text{мг CaCO}_3$, эквивалентного 1 мл титранта ЭДТА = 1 мг CaCO_3 .

Жесткость CaCO_3 :

$$^{\circ}\text{Ж} = \frac{1000 \cdot V_1}{V}, \text{ мг/л}$$

Результаты исследования сведите в таблицу 15.

Таблица 15

Результаты исследования

№ образца, описание	Общая жесткость в мг/л в виде CaCO_3

Лабораторная работа №17. Определение содержания ионов кальция и магния

Цель работы: определение содержания ионов магния и кальция в водах.

Главными источниками поступления кальция в природные воды являются процессы химического выветривания и растворения минералов, прежде всего известняков, доломитов, гипса, кальций содержащих силикатов.

Содержание ионов кальция определяется комплексонометрическим методом. Метод основан на образовании комплекса иона кальция анионом этилендиаминтетрауксусной кислоты (трилон Б), который устойчив в сильнощелочной среде при pH 12 – 13. Комплекс ионов магния в этой среде разрушается, и магний выделяется в виде гидроксида.

При титровании раствором Трилона Б отсутствие свободных ионов кальция обнаруживается индикатором – сухой смесью мурексида с хлоридом натрия. Раствор мурексида с кальцием окрашен в красный цвет, свободная форма индикатора – в фиолетовый.

Предел обнаружения кальция 0,4-0,6 мг/л.

Пробы воды для анализа кальция не консервируют. В очень жестких водах при нарушении углекислого равновесия может произойти выделение карбонатов кальция.

Для устранения влияния гидрокарбонат- и карбонат-ионов к титрованию надо приступать сразу после добавления гидроксида натрия, иначе в щелочном растворе ионы кальция связываются в карбонат кальция и проба, оттитрованная до лилового цвета, вновь становится красной. При большом количестве гидрокарбонат- и карбонат-ионов пробу необходимо нейтрализовать 0,1 н. хлористоводородной кислотой и немедленно титровать.

Концентрацию ионов кальция (мг/л) рассчитывают по формуле:

$$Ca^{2+} = \frac{20,04 \cdot n \cdot K \cdot A \cdot 1000}{V}$$

где 20,04 – эквивалент кальция;

n – нормальность раствора Трилона Б;

K – поправочный коэффициент к титру раствора Трилона Б;

A – объем раствора Трилона Б, израсходованного на титрование, мл;

V – объем пробы, взятой для определения, мл.

Для пересчета результатов в мг-экв/л используется формула:

$$Ca^{2+} = \frac{n \cdot K \cdot A \cdot 1000}{V}$$

где обозначения те же, как указано выше.

Магний, как и кальций, содержится во всех поверхностных и подземных водах. В природные воды магний поступает в основном за счет процессов химического выветривания и растворения доломитов, мергелей и других минералов.

Для определения содержания магния в минеральных водах и большинстве речных вод обычно применяют расчетный метод по результатам определения общей жесткости и ионов кальция.

Концентрация ионов магния (мг-экв/л) рассчитывается по формуле:

$$Mg^{2+} = Ж - Ca^{2+},$$

где $Ж$ – общая жесткость воды, мг-экв/л;

Ca^{2+} – содержание кальция, мг-экв/л (Логинов, 1975).

1.6. Ионный состав воды

К числу главных ионов, содержащихся в природных водах, относятся ионы, которые образуют основную часть их минерального состава.

Главные ионы определяют химический тип воды, иначе их называют макрокомпонентами.

Микрокомпоненты содержатся в водах в гораздо меньших количествах и не определяют химического типа воды.

Массовая концентрация главных ионов в весьма пресных водах выражается первыми единицами миллиграммов в литре, в рассолах же достигает нескольких сотен промилле.

Лабораторная работа №18. Определение массовой концентрации ионов аммония

Цель работы: определение массовой концентрации ионов аммония фотометрическим методом с реактивом Несслера.

Сущность метода. Фотометрический метод определения массовой концентрации ионов аммония основан на взаимодействии NH_4^+ -ионов с тетраиодомеркуратом калия в щелочной среде $K_2HgI_4 + KOH$ (реактив Несслера) с образованием коричневой, нерастворимой в воде соли основания $[Hg_2N] \cdot H_2O$, переходящей в коллоидную форму желтого цвета при малых содержаниях NH_4^+ -ионов.



Оптическую плотность раствора измеряют при $\lambda = 425$ нм в кюветах с длиной поглощающего слоя 10 или 50 мм. Интенсивность окраски прямо пропорциональна концентрации ионов аммония.

Примечание. При анализе очень жестких вод количество добавляемого раствора Сегнетовой соли или комплексона III увеличивается до 0,5 – 1,0 см³.

Выполнение измерений

Качественное определение. К 10 см³ пробы прибавляют несколько кристалликов сегнетовой соли и 0,5 см³ реактива Несслера. Желтое окрашивание раствора, помутнение или выпадение желто-коричневого осадка указывает на присутствие ионов аммония.

При повышенном содержании органических веществ, особенно гуминовых кислот, вызывающих усиление коричневой окраски после подщелачивания, проводят параллельный опыт, добавив к пробе сегнетову соль, а вместо реактива Несслера – 0,5 см³ 15 %-ного раствора гидроксида натрия.

Определение без перегонки

1. Берем 50 мл исследуемой воды или осветленной пробы (если берем меньший объем воды, то доводим до 50 см³ безаммиачной водой).
2. Прибавляем 1-2 капли раствора сегнетовой соли или комплексона III.
3. Полученный раствор тщательно перемешиваем.
4. Затем добавляем 1 см³ реактива Несслера и снова перемешиваем.
5. Оставляем на 10 мин и фотометрируем. Приготовленные растворы необходимо проанализировать в течение 30 мин, так как после окраска растворов становится неустойчива.
6. По калибровочному графику находим содержание ионов аммония.
7. Рассчитываем содержание ионов аммония (X, мг/дм³) в исследуемой воде по формуле:

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

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

V – объем пробы, взятой для анализа, см³;

n = 1 при прямом определении ионов аммония;

n = 10 при определении с предварительной отгонкой аммиака [22].

Лабораторная работа №19. Определение массовой концентрации натрия и калия

Цель работы: определение массовой концентрации натрия и калия в водах.

Сущность метода. Выполнение измерений основано на способности атомов натрия и калия возбуждаться в пламени и при переходе в нормальное состояние излучать свет определенных длин волн.

Выполнение измерений: В общем излучении пробы выделяют характеристическую для каждого металла спектральную линию (длина волны равна 589 нм для натрия и 766,5 нм для калия). Ее интенсивность, пропорциональная содержанию определяемого металла, регистрируется как аналитический сигнал.

Массовую концентрацию натрия и калия в пробе находят по градуировочным зависимостям величин интенсивности излучения металлов от их концентрации в растворе. В две мерные колбы вместимостью 25 см³ вносят по 2,5 см³ буферного раствора и доводят объемы растворов в колбах до метки водой анализируемых проб. Переносят пробы в стаканы вместимостью 50 см³, распыляют их в пламени горелки фотометра в соответствии с руководством по его эксплуатации и измеряют величину аналитического сигнала каждого металла при соответствующей длине волны (589 нм для натрия и 766,5 нм для калия). Повторяют измерение и значения аналитического сигнала усредняют, если расхождение между ними не превышает 3 % при определении натрия и 5 % при определении калия по отношению к средней величине сигнала. В противном случае измерение повторяют.

Если величина аналитического сигнала пробы выше таковой для последней точки градуировочной зависимости, повторяют измерение с меньшей аликвотой анализируемой воды. Для этого в мерную колбу вместимостью 25 см³ вносят 2,5 см³ буферного раствора, аликвоту анализируемой воды (1 - 10 см³) и доводят до метки дистиллированной водой.

Вычисление и оформление результатов измерений: Массовую концентрацию натрия (калия) X, мг/дм³, в анализируемой пробе воды рассчитывают по формуле:

$$X = 1,11 \cdot C_r,$$

где C_r – массовая концентрация натрия (калия), найденная по градуировочной зависимости, мг/дм³;

1,11 – коэффициент, учитывающий разбавление пробы буферным раствором.

Если для анализа брали меньшую аликвоту пробы воды, массовую концентрацию натрия (калия) в анализируемой пробе рассчитывают по формуле:

$$X = \frac{C_r \cdot 25}{V},$$

где C_r – массовая концентрация натрия (калия), найденная по градуировочному графику, мг/дм³;
 V – объем аликвоты исследуемой пробы воды, см³ [31].

Лабораторная работа №20. Определение массовой концентрации общего железа

Цель работы: определение массовой концентрации общего железа в питьевых, поверхностных и сточных водах фотометрическим методом с сульфосалициловой кислотой

Сущность метода. Фотометрический метод определения массовой концентрации общего железа основан на образовании сульфосалициловой кислотой или ее натриевой солью с солями железа окрашенных комплексных соединений, причем в слабокислой среде сульфосалициловая кислота реагирует только с солями железа (III) (красное окрашивание), а в слабощелочной среде – с солями железа (II) и железа (III) (желтое окрашивание).

Оптическую плотность окрашенного комплекса для железа общего измеряют при длине волны $\lambda = 425$ нм, для железа (III) – при длине волны $\lambda = 500$ нм.

Выполнение работы

1. Берем 100 см³ исследуемой пробы воды и переносим в фарфоровые чашки.
2. Добавляем 0,5 см³ концентрированной азотной кислоты.
3. Упариваем растворы до $\frac{1}{3}$ объема.
4. Полученные растворы фильтруем через фильтр «белая лента» в мерные колбы на 100 см³.
5. Приливаем 2 см³ хлорида аммония, 2 см³ сульфосалициловой кислоты и 2 см³ аммиака.
6. Устанавливаем по индикаторной бумаге pH раствора до 7 – 8.
7. Доводим дистиллированной водой до метки.
8. Тщательно перемешиваем и оставляем на 5 минут до развития окраски.
9. Измеряем оптическую плотность растворов при $\lambda = 425$ нм.
10. По градуировочному графику находим содержание общего железа.
11. Рассчитываем содержание железа по формуле:

$$X = \frac{C \cdot 100}{V},$$

где X – массовая концентрация железа в анализируемой пробе, мг/дм³;
 C – содержание железа по градуировочному графику, мг/дм³;
100 – объем, до которого была разбавлена проба, см³;
 V – объем исследуемой пробы, см³ [23].

Лабораторная работа №21. Определение содержания гидрокарбонат-ионов

Цель работы: определение массовой концентрации гидрокарбонатов в пробах вод титриметрическим методом.

Сущность метода. Метод основан на нейтрализации гидрокарбонат-ионов соляной кислотой в присутствии индикатора метилового оранжевого. Метод позволяет определять от 5 мг гидрокарбонат-ионов в пробе.

Примечание. При наличии в исследуемой воде гидрокарбонат-ионов более 300 мг/л после окончания титрования пробу воды кипятят с обратным холодильником в течение 5-7 мин (обратный холодильник можно заменить перевернутой воронкой). В случае изменения цвета раствора в желтый пробу дотитровывают соляной кислотой.

Выполнение работы

1. Отбираем 100 мл исследуемой пробы (или 25-50 мл пробы и доводим до 100 мл дистиллированной водой).
2. Переливаем в коническую колбу на 250 см³.
3. Добавляем 2-3 капли раствора метилового оранжевого.
4. Титруем 0,1 н раствором соляной кислоты до изменения цвета раствора из желтого в розовый.
5. Рассчитываем содержание гидрокарбонат-ионов (X , мг/дм³) по формуле:

$$X = \frac{V \cdot 61 \cdot 1000}{V_1},$$

где V – объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование, см³;

n – нормальность раствора соляной кислоты;

61 – грамм-эквивалент гидрокарбонат-ионов;

V₁ – объем воды, взятый на анализ, см³ [30].

Лабораторная работа №22. Определение массовой концентрации сульфат-ионов

Цель работы: определение содержания сульфат-ионов турбидиметрическим методом.

Диапазон измеряемых концентраций сульфат-ионов от 10 до 1000 мг/дм³. При более высокой концентрации сульфат-ионов (до 10000 мг/дм³) допускается разбавление проб дистиллированной водой.

Мешающее влияние карбонатов и гидрокарбонатов устраняют соляной кислотой (в составе осадительной смеси).

Подготовка к выполнению измерений. При подготовке к выполнению измерений должны быть проведены следующие работы: приготовление вспомогательных и градуировочных растворов и градуировка фотометра (спектрофотометра).

Приготовление градуировочных растворов и построение градуировочного графика

1. Берем 6 мерных колб на 50 см³ и наливаем по 20 см³ осадительного раствора.
2. Далее приливаем по каплям 2,0; 4,0; 6,0; 8,0; 10,0 см³ рабочего раствора сульфат-иона с концентрацией 100 мг/дм³. Одна колба остается для холостой пробы без сульфат-иона.
3. Затем доводим до метки дистиллированной водой.
4. Растворы перемешиваем в течение 30 сек.
5. Фотометрируем через 5 – 10 мин относительно холостой пробы при λ = 600 – 670 нм в кюветах толщиной 30 или 50 мм.
6. Строим градуировочный график.

Определение содержания сульфат-ионов

1. В мерные колбы на 50 см³ помещаем по 20 см³ осадительной смеси.
2. Добавляем 1 – 20 см³ пробы исследуемой воды с содержанием сульфат-ионов примерно 0,5 – 1,5 мг.
3. Быстро доводим до метки дистиллированной водой и перемешиваем в течение 30 сек.
4. Измеряем оптические плотности через 5–10 мин.
5. Находим по градуировочному графику содержание сульфат-ионов.
6. Рассчитываем массовую концентрацию сульфат-ионов по формуле:

$$X = \frac{1000 \cdot Q}{V},$$

где X – массовая концентрация сульфат-ионов в пробе, мг/дм³;

Q – содержание сульфат-ионов, найденное по градуировочному графику, мг;

V – объем воды, см³ [25].

Лабораторная работа №23. Определение массовой концентрации хлорид-ионов

Цель работы: определение массовой концентрации хлоридов в пробах вод аргентометрическим методом.

Сущность метода. Титриметрический метод определения массовой концентрации хлоридов основан на образовании труднорастворимого осадка хлорида серебра при прибавлении раствора нитрата серебра к анализируемой воде. После полного осаждения хлоридов избыток ионов серебра реагирует с индикатором – хроматом-калия с образованием красновато-оранжевого осадка хромата серебра.

Титрование проводят в нейтральной или слабощелочной среде (pH 7 – 10), поскольку в кислой среде не образуется хромат серебра, а в сильнощелочной возможно образование оксида серебра Ag₂O.

При содержании хлоридов 50 мг/дм³ и менее для титрования используют раствор нитрата серебра с концентрацией 0,02 моль/дм³, более 50 мг/дм³ – 0,05 моль/дм³.

Выполнение работы

1. В коническую колбу на 250 см³ помещают 100 мл пробы воды (объем может быть меньше в зависимости от примерного содержания хлоридов).
2. Добавляем 1 см³ раствора хромата калия.
3. Медленно титруем рабочим раствором нитрата серебра при непрерывном перемешивании до появления оранжевой окраски.
4. Параллельно проводим титрование холостой пробы.
5. Рассчитываем массовую концентрацию хлорид-ионов по формуле:

$$X = \frac{35,45 \cdot (V - V_{\text{хол}}) \cdot C_{\text{Ag}} \cdot 1000}{V_1},$$

где X – массовая концентрация хлоридов в воде, мг/дм³;

V – объем раствора AgNO₃, израсходованного на титрование пробы, см³;

V_{хол} – объем раствора AgNO₃, израсходованного на титрование холостой пробы, см³;

C_{Ag} – нормальная концентрация раствора AgNO₃, н.;

V₁ – объем пробы воды, взятой для определения, см³;

35,45 – молярная масса эквивалента Cl⁻, г/моль.

Если массовая концентрация хлоридов в анализируемой пробе превышает верхнюю границу диапазона (250 мг/дм³), разбавляют пробу с таким расчетом, чтобы массовая концентрация хлоридов входила в регламентированный диапазон, и повторяют титрование.

В этом случае массовую концентрацию хлоридов в анализируемой пробе воды находят по формуле:

$$X = X_v \frac{V_v}{v},$$

где X_v – массовая концентрация хлоридов в разбавленной пробе воды, мг/дм³;

v – объем аликвоты пробы воды, взятой для разбавления, см³;

V_v – объем пробы воды после разбавления, см³ [27].

Лабораторная работа №24. Определение массовой концентрации нитрат-ионов

Цель работы: определение массовой концентрации нитрат-ионов в природных водах фотометрическим методом с салициловой кислотой.

Сущность метода. Фотометрический метод определения массовой концентрации нитрат-иона основан на взаимодействии нитрат-ионов с салициловой кислотой с образованием желтого комплексного соединения.

Методика предназначена для выполнения измерений массовой концентрации нитрат-ионов в диапазоне 0,1-10,0 мг/дм³ в природных и сточных водах.

Построение градуировочного графика

1. В ряд пробирок на 10 см³ пипеткой последовательно отбираем 0,1; 0,5; 1,0; 2,0; 4,0; 6,0 и 10,0 см³ рабочего градуировочного раствора нитрат-ионов.
2. Доводим дистиллированной водой до метки.
3. Получаем следующее содержание нитрат-ионов в растворах: 0,1; 0,5; 1,0; 2,0; 4,0; 6,0; 10,0 мг/дм³.
4. Переносим исследуемые растворы в фарфоровые чашки.
5. Добавляем 2 см³ раствора салициловой кислоты (или 2 см³ раствора натрия салициловокислого).
6. Выпариваем в фарфоровой чашке на водяной бане досуха.
7. После охлаждения сухой остаток смешиваем с 2 см³ концентрированной серной кислоты и оставляем на 10 мин.
8. Затем содержимое чашки разбавляем 10–15 см³ дистиллированной воды.
9. Приливаем приблизительно 15 см³ раствора гидроксида натрия и сегнетовой соли.

10. Переносим в мерные колбы на 50 см³, смывая стенки чашки дистиллированной водой.
11. Охлаждаем колбы в холодной воде до комнатной температуры.
12. Доводим дистиллированной водой до метки.
13. Полученный окрашенный раствор сразу фотометрируем при $\lambda = 410$ нм (кюветы 20 мм).
14. Одновременно проводим «холостой опыт» с дистиллированной водой, который используют в качестве раствора сравнения.
15. Строим градуировочный график.

Определение содержания нитрат-ионов

1. Берем 150 мл исследуемой пробы воды.
2. Освобождаемся от мешающих компонентов:
 - Берем 150 мл пробы воды и добавляем 3 мл $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - Перемешиваем и даем отстояться.
 - Фильтруем через фильтр «белая лента».
 - Затем для освобождения от хлорид-ионов (если $C > 200$ мг/л) добавляем раствор нитрата серебра в таком количестве, которое эквивалентно содержанию хлорид-ионов.
 - Полученный осадок отфильтровываем через фильтр «белая лента».
 - Далее освобождаемся от нитрит-ионов (если $C > 2$ мг/л).
 - Отбираем 20 мл фильтрата и добавляем 0,05 г $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
 - Упариваем досуха на водяной бане и доводим дистиллированной водой до 20 мл.
3. Далее берем 10 мл фильтрата и определяем содержание нитрат-ионов как при построении градуировочного графика.
4. Рассчитываем содержание нитрат-ионов (X , мг/дм³) вычисляем по формуле:

$$X = C \times K$$

$$K = 0,01 \text{ дм}^3 / V \text{ дм}^3,$$

где C – содержание нитрат-ионов, найденное по графику, мг/дм³;

K – коэффициент разбавления;

V – объем исследуемой пробы, взятой на анализ, дм³ [26].

Лабораторная работа №25. Определение массовой концентрации нитрит-ионов

Цель работы: определение массовой концентрации нитрит-ионов в питьевых, поверхностных и сточных водах фотометрическим методом с реактивом Грисса.

Сущность метода. Определение основано на способности нитритов диазотировать сульфаниловую кислоту с образованием красно-фиолетового диазосоединения с α -нафтиламином. Интенсивность окраски пропорциональна массовой концентрации нитритов. Протекание реакции в значительной степени зависит от pH среды.

Выполнение работы

1. Берем исследуемую воду и нейтрализуем до pH = 7.
2. Если появится осадок или муть, фильтруем.
3. Доводим дистиллированной водой до 50 мл (разбавление учитываем при расчете результата определения).
4. Прибавляем 1 см³ раствора сульфаниловой кислоты и тщательно перемешиваем.
5. Оставляем на 5 мин.
6. Приливаем 1 см³ раствора α -нафтиламина и 1 см³ ацетата натрия (если раствор α -нафтиламина готовили с добавлением соляной кислоты).
7. Добавляем 2 см³ готового реактива Грисса и перемешиваем.
8. Оставляем на 40 минут и фотометрируем при $\lambda = 520$ нм.
9. Параллельно проводим холостой опыт с 50 см³ дистиллированной воды.
10. Находим по графику содержание нитрит-ионов.
11. Рассчитываем массовую концентрацию нитрит-ионов (X , мг/дм³) рассчитывают по формуле:

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

где C – массовая концентрация нитрит-ионов, найденная по графику, мг/дм³;

50 – объем, до которого разбавлена проба, см³;

V – объем пробы, взятой для определения, см³ [28].

Лабораторная работа №26. Определение содержания фторид-ионов

Цель работы: определение содержания фторид-ионов в водах.

Сущность метода. Содержание фторид-ионов определяют методом с лантан (церий) ализаринкомплексом.

В природные воды фтор может вноситься как непосредственно из магматических очагов в виде HF и SiF₄, так и за счет растворения и выщелачивания фторсодержащих минералов, представленных либо простыми фторидами (флюоритом, селлаитом), либо различного рода фторсодержащими фосфатами и силикатными минералами.

Построение градуировочного графика

1. Берем 7 мерных колб на 50 см³.
2. Наливаем по 0; 0,2; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0 и 2,5 см³ рабочего градуировочного раствора фтористого натрия, что соответствует 0; 2; 5; 10; 15; 20 и 25 мкг фторид-иона или в расчете на 25 см анализируемой пробы 0; 0,08; 0,20; 0,40; 0,60; 0,80; 1,0 мг/дм³ фторида.
3. Добавляем в каждую колбу по 20 см³ дистиллированной воды.
4. Перемешиваем.
5. Приливаем по 6,5 см³ раствора ализаринкомплексона, 1,5 см³ ацетатного буферного раствора и 5,0 см раствора азотнокислого лантана.
6. Растворы перемешивают, доводят дистиллированной водой до метки, вновь перемешивают и оставляют стоять в течение 1 ч в темном месте. После этого измеряют оптические плотности растворов, содержащих фторид, относительно нулевого раствора (раствор с концентрацией фторида, равной нулю) в кювете с расстоянием между рабочими гранями 50 мм при длине волны $\lambda = (600 \pm 10)$ нм.
7. Определение повторяют еще два-три раза и вычисляют средние значения оптической плотности для каждого раствора. По полученным данным строят градуировочный график зависимости оптической плотности растворов от концентрации фторида в мг/дм или рассчитывают уравнение регрессии.

Проведение анализа

1) В мерную колбу вместимостью 50 см³ помещают 25,0 см³ анализируемой воды (если массовая концентрация фторидов больше 1,0 мг/дм³, то на анализ берут 10,0 см³ или меньший объем), приливают последовательно 6,5 см³ раствора ализаринкомплексона, 1,5 см³ ацетатного буферного раствора, 5,0 см³ раствора лантана и доводят объем до метки дистиллированной водой. Смесь тщательно перемешивают, выдерживают в течение 1 ч в темном месте и далее измеряют оптическую плотность, относительно нулевого раствора. По градуировочному графику или по уравнению регрессии находят массовую концентрацию фторидов в воде мг/дм³.

2) В мерную колбу вместимостью 50 см³ помещают 25,0 см³ анализируемой воды (если массовая концентрация фторидов больше 1,0 мг/дм³, то берут 10,0 см³ или меньший объем), вводят градуировочную пробу с заранее известной концентрацией фторидов (добавку). Значение концентрации добавки в полученном растворе должно находиться в том же диапазоне, что и концентрация фторидов, определенная по п. 1. Определение массовой концентрации фторидов в анализируемой пробе с введенной в нее добавкой проводят по п. 1.

Массовую концентрацию фторид-ионов (X), мг/дм³, вычисляют по формуле:

$$X = \frac{CV \cdot 19 \cdot 1000}{X_1},$$

где C – массовая концентрация фторид-ионов, найденная по градуировочному графику, М (г-моль/дм³);

V – объем раствора, в котором проводят определение, см^3 ;

19 – грамм-моль фтора;

V_1 – объем минеральной воды, взятый на анализ, см^3 .

За окончательный результат принимают среднее арифметическое значение двух параллельных определений, допускаемые расхождения между которыми не должны превышать 8%.

Лабораторная работа №27. Определение содержания кремнекислоты

Цель работы: определение содержания кремнекислоты фотометрическим методом в виде желтой кремнемолибденовой гетерополикислоты.

Сущность метода. Фотометрический метод определения массовой концентрации кремния основан на взаимодействии кремнекислоты с молибдатом аммония в кислой среде с образованием желтой кремнемолибденовой гетерополикислоты. Оптическую плотность растворов определяют при $\lambda = 410 \text{ нм}$.

Построение градуировочных графиков. Для построения градуировочных графиков необходимо приготовить образцы для градуировки с массовой концентрацией кремния 0,5–16 мг/дм^3 .

Строят два градуировочных графика:

- График № 1 – массовая концентрация кремния от 0,5 до 4,0 мг/дм^3 , кювета с толщиной поглощающего слоя 50 мм.

- График № 2 – массовая концентрация кремния от 4,0 до 16 мг/дм^3 , кювета с толщиной поглощающего слоя 10 мм.

Состав и количество образцов для градуировки приведены в таблице 18. Образцы для градуировки готовят в мерных колбах вместимостью 25 см^3 , далее растворы переносят в колбы вместимостью 100 см^3 и проводят через весь ход анализа.

Анализ образцов для градуировки проводят в порядке возрастания их концентрации. Для построения градуировочных графиков каждую искусственную смесь необходимо фотометрировать 3 раза с целью исключения случайных результатов и усреднения данных. При построении градуировочного графика по оси ординат откладывают значения оптической плотности, а по оси абсцисс – величину концентрации вещества в мг/дм^3 .

Таблица 18

Состав и количество образцов для градуировки

Номер образца	Массовая концентрация кремния в градуировочных растворах, мг/дм^3	Аликвотная часть раствора (см^3), помещаемая в мерную колбу вместимостью 25 см^3	
		Рабочий градуировочный раствор с массовой концентрацией 0,01 мг/см^3	Основной градуировочный раствор с массовой концентрацией 0,1 мг/см^3
1	0,0	0,0	0,0
2	0,5	1,25	
3	1,0	2,5	
4	2,0	5,0	
5	4,0	10,0 или	1,0
6	6,0		1,5
7	8,0		2,0
8	12,0		3,0
9	16,0		4,0

Выполнение измерений. 25 см^3 (или меньший объем, доведенный до 25 см^3 дистиллированной водой) исследуемой воды помещают в коническую колбу вместимостью 100 см^3 , приливают 1 см^3 раствора соляной кислоты, 2,5 см^3 раствора молибдата аммония и через десять минут добавляют 2,5 см^3 раствора винной кислоты. Смесь перемешивают и

спустя 15 мин измеряют оптическую плотность раствора при $\lambda = 410$ нм в кюветах с толщиной оптического слоя 10 мм или 50 мм. Раствором сравнения служит дистиллированная вода.

Содержание кремниевой кислоты (SiO_2) в граммах на кубический дециметр в приготовленном основном растворе вычисляют по формуле

$$(\text{SiO}_2) = \frac{a \cdot 1000}{V},$$

где a – масса прокаленной кремнекислоты, г;

V – объем раствора, взятый для анализа.

За результат анализа принимают среднее арифметическое результатов параллельных определений, допустимое расхождение между которыми не должно превышать 2 %.

Лабораторная работа №28. Определение массовой концентрации металлов

Цель работы: определение массовой концентрации марганца, меди, цинка в пробах природных и сточных вод методом плазменной атомно-абсорбционной спектрофотометрии

Сущность метода. Метод основан на измерении интенсивности атомных спектров поглощения анализируемых веществ в парах пробы, получаемых в пламени атолизатора спектрофотометра.

Выполнение измерений: подготовленную одним из вышеперечисленных способов пробу воды распыляют в пламени горелки и снимают показания концентрации прямым отсчетом с табло прибора или рассчитывают концентрацию по градуировочному графику.

Если массовая концентрация ионов металлов в пробе выходит за пределы верхней границы градуировочного графика, то пробу разбавляют.

Если массовая концентрация ионов металлов в пробе меньше нижней границы градуировочного графика, то пробу концентрируют путем упаривания.

Обработка результатов измерений. Массовую концентрацию металлов X (мг/дм^3) рассчитывают по формуле:

$$X = C - C_{\text{хол.}}$$

где C – массовая концентрация исследуемой пробы, полученная прямым отсчетом с табло прибора или найденная по градуировочному графику, мг/дм^3 ;

$C_{\text{хол}}$ – результат анализа «холостой пробы», мг/дм^3 .

Для разбавленных проб:

$$X = K_p \cdot (C - C_{\text{хол.}})$$

где K_p – коэффициент разбавления пробы;

$C_{\text{хол.}}$ – результат анализа разбавленной «холостой пробы».

Для концентрированных проб:

$$X = \frac{C - C_{\text{хол.}}}{K_k}$$

где K_k – коэффициент концентрирования пробы;

$C_{\text{хол.}}$ – результат анализа концентрированной «холостой пробы» [29].

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Опишите основные свойства природных вод и их значение в природе.
2. Назовите основные источники промышленного загрязнения природных вод.
3. На какие четыре класса можно разделить сточные воды по происхождению?
4. Что такое жесткость? Как классифицируют воды по степени жесткости? Объясните значение определения жесткости воды в экологической инженерии.
5. В каком из следующих источников воды умеренно высокая жесткость воды будет наиболее вредной и почему: городская вода; поливная вода; питательная вода котла; питьевая вода (с учетом потенциальной токсичности)?

ГЛАВА 6. ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ПОЧВЫ. АНАЛИЗ ПОЧВЫ

6.1 Состав и структура почв

Почвы – очень сложное природное явление. Они существуют на границе раздела литосферы, атмосферы и биосферы и выполняют жизненно важные функции в рамках гидрологического цикла. Они наследуют, реагируют и влияют (по-видимому, одновременно) на пространственную и временную изменчивость всех трех этих сфер.

Эрозия, захоронение, изменение климата, биомеханические процессы перемещения и перемешивания, влияние уровня грунтовых вод, поступление эоловой пыли, микроклиматические эффекты рельефа и бесчисленные другие нюансы почвообразующей среды – все это взаимодействует, образуя наиболее сложные природные системы.

Почва представляет собой сложную многокомпонентную систему взаимодействующих материалов, а свойства почвы являются результатом суммарного эффекта всех этих взаимодействий.

Почвы – это продукт взаимодействия воды, воздуха и живых организмов с обнаженными породами или отложениями на поверхности земли. Типичная почва содержит около 45% неорганических твердых веществ и 5% органических твердых веществ по объему. Вода и воздух составляют примерно по 20-30%.

Минеральные компоненты. Первичные неорганические компоненты почв состоят из частиц песка и ила, которые поступают непосредственно из материнских пород. В этой фракции преобладают кварц и полевые шпаты (алюмосиликаты). Вторичные компоненты образуются в результате химических изменений в самой почве или в отложениях, из которых почва произошла. Чаще всего это глины, но могут также включать кальцит, гипс и сульфидные минералы, такие как пириты; последние образуются под действием бактерий в восстановительных условиях в присутствии органического вещества.

Глины оказывают особенно важное влияние как на физические свойства почвы, так и на ее способность накапливать питательные вещества для растений, в том числе микроэлементы, такие как Mo и Mn. Эти свойства обусловлены высокой ионообменной способностью глин. Более высокозаряженные катионы, такие как Al^{3+} и Fe^{3+} , как правило, более сильно поглощаются в межслойных областях, чем Mg^{2+} или K^{+} . По мере того как растения выводят эти последние катионы из почвенной воды, больше их выделяется глинистыми компонентами, которые, таким образом, действуют как резервуары питательных веществ.

Ионообменные свойства глин также помогают поддерживать pH-баланс почв за счет обмена H^{+} и катионов, таких как Ca^{2+} . pH почвы, в свою очередь, сильно влияет на растворимость катионов питательных веществ и, следовательно, на их доступность для растений. Например, поглощение фосфора в форме $H_2PO_4^{2-}$ эффективно только в довольно узком диапазоне pH от 6 до 7. Ниже 6 осаждаются дигидрофосфаты Fe и Al, в то время как при более высоких значениях pH образуется нерастворимый $Ca_3(PO_4)_2$.

Органические компоненты. Часть органического вещества почвы состоит из организмов (в основном бактерий и грибов), а также корней и корневых волосков. Остальная часть в основном находится в форме фульвокислот и гуминовых кислот. Эти вещества неопределенного состава классифицируются на основе их растворимости; фульвокислоты остаются в растворе при pH 2, но гуминовые кислоты с молекулярной массой от 20 000 до 100 000 осаждаются (рис. 23). Оба являются гибкими полиэлектролитами, которые сильно взаимодействуют с себе подобными и с неорганическими ионами.

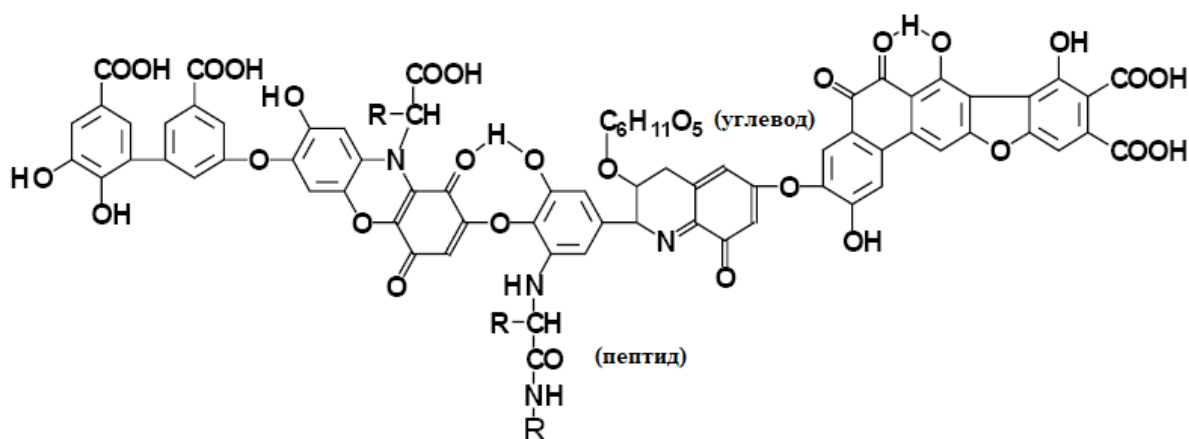


Рис. 23. Структура гуминовой кислоты

Органическое вещество фактически представляет собой самый большой запас углерода на Земле (что имеет важное значение, особенно в связи с увеличением содержания CO₂ в атмосфере), а также источник питательного водорода для сельскохозяйственных культур. Кроме того, благодаря своему наиболее ценному компоненту – гумусу – он улучшает структуру почвы, способствует росту растений, борется с эрозией почвы и явлением опустынивания, выдерживая процесс увлажнения.

Органическое вещество почвы может существовать в различных морфологических формах, которые являются основой классификации так называемых форм и типов гумуса.

Гумус (также известный как «гуминовые вещества») улучшает структуру почвы, делая ее менее хрупкой в случае сильных дождей и более устойчивой к вытаптыванию, вызванному сельскохозяйственными операциями. Кроме того, он увеличивает способность почвы улавливать свет и тепло благодаря своему темному цвету, а также является долгосрочным источником пищи для микроорганизмов, влияя на их рост и размножение.

Гумус может «связывать» некоторые питательные элементы, такие как железо и другие катионы, которые чрезвычайно важны для роста растений, возвращая их растениям при необходимости. Состав гумуса представлен на рисунке 24.



Рис. 24. Состав гумуса

С фульвой и гуминовой фракциями связано большое разнообразие молекул меньшего размера, таких как алканы, аминокислоты, аминсахары, производные сахаров серы и фосфора и т.д. Часть органического углерода в плодородной почве перерабатывается за 1-2 года; растительные остатки, которые являются основным источником органического вещества

почвы, имеют период полураспада от нескольких дней до месяцев. Как только углерод включается в гуминовые вещества, он попадает в гораздо более медленный процесс переработки; время оборота фульвокислот составляет сто и более лет, в то время как для фульвокислот – около тысячи лет. По этой причине гуминовые вещества являются основным резервуаром органического углерода в почве. Органические вещества, особенно полисахариды, прочно связываются с катионными компонентами глинистых коллоидов; они вместе действуют как цементирующие агенты и сильно влияют на консистенцию и структуру почвы.

Почвенная вода удерживается за счет капиллярного действия и адсорбции с различной степенью прочности. Эта сила связывания воды традиционно выражается в терминах давления или “натяжения”, которое потребуется для вытеснения воды из почвы. Натяжение капиллярной воды колеблется в широком диапазоне от 0,1 до 32 атм; только в нижней половине этого диапазона она будет доступна растениям, которые могут оказывать осмотическое давление примерно до 15 атм. Вода, превышающая капиллярную емкость, заполняет большие пустоты и называется гравитационной водой. Его присутствие в поверхностных почвах соответствует затопленному состоянию, которое препятствует росту растений за счет уменьшения аэрации почвы.

Почвенный воздух. Газовая фаза в порах почвы обычно имеет содержание CO_2 в 5-50 раз больше, чем в атмосфере, из-за действия организмов. O_2 имеет тенденцию истощаться примерно в той же степени, в какой CO_2 присутствует в избытке. В условиях плохой аэрации (т.е. обмена с атмосферой) также могут присутствовать значительные количества N_2O , NO , H_2 , CH_4 , C_2H_4 и H_2S .

6.2 Поглотительная способность почв

1. *Биологический тип* напрямую связан с жизнедеятельностью растений и микроорганизмов, обитающих в слоях почвы. Биологическое поглощение является избирательным – потому что микроорганизмы, живущие в почве, могут поглощать не все химические элементы, а только те, которые отвечают их физиологическим потребностям.

2. *Химический тип.* Благодаря этому типу в почве накапливаются химические элементы из внешней среды. Этот тип абсорбционной способности играет важную роль в накоплении кальция, натрия, марганца, алюминия и других веществ.

3. *Физический тип.* Величина этого вида поглощающей способности невелика – благодаря этому свойству в почве могут накапливаться различные газы, вода и т.д. Физическая поглощающая способность – удержание на поверхности почвы различных веществ за счет поглощения сил. Различают положительную и отрицательную физическую адсорбцию нейтральных молекул растворенных веществ.

4. *Обмен* особенно важен при удобрении почв. Этот тип поглощения относится к способности мелких частиц почвы поглощать из внешней среды катионы.

5. *Механический тип.* Как и любое другое пористое тело, почва задерживает мелкие частицы фильтруемых растворов. Благодаря такому типу поглощения в почве распределяются частицы ила и растворимые удобрения (например, фосфатная порода или известь).

Почва избирательно поглощает катионы одного сорта (обменные катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ , H^+ , Al^{3+}), отдавая эквивалентное количество ионов другого сорта в раствор:



где ПК – почвенно-поглощающий комплекс.

Существует также почвенная кислотность, которая подразделяется на актуальную и потенциальную (рис. 25).

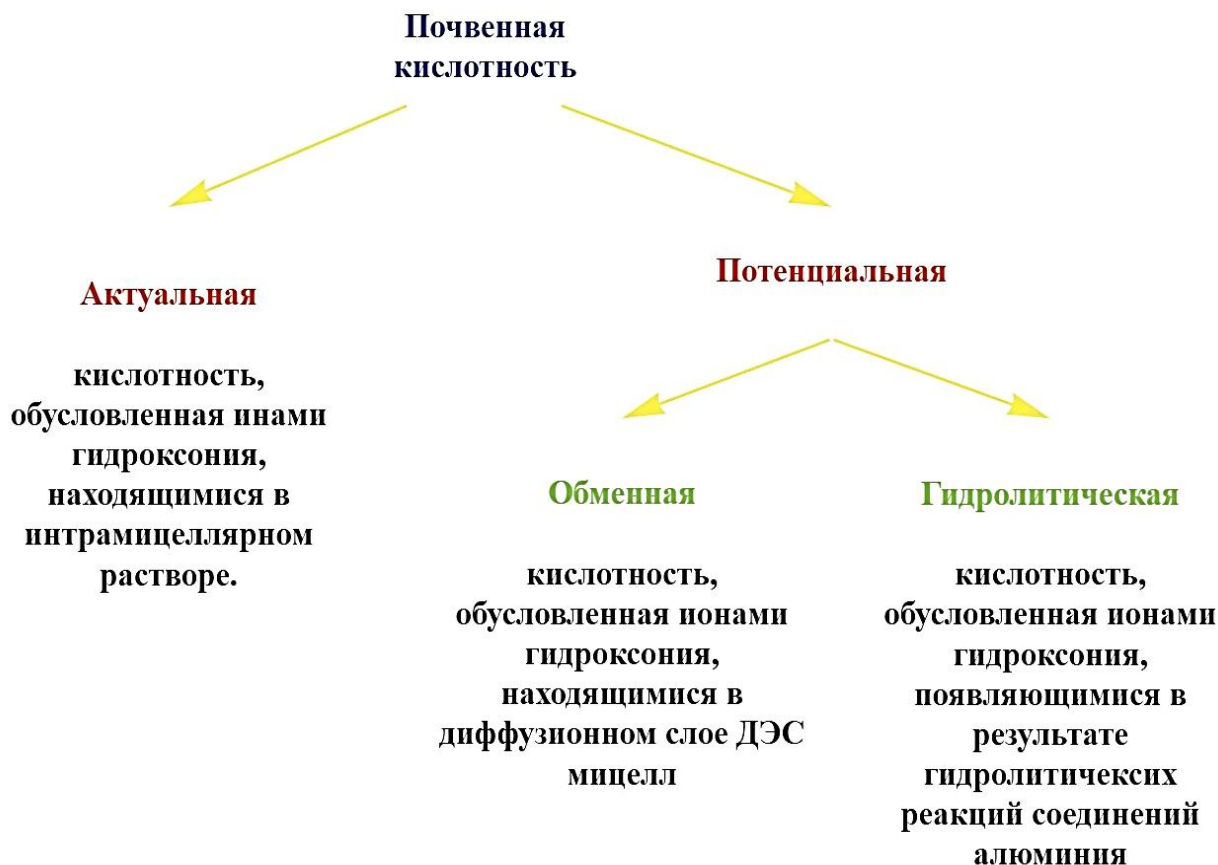


Рис. 25. Почвенная кислотность

6.3 Экологические стрессы литосферы

Загрязнение почвы постепенно становится серьезной проблемой, которую нам необходимо преодолеть для создания здоровой окружающей среды. Выветривание земной коры различными процессами приводит к образованию почвы, которая накапливается на протяжении веков. Почва является домом для значительной части биологического разнообразия бактерий и других микроскопических и макроскопических живых организмов.

Загрязнение почвы может быть естественным или вызвано деятельностью человека. Однако в основном это сводится к деятельности человека, которая вызывает большинство загрязнений почвы, таких как тяжелая промышленность или пестициды в сельском хозяйстве. Неправильный способ утилизации химических отходов различных видов промышленности может привести к загрязнению почвы. Деятельность человека, подобная этой, привела к подкислению почвы и загрязнению из-за удаления промышленных отходов, тяжелых металлов, токсичных химических веществ, сброса нефти и топлива и т.д.

Загрязнение почвы может произойти либо в результате деятельности человека, либо в результате природных процессов. Однако в основном это связано с деятельностью человека. Загрязнение почвы может произойти из-за присутствия химических веществ, таких как пестициды, гербициды, аммиак, нефтяные углеводороды, свинец, нитраты, ртуть, нафталин и т.д. в избыточном количестве.

Загрязнители почв можно разбить на четыре группы:

1	2	3	4
почвохимически активные (оксиды Ca, Mg, Ba, Sr), минеральные кислоты, щелочи, нефтепродукты и др.	биохимически активные (дефолианты, пестициды, тяжелые металлы, радионуклиды и др.)	загрязнители, сочетающие в себе признаки обеих групп. Это в первую очередь тяжелые металлы в высоких концентрациях, способные к гидролизу и оказывающие негативное воздействие не только на биоту, но и на физико-химические свойства почв	индифферентные загрязнители – оксиды Fe и Si, глинистые минералы

Загрязнение почв удобрениями. Удобрения являются лучшим источником питательных веществ для растений. Удобрения на химической основе также действуют как инсектициды, защищая растения от вредителей и насекомых.

Удобрения классифицируют по различным признакам (рис. 26).

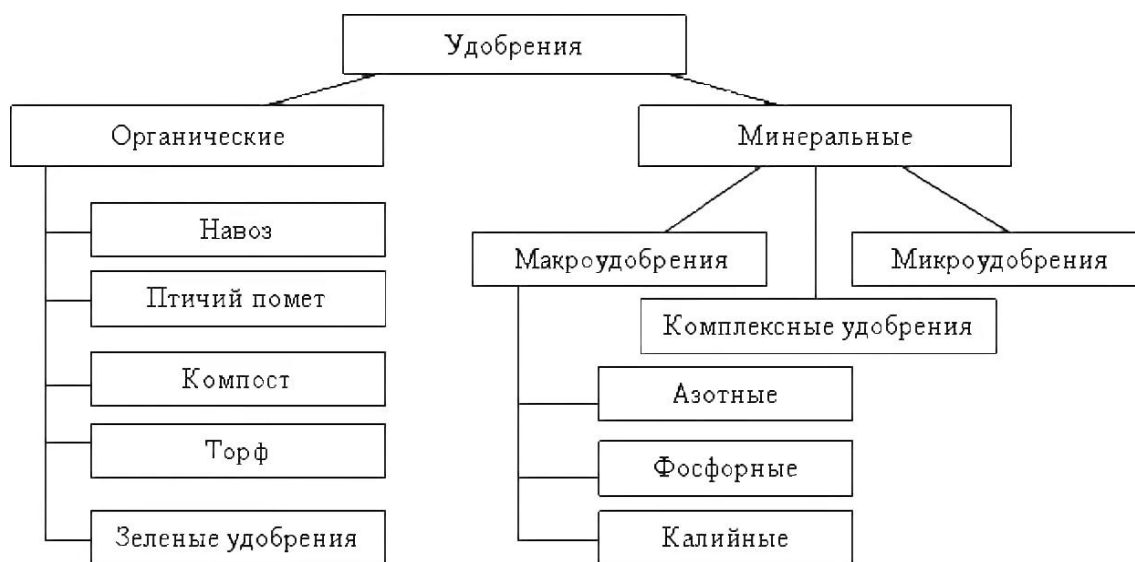


Рис. 26. Классификация удобрений

Удобрения могут оказывать вредное воздействие на окружающую среду. Они содержат синтетические химические вещества, которые не поддаются биологическому разложению. Они могут вызвать загрязнение как почвы, так и воды. Со временем удобрения также делают почву кислой по своей природе, вызывая деградацию почвы.

Азотные и фосфорные удобрения относятся к макроудобрениям и приводят к загрязнению почвы, атмосферы и гидросферы (рис. 27).



Рис. 27. Последствия загрязнения макроудобрениями

Применение азотных удобрений и их последующая трансформация вызывает повышение содержания N_2O в атмосфере. Чрезмерное использование неорганических азотных удобрений приводит к подкислению почвы и загрязнению сельскохозяйственной почвы.

Загрязнение почв пестицидами. Пестициды – это синтетические токсичные химические вещества, которые определенно убивают различные виды вредителей и насекомых, наносящих ущерб сельскому хозяйству, но это имеет много экологических последствий.

Они, как правило, нерастворимы в воде и не поддаются биологическому разложению. Поэтому эти химические вещества не будут постепенно разлагаться и продолжать накапливаться в почве. Следовательно, концентрация этих химических веществ будет увеличиваться, когда передача этих химических веществ будет происходить с более низкого трофического уровня на более высокий по пищевой цепочке. Следовательно, это вызовет у людей множество метаболических и физиологических нарушений.

Существует несколько видов пестицидов в соответствии с типами вредителей, которых они убивают (рис.28).

Пестициды можно классифицировать по химическому строению:

➤ *Фосфорорганические соединения* – многие фосфорорганические соединения являются инсектицидами, которые воздействуют на нервную систему, нарушая работу фермента, регулирующего нейромедиатор.

➤ *Карбаматные соединения* – воздействуют на нервную систему, нарушая фермент, регулирующий нейромедиатор, аналогичный фосфорорганическим, но эффекты карбаматных ферментов обычно обратимы.

➤ *Хлорорганические инсектициды* – этот тип был распространен в первые годы, когда пестициды появились на рынке. Многие страны запретили хлорорганические инсектициды на своих рынках из-за их воздействия и стойкости на здоровье и факторы окружающей среды.

Пестициды:

гербициды — для борьбы с сорными растениями;

инсектициды — для борьбы с вредными насекомыми;

альгициды—для уничтожения водорослей и сорной растительности в водоемах;

фунгициды — для борьбы с грибковыми заболеваниями;

дефолианты — для уничтожения листьев;

бактерициды — для борьбы с растениями.

Рис. 28. Виды пестицидов

Изменение почв под влиянием кислотных выпадений. В почвах, подвергшихся влиянию кислотных выпадений, главную роль играют серная (H_2SO_4) и азотная (HNO_3) кислоты.

В другом климатическом экстремуме подкисление почвы включает взаимодействие между зависящими от pH изменениями растворимости гидроксида алюминия и катионным обменом, что приводит к накоплению обменных ионов алюминия. Обменные ионы алюминия ведут себя как слабые кислоты, и их накопление приводит к химически активной, но нерастворимой форме кислотности во влажных почвах региона.

Под влиянием повышения кислотности в почвенном растворе резко возрастает концентрация ионов Al^{3+} и ряда тяжелых металлов, которая достигает токсичного уровня (Pb^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+}).

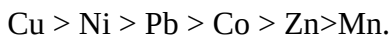
В органогенных и верхнем минеральном горизонтах наблюдается потеря 50–60% обменных Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ и существенная потеря обменного K^+ .

При взаимодействии кислых техногенных выпадений с растительным покровом в почву поступают катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , вымывание которых из листьев возрастает при увеличении кислотности осадков.

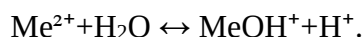
Загрязнение почвы тяжелыми металлами. Металлы являются важным источником загрязнения почв. Они могут связываться с почвами посредством гуминовых веществ, поверхностного комплексообразования или ионного обмена. Загрязнение почв металлами происходит главным образом из-за применения осадка сточных вод, навоза, фосфорных удобрений, атмосферных осадков и выбросов транспортных средств. Наиболее распространенными ионами тяжелых металлов, содержащимися в почвах, являются Zn, Cu, Ni, Pb, Cr и Cd.

Трансформация соединений тяжелых металлов представлена на рисунке 29.

Сродство органического вещества почв к тяжелым металлам изменяется следующим образом:



Адсорбция тяжелых металлов в почве протекает преимущественно в виде гидроксо-ионов, образующихся по реакции:



Дегградация почв. Дегградацией почв называется постепенное ухудшение состояния почвы в результате трансформации, разрушающих ее структуру, ведущих к появлению негативных химических свойств и утрате ее плодородия.

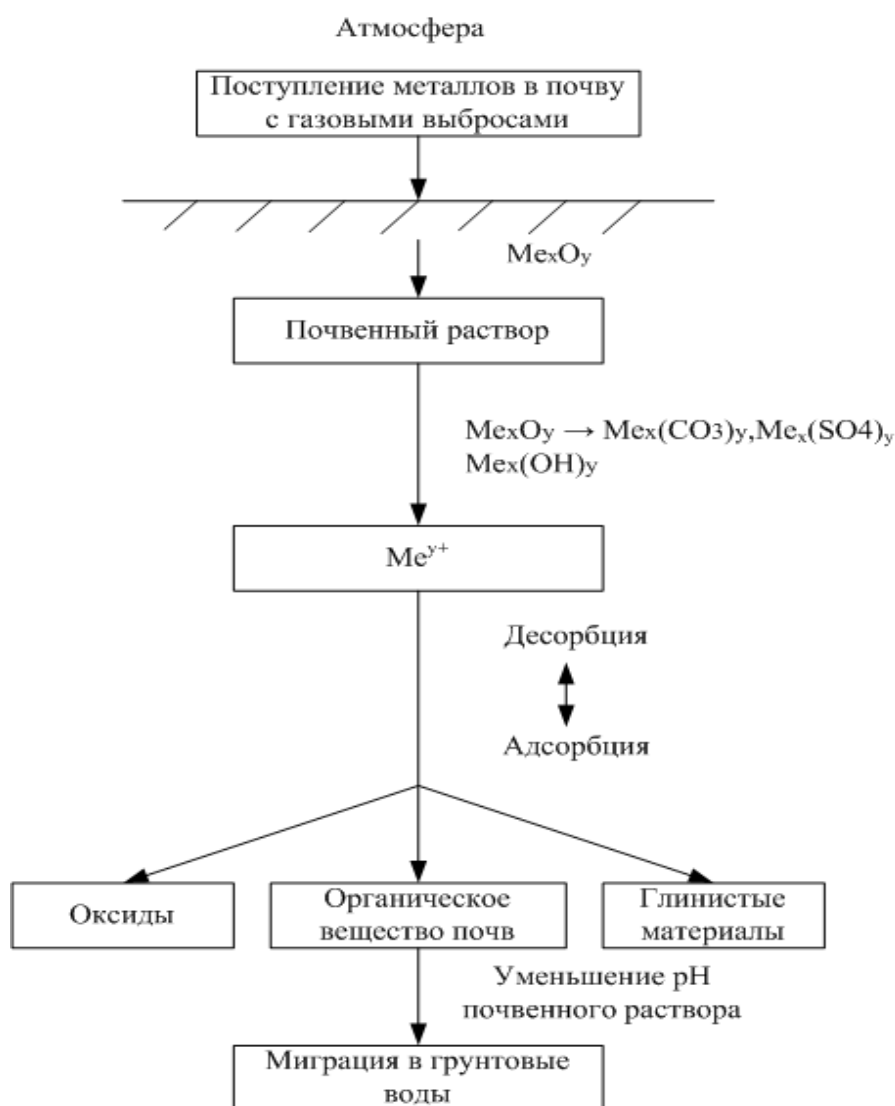


Рис. 29. Трансформация и миграция соединений тяжелых металлов в почвах

Это происходит, когда загрязняющие вещества, вызывающие загрязнение, снижают качество почвы и превращают почву в пригодную для обитания микроорганизмов и макроорганизмов, живущих в почве.

Основными последствиями загрязнения почвы являются:

- негативное воздействие на экосистему и биоразнообразие;
- загрязнение водных источников;
- вредное воздействие на здоровье человека;
- низкое качество плодородия почвы и изменение структуры почвы.

Засоленность почв. Высокое содержание соли в воде (например, сульфаты Na, Ca и Mg) при контакте с почвами приводит к засолению (т.е. избыточной солености). Другие причины

засоления включают высокий уровень грунтовых вод, высокую скорость испарения и низкое годовое количество осадков. Чрезмерная соленость затрудняет поглощение воды корнями растений, что значительно снижает урожайность сельскохозяйственных культур, а также ухудшает качество неглубоких подземных и поверхностных вод.

Накопление солености почвы и обменного натрия происходит в засушливом климате, что приводит к снижению пластичности почвенной глины, что ухудшает структуру почвы и снижает гидравлическую проводимость почвы.

Содификация – сложный процесс, который включает в себя катионный обмен, pH-зависимую растворимость кальцита и увеличение щелочности.

Лабораторная работа №29. Определение общей кислотности

Цель работы: определение общей кислотности водной вытяжки почвы.

Реактивы:

1. Индикатор фенолфталеина
2. 0,01 н. раствор NaOH

Принцип метода. Общая кислотность водной вытяжки (H^+) определена количеством растворенного в воде углекислого газа, органических кислот и их ненасыщенных соединений. Ее обозначают как активную кислотность, она выявляется в кислых почвах.

Порядок выполнения работы

1. Готовим 50 мл вытяжки и добавляем 1 каплю фенолфталеина.
2. Отмечаем изменение окраски.
3. Титруем раствором щелочи до исчезновения розовой окраски, pH 8,2 (V).
4. Полученные результаты записываем в таблицу 17.

Расчет общей кислотности водной вытяжки:

$$H^+ = V \cdot K_{NaOH} \cdot 20 \cdot 0,01 \cdot K_g, \text{ мг-экв/100 г почвы}$$

где V – количество мл щелочи (NaOH), пошедшей на титрование, мл;

K_{NaOH} – поправочный коэффициент ($K_{NaOH} = 1$);

20 – коэффициент пересчета на 100 г почвы;

K_g – коэффициент гигроскопичности ($K_g = 1,8$).

Таблица 17

Результаты анализа

Название почвы	Навеска почвы, г	Объем вытяжки, мл		Раствор NaOH		H^+	
		общий V_0	для определения $V_{ал}$	C_n , ммоль(экв)/мл	V, мл	мг-экв/100 г	%

Лабораторная работа №30.

Определение хлорид-ионов argentометрическим методом по Мору

Цель работы: определение хлоридов в водной вытяжке методом Мора.

Принцип метода: Метод основан на взаимодействии Cl^- с Ag^+ с образованием осадка хлорида серебра. В качестве индикатора используется хромат.

Порядок выполнения работы

1. Качественной реакцией определяем объем вытяжки для анализа.
2. К определенному количеству вытяжки добавляем 1 мл раствора хромата калия.
3. Титруем хлорид-ионы раствором нитрата серебра до появления устойчивой красно-бурой окраски.
4. Полученные результаты заносим в таблицу 18.

Примечание: при большом содержании хлоридов в почве необходимо разбавить пробу вытяжки, а наоборот, при меньшем содержании – упаривают.

Расчет:

$$Cl^- \text{ ммоль(экв)/100 г} = \frac{V \cdot N \cdot V_0 \cdot 100}{V_{ал} \cdot m} \cdot K_w$$

$$\text{Cl}^- \% = \frac{V \cdot N \cdot V_0 \cdot 100 \cdot M(\text{Cl}^-)}{V_{\text{ал}} \cdot m} \cdot K_w$$

$$\text{Cl}^- \% = \text{Cl}^- \text{ ммоль(экв)/100 г} \cdot 0,0355 \text{ г/ммоль}$$

где V – объем потраченного нитрата серебра, мл;

N – нормальность раствора AgNO_3 , ммоль(экв)/мл;

$V_{\text{ал}}$ – объем вытяжки, мл;

V_0 – объем воды при приготовлении вытяжки, мл;

m – масса почвы, г;

$M(\text{Cl}^-) = 0,0355 \text{ г/ммоль}$ – эквивалентная молярная масса хлора;

K_w – коэффициент гигроскопичности ($K_g = 1,8$).

Таблица 18

Результаты анализа

Название почвы	Навеска почвы, г	Объем вытяжки, мл		Раствор AgNO_3		Cl^-	
		общий, V_0	для определения, $V_{\text{ал}}$	C_n , ммоль/мл	V , мл	ммоль(экв)/100 г почвы	%

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Что такое органические вещества почвы? Дайте характеристику понятию «гумификация».
2. В чем разница между выветриванием и эрозией? Предложите способы, с помощью которых загрязнение воздуха может способствовать обоим явлениям?
3. Какую роль могут играть загрязнители воды в образовании растворенной нагрузки и осаждении из нее вторичных минералов?
4. Какие три элемента с наибольшей вероятностью подвергаются окислению в процессе химического выветривания? Приведите примеры реакций для каждого элемента.
5. Чем отличается выветривание от эрозии? Предложите способы, которыми загрязнение воздуха может способствовать обоим явлениям.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Книжные издания

1. Алекин, О.А. Руководство по химическому анализу вод суши / О.А. Алекин, А.Д. Семенов, Б.А. Скопинцев. — 3-е изд. — Ленинград : Гидрометеиздат, 1973. — 270 с. — Текст : непосредственный.
2. Алексеев, А. С. Экология и охрана природы: учебное пособие / А. С. Алексеев. — Санкт-Петербург : Санкт-Петербургский государственный лесотехнический университет имени С.М. Кирова, 2008. — 96 с. — Текст : непосредственный.
3. Зайцев, И.К. Закономерности распределения и формирования подземных вод / И.К. Зайцев, Н.И. Толстихин. — Москва, 1974. — 215 с. — Текст : непосредственный.
4. Йонко, О. А. Химический анализ почв : учебно-методическое пособие / О. А. Йонко, В. А. Королев, Л. Д. Стахурлова. — Воронеж : Воронежский государственный университет, 2010. — 59 с. — Текст : непосредственный.
5. Кирюхин, В.А. Гидрогеохимия / В.А. Кирюхин, А.И. Коротков, С.Л. Шварцев. — Москва: Недра, 1993. — 384 с. — Текст : непосредственный.
6. Куликов, Г.В. Минеральные лечебные воды СССР / Г.В. Куликов, А.В. Жевлаков, С.С. Бондаренко. — Москва: Недра, 1991. — 399 с. — Текст : непосредственный.
7. Лебедева, М. И. Химическая экология (задачи, упражнения, контрольные вопросы) : учебное пособие / М. И. Лебедева, И. А. Анкудимова, О. С. Филимонова. — Тамбов : Издательство ФГБОУ ВПО «ТГТУ», 2012. — 100 с. — Текст : непосредственный.
8. Марьин, В. К. Экологическая безопасность / В. К. Марьин, Э. А. Овчаренков, Д. В. Калашников. — Пенза : ПЦ ПГУАС, 2006. — 371 с. — Текст : непосредственный.
9. Никанорова, А.М. Комплексные оценки качества поверхностных вод / А.М. Никанорова. — Ленинград: Гидрометеиздат, 1984. — 139 с. — Текст: непосредственный.
10. Новикова, О. К. Водоснабжение промышленных предприятий / О. К. Новикова, А. М. Ратникова. — Гомель : Издательство БелГУТ, 2014. — 63 с. — Текст : непосредственный.
11. Панин, В. Ф. Конспект лекций по учебной дисциплине «Теоретические основы защиты окружающей среды» / В. Ф. Панин. — Томск : ТПУ, 2009. — 115 с. — Текст : непосредственный.
12. Петрова, Ю. С. Анализ объектов окружающей среды : учеб.-метод. пособие / Ю. С. Петрова, Л. К. Неудачина, Е. Л. Лебедева ; [под общ. ред. Е. Л. Лебедевой] ; Министерство науки и высшего образования Российской Федерации, Уральский федеральный университет. — Екатеринбург : Издательство Уральского университета, 2019. — 244 с.
13. Пименова, Е. В. Химические методы анализа в мониторинге водных объектов / Е. В. Пименова. — Пермь : Издательство ФГБОУ ВПО Пермская ГСХА, 2011. — 138 с. — Текст : непосредственный.
14. Романова, С. М. Экология: учебник / С. М. Романова, С. В. Степанова, А. Б. Ярошевский, И. Г. Шайхиев. — Казань : КНИТУ, 2017. — 340 с. — Текст : непосредственный.
15. Рязанцева, Л. Т. Методы анализа объектов окружающей среды: учебное пособие / Л. Т. Рязанцева, В. П. Октябрьский. — Санкт-Петербург : Санкт-Петербургский политехнический университет Петра Великого, 2021. — 133 с. — Текст : непосредственный.
16. Сальникова, Е. В. Химический анализ объектов окружающей среды : учебное пособие / Е. В. Сальникова. — Оренбург : Оренбургский гос. ун-т, 2021. — 115 с. — Текст : непосредственный.
17. Топалова, О. В. Химия окружающей среды: учебное пособие / О. В. Топалова, Л. А. Пимнева. — Санкт-Петербург : Издательство «Лань», 2013. — 160 с. — Текст : непосредственный.
18. Хентов, В. Я. Химия окружающей среды для технических вузов: учебное пособие / В. Я. Хентов. — Ростов-на-Дону : «Феникс», 2005. — 144 с. — Текст : непосредственный.
19. Хохлова, О. Н. Введение в химическую экологию. Часть I. Химия окружающей среды: учебное пособие. — Воронеж : Издательско-полиграфический центр Воронежского государственного университета, 2008. — 68 с. — Текст : непосредственный.

20. Экологический мониторинг атмосферы: практикум для бакалавров направления подготовки 20.03.01 «Техносферная безопасность» по профилю «Инженерная защита окружающей среды» / Сост.: Е. Н. Калюкова. – Ульяновск : УлГТУ, 2015. – 131 с. – Текст : непосредственный.

21. Яблоков, В. А. Учение о гидросфере / В. А. Яблоков. — Нижний Новгород : Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет, 2016. — 90 с. — Текст : непосредственный.

Стандарты

1. ГОСТ 13273-88. Государственный стандарт союза ССР. Воды минеральные питьевые лечебные и лечебно-столовые. Технические условия. – Дата введения 1989-01-01. – Москва : Издательство стандартов, 1994.

2. ГОСТ Р 54316-2011. Национальный стандарт Российской Федерации. Воды минеральные природные питьевые. Общие технические условия. – Дата введения 2012-07-01. – Москва : Стандартиформ, 2011.

3. РД 52.24.391-2008. Массовая концентрация натрия и калия в водах. Методика выполнения измерений пламенно-фотометрическим методом. – Дата введения 2008-06-04.

4. РД 52.24.493-2006. Массовая концентрация гидрокарбонатов и величина щелочности поверхностных вод суши и очищенных сточных вод. Методика выполнения измерений титриметрическим методом. – Дата введения 2006-10-01.

5. ПНД Ф 14.1:2.4.207-04. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений цветности питьевых, природных и сточных вод фотометрическим методом (издание 2004 г).

6. ПНД Ф 14.1:2.4.213-05. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений мутности питьевых, природных и сточных вод турбидиметрическим методом по каолину и по формазину (издание 2005 г).

7. ПНД Ф 14.1:2.4.214-06. Количественный химический анализ вод. Методика измерений массовых концентраций железа, кадмия, кобальта, марганца, никеля, меди, цинка, хрома и свинца в питьевых, поверхностных и сточных водах методом пламенной атомно-абсорбционной спектроскопии (издание 2011 г).

8. ГОСТ 23268.5-78. Межгосударственный стандарт. Воды минеральные питьевые лечебные, лечебно-столовые и природные столовые. Методы определения ионов кальция и магния. – Дата введения 1980-01-01. – Москва : ИПК Издательство стандартов, 2003.

9. ГОСТ 23268.2-91. Межгосударственный стандарт. Воды минеральные питьевые лечебные, лечебно-столовые и природные столовые. Методы определения двуокси углерода. – Дата введения 1992-07-01. – Москва : ИПК Издательство стандартов, 2003.

10. ПНД Ф 14.1:2.3.1-95. Количественный химический анализ вод. Методика измерений массовой концентрации ионов аммония в природных и сточных водах фотометрическим методом с реактивом Несслера (издание 2017 г).

11. ПНД Ф 14.1:2.4.3-95. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений массовой концентрации нитрит-ионов в питьевых, поверхностных и сточных водах фотометрическим методом с реактивом Грисса (издание 2011 г).

12. ПНД Ф 14.1:2.4-95. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений массовой концентрации нитрат-ионов в природных и сточных водах фотометрическим методом с салициловой кислотой (издание 2004 г).

13. ГОСТ 17.1.5.04-81. Межгосударственный стандарт. Охрана природы. Гидросфера. Приборы и устройства для отбора, первичной обработки и хранения проб природных вод. Общие технические условия. – Дата введения 1984-01-01. – Москва : ИПК Издательство стандартов, 2003.

14. ПНД Ф 14.1:2.159-2000. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений массовой концентрации сульфат-ионов в пробах природных и сточных вод турбидиметрическим методом (издание 2005 г).

15. ПНД Ф 14.1:2:3.99-97. Количественный химический анализ вод. Методика измерений массовой концентрации гидрокарбонатов в пробах природных и сточных вод титриметрическим методом (издание 2017 г).

16. ПНД Ф 14.1:2:4.114-97. Количественный химический анализ вод. Методика измерений массовой концентрации сухого остатка в питьевых, поверхностных и сточных водах гравиметрическим методом (издание 2011 г).

17. ПНД Ф 14.1:2:4.154-99. Количественный химический анализ вод. Методика измерений перманганатной окисляемости в пробах питьевых, природных и сточных вод титриметрическим методом (издание 2017 г).

18. ПНД Ф 14.1:2:3.4.121-97. Количественный химический анализ вод. Методика измерений pH проб вод потенциометрическим методом (издание 2018 г).

19. ПНД Ф 14.1:2:4.50-96. Количественный химический анализ вод. Методика измерений массовой концентрации общего железа в питьевых, поверхностных и сточных водах фотометрическим методом с сульфосалициловой кислотой (издание 2011 г).

20. ПНД Ф 14.1:2.96-97. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений массовой концентрации хлоридов в пробах природных и очищенных сточных вод аргентометрическим методом (издание 2004 г).

21. ПНД Ф 14.1:2.98-97. Количественный химический анализ вод. Методика выполнения измерений жесткости проб природные и очищенные сточные вод титриметрическим методом (издание 2004 г).

22. Санитарные правила и нормы СанПиН 2.1.3684-21 Санитарно-эпидемиологические требования к содержанию территорий городских и сельских поселений, к водным объектам, питьевой воде и питьевому водоснабжению, атмосферному воздуху, почвам, жилым помещениям, эксплуатации производственных, общественных помещений, организации и проведению санитарно-противоэпидемических (профилактических) мероприятий. – Дата введения 2021-01-28.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Предельно допустимые концентрации (ПДК) загрязняющих веществ в атмосферном воздухе
(ГН 2.1.6.695-98)

Наименование загрязняющих вредных веществ	Формула	Класс опасности	ПДК _{мр} , мг/м ³	ПДК _{сс} , мг/м ³
Азота оксид	NO	3	0,4	0,06
Азота диоксид	NO ₂	2	0,085	0,04
Аммиак	NH ₃	4	0,2	0,04
Ацетон	C ₃ H ₆ O	4	0,35	0,35
Бенз(а)пирен	C ₂₀ H ₁₂	1	-	0,000001
Бензин нефтяной, малосернистый (в пересчете на углерод)		4	5	1,5
Бензол	C ₆ H ₆	2	0,3	0,1
Пыль неорганическая, содержащая более 70% оксида кремния	-	3	0,3	0,1
Сажа (углерод черный)	C	3	0,15	0,05
Сера диоксид	SO ₂	3	0,5	0,05
Сероводород	H ₂ S	2	0,008	-
Сероуглерод	CS ₂	2	0,03	0,005
Углерода оксид	CO	4	5,0	3,0
Фенол	C ₆ H ₆ O	2	0,01	0,003
Формальдегид	CH ₂ O	2	0,035	0,003
Хлор	Cl ₂	2	0,1	0,03

Приложение 2

Перечень предельно-допустимых концентраций вредных веществ для воды
рыбохозяйственных водоемов (Перечень..., 1999)

Наименование загрязняющего вещества	Величина ПДК, мг/л	Лимитирующий показатель вредности	Класс опасности
Азот аммония	0,4	токсикологический	4
Аммиак (по азоту)	0,05	токсикологический	4
БПК ₅	2	органолептический	4
Железо	0,1	токсикологический	4
Марганец двухвалентный	0,01	токсикологический	4
Медь	0,001	токсикологический	3
Нефтепродукты	0,05	токсикологический	3
Нитрат-анион	40,0	санитарно-токсикологический	-
Нитрит-анион	0,08	токсикологический	-
Сульфат-анион	100,0	токсикологический	-
Фенол	0,001	рыбохозяйственный	3
Фосфаты (по фосфору)	0,2	санитарный	4
Хлориды	3000,0	санитарно-токсикологический	4
Цинк	0,01	токсикологический	3

Перечень предельно-допустимых концентраций веществ для водных объектов
хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования (ГН 2.1.5.1315-03)

<i>Наименование вещества</i>	<i>Формула</i>	<i>Величина ПДК, мг/л</i>	<i>Лимитирующий показатель вреда</i>	<i>Класс опасности</i>
Алюминий	Al	0,5	санитарно-токсикологический	2
Аммоний сульфат (по азоту)	$\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_4\text{S}$	1,0	органолептический	3
Барий	Ba	0,1	санитарно-токсикологический	2
Бензин		0,1	органолептический	3
Бензол	C_6H_6	0,5	санитарно-токсикологический	2
Железо	Fe	0,3	органолептический	3
Литий	Li	0,03	санитарно-токсикологический	2
Марганец	Mn	0,1	органолептический	3
Медь	Cu	1,0	органолептический	3
Натрий	Na	200,0	санитарно-токсикологический	2
Нефть		0,3	органолептический	4
Никель	Ni	0,1	санитарно-токсикологический	3
Нитраты		45,0	санитарно-токсикологический	3
Нитриты		3,3	санитарно-токсикологический	2
Ртуть	Hg	0,0005	санитарно-токсикологический	1
Свинец	Pb	0,03	санитарно-токсикологический	2
Сульфаты		500,0	органолептический	4
Сурьма	Sb	0,05	санитарно-токсикологический	2
Таллий	Tl	0,0001	санитарно-токсикологический	1
Титан	Ti	0,1	общесанитарный	3
Толуол	C_7H_8	0,5	органолептический	4
Углерода дисульфид	CS_2	1,0	органолептический	4
Уксусная кислота	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	1,0	общесанитарный	4
Фенол	$\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$	0,001	органолептический	4
Цинк	Zn	1,0	общесанитарный	3

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 ³ HCl на 1 дм ³ пробы
Аммиак и ионы аммония	а) Определение проводят сразу же б) Пробу хранят при 30 – 40С в) Прибавляют 1 см ³ H ₂ SO ₄ на 1 дм ³ пробы г) Прибавляют 2 – 4 см ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ пробы
Анионоактивные синтетические моющие вещества	Прибавляют 2 – 4 см ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ пробы
БПК	Нельзя консервировать. Пробу хранят при 3 – 4С, 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
Гуминовые вещества	Пробы нельзя консервировать, их следует обрабатывать не позже, чем через 3 суток
Железо	Общее содержание железа: прибавляют 25 см ³ HNO ₃ на 1 дм ³ пробы. Различные формы железа: прибавляют 25 см ³ раствора ацетата натрия (68 г CH ₃ COONa·3H ₂ O в 500 см ³ H ₂ O) и 25 см ³ раствора уксусной кислоты [166,7 мл ледяной CH ₃ COOH в 500 см ³ H ₂ O] на 1 дм ³ 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 ³ концентрированной азотной кислоты на 1 дм ³ пробы
Кислород	Пробы нельзя консервировать: их собирают в «кислородные склянки, при этом лучше использовать специальную насадку. К пробе сразу прибавляют соответствующие реактивы
Марганец	Пробы обычно не консервируют а) Определение проводят сразу после взятия пробы б) Прибавляют 5 см ³ концентрированной азотной кислоты на 1 дм ³ пробы
1	2

Медь	а) Прибавляют 5 см ³ концентрированной азотной кислоты на 1 дм ³ пробы б) Прибавляют 5–10 см ³ соляной кислоты (1:1) на 1 дм ³ пробы
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
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 ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ пробы, перед анализом взбалтывают
Никель	а) Пробы не консервируют б) Прибавляют 5 см ³ концентрированной азотной кислоты на 1 дм ³ пробы, нельзя консервировать при наличии цианидов
Нитраты	а) Определение проводят в день взятия пробы б) Прибавляют 1 см ³ концентрированной серной кислоты на 1 дм ³ пробы в) Пробу хранят при 3– 4°С г) Прибавляют 2–4 см ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ пробы
Нитриты	а) Определение проводят сразу после отбора пробы б) Прибавляют 1 см ³ концентрированной серной кислоты на 1 дм ³ пробы в) Пробу хранят при 3– 4°С г) Прибавляют 2–4 см ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ пробы
Окисляемость перманганатная	а) Прибавляют 2 см ³ серной кислоты (1:2) на 100 см ³ 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 ³ концентрированной серной кислоты на 1 дм ³ пробы б) Пробу хранят при 3–4°С и определение проводят не позже, чем через 1 сутки
Свинец	а) Прибавляют 3 см ³ концентрированной азотной кислоты на 1 дм ³ пробы б) Прибавляют 2 см ³ CH ₃ COOH (в пересчете на 100%-ную) на 1 дм ³ пробы
Сульфаты	Пробы обычно не консервируют а) Прибавляют 2–4 см ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ 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 ³ CHCl ₃ на 1 дм ³ пробы и определение проводят в то же день
Фториды	Пробы отбирают в полиэтиленовые бутылки
Хлориды	Пробы обычно не консервируют

Приложение 5

Общая	Содержание свободной углекислоты CO ₂ , мг/дм ³ , в воде при температуре
-------	--

щелочность, мг-экв/дм ³	10 °С, солесодержании 200 мг/дм ³ и при значении рН														
	6,5	6,6	6,7	6,8	6,9	7,0	7,1	7,2	7,3	7,4	7,5	7,6	7,7	7,8	8,0
0,5	18	14	10	8	7	6	5	4	3	2	2	2	2	1	1
0,6	21	16	13	10	8	7	6	5	4	3	2	2	2	1	1
0,7	24	18	15	10	12	8	7	5	4	3	3	3	2	1	1
0,8	28	21	18	14	11	9	7	6	5	4	3	3	2	1	1
0,9	32	24	20	15	13	10	8	6	5	4	4	4	2	1	1
1,0	36	27	23	17	14	11	9	7	5	4	4	4	3	2	1
1,1	39	30	25	19	15	12	9	7	6	5	4	4	3	2	1
1,2	43	33	27	21	17	13	10	8	6	5	4	4	3	2	1
1,3	47	36	29	23	18	14	11	8	7	6	5	4	3	3	1
1,4	50	39	31	24	19	15	12	9	8	6	5	4	3	3	2
1,5	54	41	33	26	21	17	13	10	8	7	5	5	3	3	2
1,6	58	44	36	28	22	18	14	11	9	7	5	5	4	3	2
1,7	61	47	38	30	23	20	15	11	10	7	6	5	4	3	2
1,8	64	50	40	31	25	21	16	12	11	8	6	5	4	3	2
1,9	68	52	42	33	26	22	17	13	11	9	6	6	4	3	2
2,0	72	55	44	35	28	23	18	14	12	10	7	6	5	4	2
2,5	90	69	56	44	35	28	22	18	14	12	9	7	6	5	3
3,0		83	67	53	42	34	27	22	17	14	11	8	7	6	3
3,5		97	79	62	49	39	31	25	19	16	12	9	8	7	4
4,0			90	71	56	45	35	28	22	18	14	11	10	8	5
4,5				79	53	50	40	32	25	21	16	12	11	9	5
5,0				88	70	56	44	36	28	23	18	14	12	10	6
5,5				97	77	62	48	39	31	25	19	15	13	11	6
6,0					85	68	53	43	33	27	21	17	14	12	8
6,5					92	74	57	46	36	29	23	18	15	12	8
7,0					99	79	61	50	39	31	25	19	16	13	9
7,5						85	66	54	42	33	26	21	17	14	10
8,0						90	70	57	44	35	28	22	18	15	10