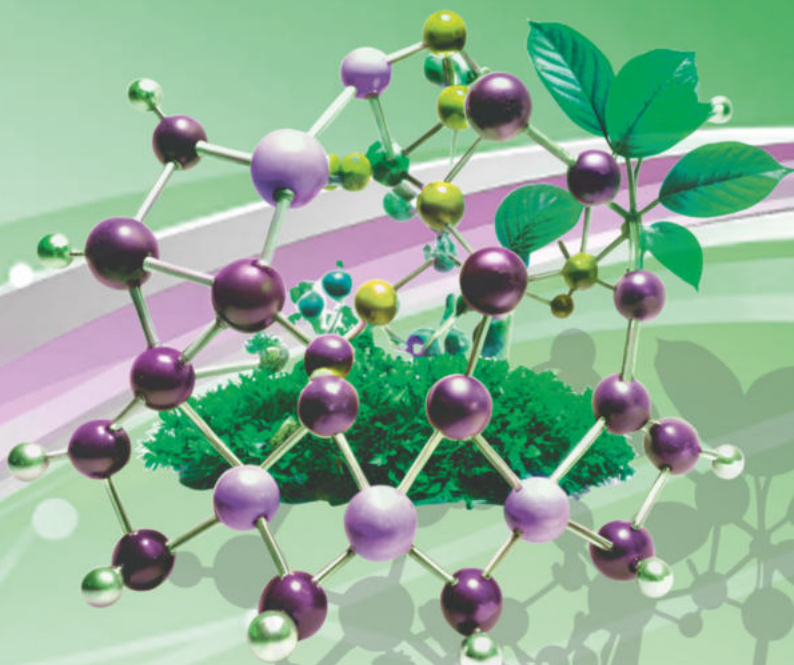


Е. И.Тарун, Н. А. Слобода, С. Н. Шахаб

ЭКОЛОГИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие





Учреждение образования
«Международный государственный
экологический институт имени А. Д. Сахарова»
Белорусского государственного университета

Факультет экологической медицины
Кафедра экологической химии и биохимии

Е. И.Тарун, Н. А. Слобода, С. Н. Шахаб

ЭКОЛОГИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Минск
ИВЦ Минфина
2024

УДК 502.17:54(075.8)
ББК 20.1:24я73
Т 22

Рекомендовано к изданию научно-методическим советом
МГЭИ им. А. Д. Сахарова БГУ

Рецензенты:

доктор химических наук, профессор, академик, заведующий отделом органической химии ГНУ «ИФОХ НАН Беларуси» *В. И. Поткин*; доктор химических наук, доцент, декан факультета экологической медицины «Международный государственный экологический институт им. А. Д. Сахарова» Белорусского государственного университета *А. Г. Сыса*

Тарун, Е. И.

Т 22 Экологическая химия : учеб.-метод. пособие / Е. И. Тарун, Н. А. Слобода, С. Н. Шахаб. – Минск : ИВЦ Минфина, 2024. – 84 с.
ISBN 978-985-880-545-6.

Пособие включает краткие теоретические сведения, описание лабораторных работ, контрольные вопросы и список рекомендуемой литературы по изучаемым темам в соответствии с учебной программой дисциплины «Экологическая химия».

Предназначается студентам факультета экологической медицины для подготовки к выполнению лабораторных работ, а также всем интересующимся вопросами экологической химии.

УДК 502.17:54(075.8)
ББК 20.1:24я73

ISBN 978-985-880-545-6

© Тарун Е. И., Слобода Н. А., Шахаб С. Н., 2024
© МГЭИ им. А. Д. Сахарова БГУ, 2024

Лабораторная работа 1

Моделирование парникового эффекта и выпадения кислотных осадков

Цель работы – изучение изменения температуры среды при моделировании парникового эффекта и оценка влияния различных газов на кислотность атмосферных осадков.

«Парниковый эффект» – это удержание значительной части тепловой энергии Солнца у земной поверхности. Данное естественное явление повышает температуру на нашей планете для комфортного существования. На нашу планету поступает солнечная радиация, которая нагревает поверхность. Излучение от солнца коротковолновое, поэтому парниковые газы, которые находятся вокруг Земли, свободно пропускают его. Какую-то незначительную часть солнечного света могут отразить обратно аэрозоли, которые находятся вместе с парниковыми газами в атмосфере Земли. В свою очередь, когда планета нагревается, она отдает тепловую радиацию – инфракрасное излучение (длинные волны). Но так как излучение длинноволновое, то парниковые газы не дают полностью ему улететь в космос. Частично тепловому излучению все же удается обойти парниковые газы, но их значительная доля отражается, что повышает температуру на Земле.

В 1896 г. Аррениус показал, что углекислый газ (диоксид углерода), составляющий ничтожную часть атмосферы (примерно 0,03 %), поддерживает ее температуру на 5–6 °С выше, чем если бы этот газ отсутствовал. Основные парниковые газы:

- Углекислый газ (CO_2) – считается важнейшим парниковым газом антропогенного происхождения. Углекислый газ возникает и естественным путем при круговороте углерода, но именно человек увеличил его концентрацию в атмосфере на 47% с момента индустриальной революции.
- Метан (CH_4) – по своему парниковому эффекту метан считается даже сильнее, чем углекислый газ, но в атмосфере его заметно меньше. Естественные источники – болота и термитники. Антропогенное происхождение – свалки, сельское хозяйство, добыча угля и природного газа.
- Закись азота (N_2O) образуется при сжигании твердых отходов и ископаемого топлива. Значительная часть N_2O идет от сельского хозяйства.

- Синтетические химические вещества, например, гидрофторуглероды, галогенированные углеводороды, гексафторид серы и другие синтетические газы. Основной источник – химическая промышленность.

- Озон (O_3) естественным образом встречается в стратосфере и тропосфере Земли и не вызывает значительного парникового эффекта.

- Водяной пар по объему занимает первое место среди всех парниковых газов, однако прямые выбросы водяного пара влияют на парниковый эффект наименьшим образом.

Земля постоянно получает и отдает энергию. По закону сохранения энергии все это должно пребывать в радиационном балансе. Но человек своими действиями вывел систему из баланса. Когда объем парниковых газов увеличивается, они все чаще и чаще не позволяют теплу покинуть атмосферу Земли. Получается, что даже то инфракрасное излучение, которое когда-то улетало в космос, теперь частично остается с нами – глобальная температура повышается.

Источником *кислотных дождей* ($pH < 5,6$) являются продукты сгорания органического топлива. Среди загрязнителей наиболее существенны оксиды серы и азота, претерпевающие в атмосфере фотохимические реакции. Попадая в атмосферу, эти загрязнители могут разноситься ветром на тысячи километров от источника и возвращаться на землю с дождем, снегом или туманом. Кислотные дожди меняют кислотность озер, рек и почвы в местах выпадения.

Большая часть антропогенных выбросов SO_2 связана с энергетикой и промышленностью. Время пребывания SO_2 в атмосфере в среднем исчисляется двумя неделями. Этот промежуток времени слишком мал, чтобы газ мог распространиться в глобальном масштабе. Поэтому в соседних географических районах, где осуществляются как большие, так и умеренные выбросы диоксида серы, в атмосфере может наблюдаться большое различие концентраций SO_2 . Таким образом, проблема SO_2 возникает в первую очередь в высокоразвитых промышленных странах и у их ближайших соседей.

Наряду с SO_2 в атмосферу выбрасываются и другие газы кислотного характера: HCl , HF , NO_2 . Выбросы HCl , HF носят локальный характер – производство эмалей, фарфора, сжигание отходов и установки для пиролиза (выделение HCl), производство алюминия, стекольное производство (выделение HF).

Оксиды азота NO и NO_2 образуются в химических реакциях в атмосфере и при горении. Вместе с летучими органическими веществами, приповерхностным озоном, свинцом, угарным газом, оксидами серы и пылевыми частицами входят в число вредных выбросов, в отношении которых действуют ограничения.

Примеси NO_2 окрашивают промышленные дымы в бурый цвет, поэтому выбросы заводов с заметным содержанием оксидов азота названы «лисыими хвостами». Выбросы NO_2 считаются одной из основных причин образования фотохимического смога. Соединяясь с парами воды в атмосфере, они образуют азотную кислоту, и, вместе с оксидами серы, являются причиной образования кислотных дождей. Повышенные концентрации NO_x оказывают вредное воздействие на здоровье человека, поэтому в разных странах приняты нормативы, ограничивающие максимально допустимые концентрации NO_2 в выхлопах котлов электростанций, газотурбинных установок, автомобилей, самолетов и прочих устройств. Совершенствование технологий горения в значительной степени направлено на сокращение выбросов NO_2 при одновременном повышении энергоэффективности устройств.

Контрольные вопросы

1. Что такое «парниковый эффект»?
2. Какие газы участвуют в образовании парникового эффекта?
3. Причины нарушения парникового эффекта.
4. Что такое «кислотные дожди»?
5. Какие газы являются источниками кислотных дождей?

Экспериментальная часть

1. Моделирование парникового эффекта

Одна часть излучения лампы отражается от стеклянного стакана, другая часть проходит через стенку сосуда и поглощается. Сосуд и содержащийся в нем воздух при этом нагреваются. Наличие парникового эффекта зависит от того, имеется ли поверхность, которая поглощает видимое излучение. При этом происходит нагревание поверхности и, как следствие, возникает инфракрасное излучение, интенсивность которого определяется температурой. В отличие от видимого излучения, свет в этом диапазоне не может выйти из стеклянного сосуда. (Стекло его отражает, а не пропускает в отличие от видимого света). В этом состоит суть «парникового эффекта». Так как черная бумага поглощает большую часть излучения и вызывает появление теплового излучения, воздух в стеклянном сосуде (в парнике), нагревается быстрее по сравнению с предыдущим экспериментом.

Оборудование и реактивы: лампа 60–100 Вт; стеклянный сосуд высотой около 15 см и диаметром 7,5 см; черная бумага; термометр – 10–50 °С.

Ход работы:

1. Стекланный сосуд закрыть куском картона, в центр которого вставить термометр на глубину 5 см.
2. Расположить источник света (лампу) на расстоянии 10 см от стекланный сосуда.
3. Измерить начальную температуру в стекланный сосуде, затем включить лампу и фиксировать в течение 10 мин через каждую минуту значения температуры.
4. В конце эксперимента открыть стекланный сосуд, удалив картон с термометром. Оставить сосуд и термометр остывать.
5. Разместить кусок черной бумаги на задней стенке сосуда (относительно лампы) так, чтобы он закрыл поверхность сосуда по всей высоте и по ширине на 1/3 диаметра сосуда.
6. Расположить лампу и сосуд, как было сделано ранее, включить лампу и фиксировать в течение 10 мин через каждую минуту значения температуры.
7. Представить для обоих экспериментов график зависимости значений температуры от времени измерения.

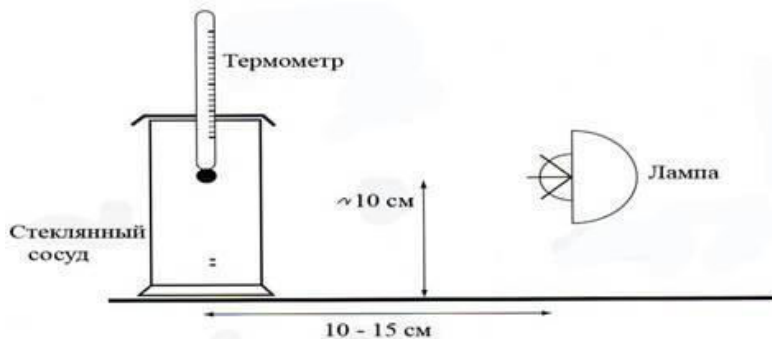


Рис. 1. Схема установки для демонстрации моделирования парникового эффекта

Время, мин	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Температура без черной бумаги										
Температура с черной бумагой										

2. Моделирование выпадения кислотных осадков

Оборудование и реактивы: склянка с обрезным дном, 2000 см³; стаканы химические, 50 см³; пипетки на 2 и 5 мл; хлоркальциевая трубка с активированным углем; лакмус; водный раствор HCl (1:1), NaHCO₃ (крист.), рствор NaNO₂, раствор HNO₃ (1:1), Na₂SO₃ (крист.), H₂SO₄ (конц.), Si, раствор аммиака в воде (25 %), дистиллированная вода.

Опыт 1. Получение углекислого газа и его влияние на кислотность воды

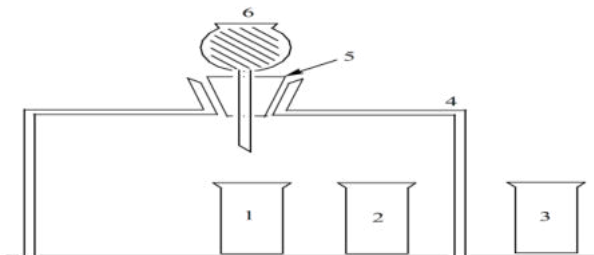


Рис. 2. Схема установки для демонстрации моделирования выпадения кислотных осадков: 1 – химический стакан («источник»), 2 – химический стакан («дождевые капли»), 3 – химический стакан (контроль), 4 – склянка с обрезанным дном, 5 – пробка резиновая, 6 – хлоркальциевая трубка с активированным углем

Ход работы:

1. В стакан (1) – «источник» поместить 1 г гидрокарбоната натрия (NaHCO₃).
2. В стаканы (2) и (3) прилить 10–15 мл дистиллированной воды, добавив в нее фиолетовый раствор лакмуса.
3. Приоткрыв пробку (5), быстро добавить в стакан (1) 1 мл соляной кислоты (1:1) и наблюдать протекание реакции. Какой при этом выделяется газ?
4. Наблюдать, происходит ли изменение окраски воды с раствором лакмуса в стаканах (2) и (3).

Опыт 2. Получения оксида азота (IV) и его влияние на кислотность воды

Опыт проводится аналогичным образом с использованием описанного прибора, для чего в стакан (1) налить NaNO₂ и добавлять по каплям серную кислоту.

Реакция взаимодействия нитрита натрия с серной кислотой:



NO₂ можно получить воздействием концентрированной азотной кислоты на медь:



Опыт 3. Получение оксида серы и его влияние на кислотность воды

Опыт проводится аналогичным образом с использованием описанного прибора, для чего в стакан (1) поместить 1 г сульфита натрия ((Na₂SO₃)) и 2 мл концентрированной серной кислоты.

Для нейтрализации скопившихся под склянкой (4) газов, приоткрыв пробку (5), быстро прилить в один из стаканов 5 мл водного раствора аммиака (25 %).

Описать явления, происходившие при проведении опытов. Записать уравнения соответствующих реакций.

Пояснение: при получении оксида азота (IV) и оксида серы (IV) в стакане (2) происходит изменение окраски (среда становится кислой, pH меньше 7), при получении углекислого газа изменение окраски в стакане (2) не наблюдается, углекислый газ не накапливается в атмосфере в больших количествах и не влияет в значительной степени на кислотность осадков.

Лабораторная работа 2

Влияние загрязнения воздуха аммиаком на растения. Действие кислотных и щелочных дождей на растения

Цель работы – изучение влияния загрязнения воздуха парами аммиака, серной и азотной кислот на растения и действия на них кислотных и щелочных дождей.

Аммиак (NH_3) представляет собой бесцветный газ с характерным резким запахом «нашатырного спирта» он легче воздуха и очень хорошо растворяется в воде. При высоких концентрациях в воздухе (более 0,5 % об.) аммиак сильно раздражает слизистые оболочки. Вызывает поражение глаз и дыхательных путей. Негативное влияние загрязненный аммиаком воздух оказывает и на растения, вызывая хорошо заметные изменения в растительных тканях. Тем не менее, аммиак, при внесении его в почву в виде водного раствора и в химически связанном виде, является удобрением.

Большой вред окружающей среде наносят различные источники газообразных выбросов (промышленные предприятия, транспорт, пожары), «благодаря» которым в атмосферу попадает значительное количество вредных веществ (оксидов серы (II) и (III) оксидов азота (II) и (IV), сероводорода, оксидов углерода (II) и (IV) и др.). Эти вещества поглощаются атмосферными осадками, которые выпадают на землю в виде «кислотных» дождей или снега. Под воздействием кислотных осадков деревья легче поражаются вредителями, изменяется химический состав почв и почвенных микроорганизмов. В первую очередь кислотные осадки поражают листья и другие вегетативные части растений. Поражение листьев препятствуют нормальному протеканию процессов фотосинтеза.

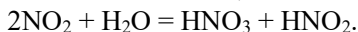
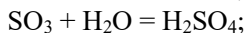
Кислотные осадки обусловлены присутствием серной (H_2SO_4) и азотной (HNO_3) кислот. Обычно кислотность на две трети состоит из первой и на одну треть из второй, но во многом их соотношение определяется особенностями антропогенного загрязнения атмосферы в конкретном регионе. Присутствие в этих формулах серы и азота указывает на то, что проблема связана с выбросами данных элементов в воздух.

Соединения серы попадают в атмосферу как естественным путем, так и в результате антропогенной деятельности. При отсутствии источников загрязнения диоксид серы (SO_2) встречается в атмосфере в виде ничтожных следов. Единственным крупным естественным источником диоксида серы является вулканическая деятельность. В основном SO_2 поступает в атмосферу в результате человеческой деятельности. Главная причина загрязнения им атмосферы – сжигание ископаемого топлива, которое содержит серу. В процессе горения часть серы окисляется до SO_2 . Среди

используемых видов топлива первое место по поставке диоксида серы занимает каменный уголь, второе – нефть, а природный газ находится на третьем месте. Наиболее распространенными соединениями серы, поступающими в атмосферу, являются диоксид серы (SO_2), оксид серы (SO_3), сероуглерод (CS_2) и сероводород (H_2S). Основной вред окружающей среде наносит не столько сам диоксид серы, сколько продукт его окисления – SO_3 . Процесс окисления осуществляется под действием кислорода на пылеобразных частицах оксидов металлов в качестве катализаторов, в атмосферной влаге или под действием солнечного света.

Оксиды азота образуются в атмосфере как естественным, так и антропогенным путем при горении ископаемого топлива. Загрязнение атмосферы оксидами азота в целом сравнительно невелико. Однако в районах с развитой химической промышленностью имеются локальные зоны повышенного содержания NO и NO_2 в воздухе.

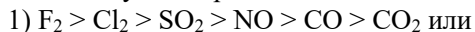
Кислотные осадки образуются в результате взаимодействия паров воды с оксидами серы (2/3 осадков) и азота:



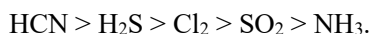
Газоустойчивость – это способность растений сохранять жизнедеятельность при действии вредных газов. На степень газоустойчивости растений влияют физико-географические и метеорологические условия. Растения не обладают сформировавшейся в ходе эволюции системой адаптаций к вредным газам, поэтому способность противостоять повреждающему действию газов основывается на механизмах устойчивости их к другим неблагоприятным факторам.

Газы и пары, легко проникая в ткани растений через устьица, могут непосредственно влиять на обмен веществ клеток, вступая в химические взаимодействия уже на уровне клеточных стенок и мембран. Пыль, оседая на поверхности растения, закупоривает устьица, что ухудшает газообмен листьев, затрудняет поглощение света, нарушает водный режим.

По убыванию степени токсичности для растений газы можно расположить в следующие ряды:



Кислые газы и пары более токсичны для растений, чем для животных, для которых второй ряд газов выглядит следующим образом:



Наиболее сильно газы воздействуют на процессы, протекающие в листе. Косвенный эффект загрязнения атмосферы проявляется также через почву, где газы влияют на микрофлору, почвенный поглощающий

комплекс и корни растений. Кислые газы и кислые дожди нарушают водный режим тканей, приводят к постоянному подкислению цитоплазмы клеток, изменению работы транспортных систем мембран (плазмалеммы, хлоропластов), накоплению Ca, Zn, Pb, Cu. В этих условиях интенсивность фотосинтеза снижается из-за нарушения мембран хлоропластов. Кроме того, на свету быстро разрушаются хлорофилл и каротин. Особенно неблагоприятно на пигментную систему хлоропластов действуют SO₂ и Cl₂; аммиак же уменьшает содержание каротина и ксантофилла, мало влияя на хлорофиллы.

Дыхание в условиях загрязнения, как правило, вначале растёт, а затем снижается по мере развития повреждений. Но эти изменения нарушают рост растений, ускоряют процесс старения в них. Очень сильно страдают от кислых газов хвойные породы (суховершинность, ослабление роста ствола в толщину, уменьшение длины и увеличение числа хвоинок на побеге, быстрая потеря хвои). При длительном действии кислых газов наблюдаются значительные изменения: утрата лесных пород, развитие сорной травянистой растительности. У лиственных пород кислые газы вызывают уменьшение размеров и количества листьев.

По характеру реакции на воздействие газов у растений различают газоувствительность (скорость и степень проявления патологических процессов под влиянием газов) и газоустойчивость. Для газоустойчивости существенна способность растений 1) регулировать поступление токсичных газов, 2) поддерживать буферность цитоплазмы и её ионный баланс, 3) осуществлять детоксикацию образующихся ядов. В итоге в условиях задымления это способствует поддержанию фотосинтеза и синтетических процессов на достаточно высоком уровне.

Регуляция поглощения газов определяется прежде всего чувствительностью устьиц к газам; под их влиянием (особенно SO₂) газоустойчивые виды быстро закрывают устьица. Устойчивость к токсическим газам может быть связана и с уровнем в клетках катионов (K⁺, Na⁺, Ca²⁺), способных нейтрализовать ангидриды кислот. Обычно растения, устойчивые к засухе, засолению и другим стрессам, имеют и более высокую газоустойчивость, возможно, из-за способности регулировать водный режим и ионный состав. На это указывают усиление сернистым газом признаков ксероморфности листьев, а хлором – признаков суккулентности. Проверка газоустойчивости (по SO₂) большого числа видов растений позволила разделить их на три группы: устойчивые, среднеустойчивые и неустойчивые. Наиболее устойчивые к SO₂ древесные породы (вяз, жимолость, клен, лох) оказались устойчивыми также к хлору, фтору, диоксиду азота.

Хотя загрязнение атмосферного воздуха наносит большой ущерб растительности, именно растения наряду с регуляцией водного, ветрового

и других режимов среды представляют собой мощный фактор очистки атмосферы.

Контрольные вопросы

1. Какие вредные газы могут содержаться в воздухе?
2. Из-за чего происходят вредные выбросы в атмосферу?
3. Что такое «кислотные» и «щелочные» осадки?
4. Написать реакции взаимодействия вредных газов с водой.
5. Как влияют кислотные и щелочные дожди на растения?
6. Как растения способны адаптироваться к действию вредных газов и кислотных дождей?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: колбы на 500 мл с пробками, листья или побеги традисканции, или любого другого растения, дистиллированная вода, мензурка на 100 мл. Колбы пронумерованы и плотно закрыты пробками. Колба № 1 заполнена аммиачной водой. Колба № 2 заполнена серной кислотой. Колба № 3 заполнена азотной кислотой. Колба № 4 заполнена соляной кислотой.

Опыт 1. Влияние загрязнения воздуха аммиаком на растения

Ход работы

1. Опустить в колбу с аммиачной водой полоску индикатора, подвешенную на нитке так, чтобы полоска не касалась жидкости.
2. Закрыть колбу пробкой и следить за изменением окраски индикаторной полоски.
3. Определить pH паров аммиака.
4. Лист или побег растения закрепить в пробирке, осторожно по стенке, либо на нитке опустить пробирку с растением в коническую колбу и быстро закрыть колбу пробкой.
5. Результаты зафиксировать через 60 мин и в конце занятия.

Опыт 2. Действие кислотного загрязнения воздуха на растения

Ход работы:

1. Опустить в колбы с серной кислотой полоску индикатора, подвешенную на нитке так, чтобы полоска не касалась жидкости.
2. Закрыть колбу пробкой и следить за изменением окраски индикаторной полоски.

3. Определить рН паров серной кислоты.
4. Лист или побег растения закрепить в пробирке, осторожно по стенке, либо на нитке опустить пробирку с растением в коническую колбу и быстро закрыть колбу пробкой.
5. Результаты зафиксировать через 60 мин и в конце занятия.
6. Прodelать аналогичную процедуру с азотной и соляной кислотами.

Опыт 3. Действие кислотных и щелочных дождей на растения

Ход работы:

Встряхнуть колбы с кислотами и аммиачной водой так, чтобы растение было смочено. Отметить, за какой промежуток времени и какие происходят изменения с растениями.

Лабораторная работа 3

Определение прозрачности, цветности, запаха воды, наличие взвешенных веществ и кислотности воды

Цель работы – определение прозрачности, мутности, цветности, запаха воды, наличие взвешенных веществ и кислотности воды.

Гидросфера – водная оболочка Земли. Её принято делить на Мировой океан, континентальные поверхностные воды и ледники, а также подземные воды.

Боольшая часть воды сосредоточена в океане, намного меньше – в ледниках, континентальных водоемах и подземных водах. Соленые океанические воды составляют 96,4 % объема гидросферы, воды ледников – 1,86 %, подземные воды – 1,68 %, а поверхностные воды суши – немногим более 0,02 %. Пресной воды на планете гораздо меньше соленой – всего 0,5 % от общего объема гидросферы. Сконцентрирована она в реках и водоемах и является важнейшим природным ресурсом. Велико ее значение и в поддержании баланса экосферы на земном шаре. Несмотря на небольшое количество пресной воды, распределенной по планете, достаточно, чтобы утолить все потребности людей. Запасы пресной воды составляют 0,6291 % всей гидросферы.

Химический состав внутренних вод, на которые оказывает воздействие человек, зависит от осадков, типа почвы, минерального состава пород дна водоемов, морфологии, флоры и фауны и других факторов. Химический состав поверхностных вод классифицируется по нескольким показателям. Классификация воды *по гидрохимическому показателю*:

1. Содержание макрокомпонентов – основных соединений, содержащихся в воде: соединений калия, натрия, магния и кальция. Основные катионы и анионы, содержащиеся в воде: K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- , CO_3^{2-} . Независимо от абсолютной концентрации соотношение между главными компонентами основного солевого состава остается примерно постоянным.

2. Уровень концентрации в воде растворенных газов – кислорода, азота, сероводорода, аммиака и метана.

3. Неорганические формы биогенных элементов – продуктов жизнедеятельности организмов. К ним относятся в основном неорганические соединения азота и фосфора. Биогенных элементов в воде может содержаться от нуля до десяти мг/л. К биогенным элементам относятся также соединения кремния, находящегося в воде в виде коллоидных или истинно растворенных форм мета- и ортокремневой кислот (H_2SiO_3

и H_4SiO_4), соединения железа, в основном в форме гидроксидов железа или органических комплексов.

4. Органические формы биогенных элементов. Именно они отвечают за цвет и запах воды. В эту группу входят практически все классы органических соединений.

5. Микроэлементы, то есть все известные металлы. Их содержание в природной воде очень незначительно.

6. Бактерии и микроорганизмы.

В составе поверхностных вод содержатся и нерастворимые вещества – песок, глина, илстые вещества, карбонаты, гидрокарбонаты, сульфаты, хлориды, гумус, планктон и др. Их содержание варьируется от нескольких штук до десятков тысяч на один литр воды, а размеры – от грубодисперсных до коллоидных. В результате деятельности человека в составе природных вод появились также и токсичные загрязняющие вещества. К ним относятся тяжелые металлы, нефтепродукты, хлорорганические соединения, фенолы и др.

Солесодержание воды:

- пресная вода – солесодержание до 1 г/л;
- солоноватая – солесодержание 1–10 г/л;
- соленая – солесодержание более 10 г/л.

У речных и подземных вод солесодержание изменяется от 50–200 до 1500–2000 мг/л. Наибольшее количество растворенных примесей содержат воды океанов и морей, г/л: Балтийского моря – 11, Каспийского – 13, Черного – 19, Атлантического океана – 36.

Воды классифицируют также по преобладающему аниону: на гидрокарбонатные, хлоридные или сульфатные. Пресные воды относятся обычно к гидрокарбонатному классу, так как содержание гидрокарбонатов кальция и магния в них достигает 60–70 %.

Примеси природных вод по степени дисперсности (крупности) подразделяют на:

- истинно-растворенные, распределенные в воде в виде отдельных ионов, молекул;
- коллоидно-дисперсные с размером частиц от 1 до 100 нм;
- грубодисперсные с размером частиц более 100 нм (0,1 мкм).

Коллоидные примеси представляют собой агломераты из большого числа молекул с наличием поверхности раздела между твердой фазой и водой. Из-за малых размеров коллоидные частицы не теряют способности к диффузии и обладают значительной удельной поверхностью. Коллоидные частицы не выделяются из воды под действием силы тяжести, не задерживаются обычными фильтрующими материалами (песком, фильтровальной бумагой) и различимы в рассеянном свете (конус Тиндаля). В

природных водах в коллоидно-дисперсном состоянии находятся различные производные кремниевой кислоты и железа, органические вещества – продукты распада растительных и животных организмов.

Грубодисперсные примеси (так называемые взвешенные вещества) имеют столь большую массу, что практически не способны к диффузии. С течением времени устанавливается определенное седиментационное равновесие, и примеси либо выпадают в осадок, либо всплывают на поверхность (при плотности частиц меньше плотности воды). Длительно оставаясь во взвешенном состоянии, грубодисперсные примеси обуславливают мутность воды. Чем больше размер частиц грубодисперсных примесей, тем быстрее устанавливается седиментационное равновесие и тем легче выделяются они из воды при отстаивании или фильтровании. Так, скорость отстаивания частиц песка и ила размерами 100 и 20 мкм составляет в неподвижной воде при 10 °С соответственно около 7 мм/с.

По химическому составу примеси природных вод можно разделить на два типа: *минеральные* и *органические*.

К *минеральным примесям* воды относятся растворенные в ней содержащиеся в атмосфере газы N_2 , O_2 , CO_2 , образующиеся в результате окислительных и биохимических процессов NH_3 , CH_4 , H_2S , а также газы, вносимые сточными водами; различные соли, кислоты, основания, в значительной степени находящиеся в диссоциированной форме, то есть в виде образующих их катионов и анионов.

К *органическим примесям* природных вод относят гумусовые вещества, вымываемые из почв и торфяников, а также органические вещества различных типов, поступающие в воду совместно с сельскохозяйственными стоками и другими типами недостаточно очищенных стоков.

Оценка загрязненности воды. Абсолютно чистая вода в природе не встречается. Природная вода всегда содержит определенное количество примесей. Находясь в непосредственном взаимодействии с атмосферой, почвой и горными породами, вода растворяет многие органические и неорганические соединения. Кроме того, происходит загрязнение водных ресурсов различными веществами антропогенного характера.

В *показатели качества воды* входит содержание таких веществ, которые в большей степени влияют на свойства воды и возможность ее применения. Требования к качеству воды устанавливаются в каждом конкретном случае в зависимости от ее назначения. К основным показателям качества воды относятся: *жесткость, щелочность, кислотность, общее солесодержание, окисляемость и др.*

Определить суммарное загрязнение воды *органическими веществами* можно по расходу кислорода на разрушение органических веществ микроорганизмами. *Биохимическим потреблением кислорода (БПК)* называют

количество кислорода в миллиграммах, требуемое для окисления находящихся в 1 л воды органических веществ в аэробных условиях в результате происходящих в воде биологических процессов.

Загрязнение воды неорганическими веществами связано, прежде всего, с попаданием в нее *хлоридов, минеральных удобрений, соединений тяжелых металлов и кислот*. Наиболее значимыми поллютантами являются тяжелые металлы, которые даже после их извлечения из первоначальных соединений сохраняют свою токсичность.

Контрольные вопросы

1. Классификация воды по гидрохимическому показателю.
2. Какие катионы и анионы преобладают в пресной воде?
3. Какие минеральные и органические примеси содержатся в воде?
4. Что входит в показатели качества воды?
5. Какие загрязняющие вещества могут содержаться в воде?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: цилиндр на 100 мл, коническая колба, бумажный фильтр, $K_2Cr_2O_7$, $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, H_2SO_4 , каолин.

Опыт 1. Определение прозрачности воды

Измерение прозрачности с помощью шрифта проводят в лабораторных условиях. Для измерения используют стеклянный цилиндр с внутренним диаметром 2,5 см и высотой около 50 см. В качестве стандартного шрифта используют шрифт с высотой букв 3,5 мм. Проба воды рассматривается при рассеянном дневном свете. Мерой прозрачности служит высота столба воды в см, при котором можно наблюдать на белой бумаге шрифт.

Прозрачность > 25–30 см (по ГОСТ)

Опыт 2. Определение цветности воды

Цветность воды (кажущаяся) определяется в нефльтрованной пробе воды путем сравнения цвета анализируемой воды со стандартной окраской имитационной шкалы.

Приготовление имитационной шкалы

В мерной колбе объемом 1 л растворить в дистиллированной воде 0,0875 г $K_2Cr_2O_7$ и 2 г $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, добавить 1 мл конц. H_2SO_4 и долить колбу дистиллированной водой до метки.

Приготовленный раствор соответствует 500° цветности.

Из приготовленного раствора хромо-кобальтовой смеси в мерных колбах на 50 мл приготовить серию растворов от 5 до 70° цветности.

Для получения имитационной шкалы цветности объем раствора с цветностью 500° (табл. 1) перенести в мерную колбу на 50 мл и довести дистиллированной водой до метки.

Таблица 1

Объем раствора (мл) с цветностью 500°
для приготовления шкалы цветности

Градусы	5	10	15	20	25	30	40	50	60	70
Объем раствора (мл) с цветностью 500°	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0

Ход работы

1. В чистый сухой цилиндр отмерить 100 мл исследуемой воды и просматривая его сверху, сравнить окраску воды с окраской стандартных растворов, налитых в такие же цилиндры. При совпадении окрасок цветность определяется градусом данного стандарта шкалы

2. На спектрофотометрическом приборе определить оптическую плотность стандартных растворов при длине волны 400 нм.

3. По полученным данным построить калибровочный график зависимости оптической плотности от цветности.

4. Исследуемую воду объемом 100 мл отфильтровать через стеклянную воронку с бумажным фильтром в коническую колбу.

5. Провести определение оптической плотности исследуемой воды на спектрофотометре при длине волны 400 нм.

6. По полученному значению оптической плотности определить на калибровочном графике соответствующее значение цветности в градусах для исследуемого образца.

Цветность < 20° (по ГОСТ)

Опыт 3. Определение мутности воды

Мутность воды определяют фотометрически, путем сравнения пробы воды со стандартными суспензиями. Мутность (в мг/л) определяют по калибровочному графику. Калибровочный график строят по стандартным рабочим суспензиям.

Ход работы

1. Приготовить рабочие суспензии с концентрацией каолина 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 3,0; 4,0; 5,0 мг/л.

2. На спектрофотометре измерить оптические плотности этих суспензий при длине волны 530 нм.

3. По полученным данным построить калибровочный график зависимости оптической плотности от мутности.

4. Измерить мутность пробы воды (неотфильтрованной). В качестве раствора сравнения использовать отфильтрованную воду исследуемой пробы.

5. По полученному значению оптической плотности определить на калибровочном графике соответствующее значение мутности для исследуемого образца.

Мутность < 1,5 мг/л (по ГОСТ)

Опыт 4. Определение запаха воды

Запах воды определяется после определения вкуса и характеризуется по виду и интенсивности в баллах (табл. 2, 3).

Таблица 2

Виды запаха

Сокращение	Классификация запаха	Примеры или возможные источники происхождения запаха
A	ароматный или пряный	гвоздика, лимон
Ac	огуречный	Synura
B	бальзамический или цветочный	герань, ирис, ваниль
Bg	гераниевый	Asteronella
Bn	настурциевый	Aphanizomanon
Bs	сладковатый	Coclosphaerium
Bv	фиалковый	Mallomonas
C	химический	промышленные сточные воды или химическая обработка
Cc	хлорный	свободный хлор
Ch	углеводородный	стоки нефтеочистительных заводов
Cm	лекарственный	фенол и йодоформ
Cs	сернистый	сероводород
D	неприятный или очень неприятный	
Df	рыбный	Uroglenopsis, Dinobryon
Dp	навозный	Anabaena

Сокращение	Классификация запаха	Примеры или возможные источники происхождения запаха
Ds	гнилостный	застоявшиеся сточные воды
E	землистый	сырая земля
Ep	торфяной, травянистый	торф
M	затхлый	преющая солома
Mm	плесневый	сырой подвал
V	овощной	корни овощей

Таблица 3

Определение интенсивности запаха воды

Интенсивность запаха	Характеристика	Проявление запаха
0	никакого запаха	отсутствие ощутимого запаха
1	очень слабый запах	очень слабый запах не замечаемый потребителем, но ощутимый специалистом
2	слабый запах	слабый запах, обнаруживаемый потребителем, если обратить внимание на это
3	заметный запах легко обнаруживаемый	может быть причиной того, что вода непригодна для питья
4	отчетливый запах обращающий на себя внимание	может заставить воздержаться от питья
5	очень сильный запах	очень сильный запах настолько сильный, что делает воду непригодной для питья

Для определения используют 250 мл пробы, помещенной в коническую колбу при 20°C, которую закрывают пробкой, несколько раз сильно взбалтывают, затем открывают и тотчас же органолептически определяют характер запаха и его интенсивность. Такое же определение выполняют при 60 °С, подогревая колбу на водяной бане, накрытую часовым стеклом и воронкой.

Запах < 2 баллов (по ГОСТ)

Опыт 5. Водородный показатель воды

Определение величины водородного показателя (pH) служит важным показателем кислотности или щелочности природной воды и является результирующей величиной кислотно-основного взаимодействия ряда ее

минеральных и органических компонентов. Приближенное значение рН пробы воды можно получить, используя универсальную индикаторную бумагу.

рН 6,5-8,5 (по ГОСТ)

Опыт 6. Определение взвешенных веществ

Ход работы

1. Фильтр взвесить на аналитических весах.
2. Через фильтр пропустить 100–500 мл воды. Если фильтрат недостаточно прозрачен, процедуру повторить еще раз.
3. По окончании фильтрования фильтр подсушить на воздухе, а затем в сушильном шкафу при 60 °С в течение 1 ч.
4. Взвесить высушенный фильтр.
5. Рассчитать содержание взвешенных веществ по формуле:

$$x = \frac{(a - b) \times 1000}{V},$$

где а – масса фильтра с осадком, мг; b – масса фильтра без осадка, мл;
V – объем профильтрованной воды, мл.

Опыт 7. Определение сухого остатка

Сухой остаток – масса остатка, получаемого выпариванием профильтрованной пробы сточной или природной воды и высушиванием при 103–105 °С или 178–182 °С.

Ход работы

1. Прокалить, охладить и взвесить фарфоровую или кварцевую чашку.
2. В прокаленную, охлажденную и взвешенную фарфоровую или кварцевую чашку поместить 50–250 мл анализируемой воды, предварительно профильтрованной.
3. Воду выпаривать на водяной бане досуха.
4. Перенести чашку с остатком в сушильный шкаф и высушивать при 103–105 °С или 178–182 °С до постоянной массы.
5. Рассчитать массу сухого остатка по формуле:

$$x = \frac{(a - b) \times 1000}{V},$$

где а – масса чашки с сухим остатком, мг; b – масса пустой чашки, мг;
V–объем анализированной сточной воды, мл.

Лабораторная работа 4

Минеральный состав воды

Цель работы – изучение общей минерализации воды, а также качественное и количественное определение хлоридов, сульфатов и фосфатов в пробе.

Качество питьевой воды в значительной степени определяется концентрацией растворенных в ней минеральных солей. Выделяют два больших класса минеральных солей, которые встречаются в природной воде в значительных концентрациях (табл. 1).

Таблица 1

Основные компоненты, создающие минерализацию питьевой воды

I класс		II класс	
Компонент минерального состава	ПДК	Компонент минерального состава	ПДК
Кальций (Ca^{2+})	200 мг/л	Аммоний (NH_4^+)	2,5 мг/л
Натрий (Na^+), калий (K^+)	200 мг/л	Железо общее (Fe^{2+} , Fe^{3+})	0,3 мг/л
Магний (Mg^{2+})	100 мг/л	Металлы	0,001 ммоль/л
Гидрокарбонат (HCO_3^-)	1000 мг/л	Фосфат (PO_4^{3-})	3,5 мг/л
Сульфат (SO_4^{2-})	500 мг/л	Нитрит (NO_2^-)	0,1 мг/л
Хлорид (Cl^-)	350 мг/л		
Карбонат (CO_3^{2-})	100 мг/л		
Нитрат (NO_3^-)	45 мг/л		

Повышенная концентрация солей ухудшает вкус питьевой воды. При концентрации солей, превышающих соответствующие ПДК (табл. 1), вода становится непригодной для питья. Существуют простые методы, которые позволяют проверить наличие тех или иных ионов в воде.

Хлориды в воде – это соли, полученные при взаимодействии соляной кислоты и катионов металла, имеющие высокую растворимость. Самые распространенные хлориды – кальциевые, магниевые и натриевые. Происхождение хлоридов в воде обусловлено природными источниками. Данные соединения есть практически в каждом природном источнике воды – реках, озерах, скважинах, ручьях, колодцах. Содержание хлоридов в озерах и реках колеблется от доли грамма до нескольких граммов на литр, в морях количество хлорид-ионов составляют 87 % от массы всех анионов, поэтому уровень их концентрации в морях и подземных водах позволяет отнести их к перенасыщенным растворам и рассолам.

Избыток в воде солей хлоридов геологического происхождения в поверхностных водах явление достаточно редкое, поэтому присутствие хлоридов на уровне выше нормального является показателем бытового и промышленного загрязнения воды. Значительное количество хлоридов в воде, обусловленное природными явлениями, бывает в случаях засоления почвы в результате подъема высокоминерализованных подземных вод и постоянного притока вод с последующим испарением жидкости. Еще одна значительная причина повышенного содержания хлорид ионов в воде – деятельность человека. Удобрения, соль для растворения льда на дорогах, выбросы предприятий химической промышленности, свалки, сточные воды и отходы человеческой деятельности – все это способствует появлению и круговороту хлоридов в природе. В промышленных сточных водах могут содержаться различные соли, характер и оказываемое влияние которых зависит от производственного предприятия.

Из всех известных анионов хлориды обладают самой высокой способностью к миграции, которая объясняется высокой растворимостью, слабо выраженной способностью к сорбции и потреблению живыми организмами. Повышенное содержание хлоридов в питьевой воде придает ей солоноватый привкус и оказывает негативное влияние на здоровье человека, также она не пригодна для хозяйственных и технических нужд. При использовании воды, содержащей превышающие допустимые значения хлориды, страдают слизистые оболочки, глаза, кожа и дыхательные пути. Употребляя воду с повышенным содержанием хлоридов, человек испытывает нарушение водно-солевого баланса и пищеварительного тракта, возникают отеки.

Избыточные хлориды в воде наносят вред домашним и сельскохозяйственным животным, влияют на рост и развитие растений. Агрессивное воздействие солей разрушает бытовые и промышленные приборы, в несколько раз увеличивая интенсивность коррозии. Такая вода имеет повышенную жесткость, соли оседают на нагревательных приборах, образуя накипь, снижая теплопроводность устройств и утвари, и приводят к поломкам оборудования.

Для хлоридов нет общепринятых норм для внутренних водоемов, допустимая засоленность зависит от общей загрязненности воды. Содержание хлоридов в воде определяет и ее пригодность для питья. Для питьевой воды предельное значение составляет 200 мг/л. Вода с большим содержанием либо соли, либо горька на вкус. Содержание хлоридов в воде также определяет возможность ее использования в сельском хозяйстве, в том числе для парников и оранжерей. В зависимости от вида растений предельная концентрация хлоридов составляет 50–350 мг/л.

Сульфаты в воде – это анионы (заряженные отрицательно ионы SO_4^{2-}) солей серной кислоты H_2SO_4 . Это минералы, практически повсеместно присутствующие в питьевой воде из-за способности растворяться и вступать во взаимосвязи с её молекулами. Это бесцветные кристаллические вещества, которые всегда есть в слабоминерализованных водах. При соединении сульфатных солей с иными веществами водный раствор может менять окраску.

Чаще всего в воде присутствуют: двухвалентные основания бария Ba^{2+} , кальция Ca^{2+} , стронция Sr^{2+} . Часто встречаются соединения магния MgSO_4 , калия K_2SO_4 , натрия Na_2SO_4 . Они образуются вблизи земной поверхности при повышенной концентрации кислорода, поэтому всегда присутствуют в поверхностных водах, проникают глубоко в грунт, испаряются и накапливаются во всех видах атмосферных осадков. Достаточно часто в воде одновременно присутствуют и хлориды, и сульфаты.

Сульфатные ионы неустойчивы – в природной среде сера постоянно совершает сложный круговорот, в который включены средние (M_2SO_4) и кислые (MHSO_4) сульфаты, содержащиеся в природных водах. При увеличении степени минерализации, ионы образуют устойчивые соединения: BaSO_4 , CaSO_4 . При недостатке кислорода сульфатные соли под действием бактерий превращаются в сульфиды. При появлении кислорода вновь окисляются и переходят в сульфаты. Этот процесс можно наблюдать в редко используемых водопроводных сетях, где застаивается и заиливается вода. Ионы SO_4^{2-} поступают в природные воды в процессе растворения гипсовых пород, окисления сульфидов, серы и органических серосодержащих веществ.

Сульфатсодержащие сточные воды неизбежно проникают глубоко в почву. Поэтому в водоносных слоях, откуда жидкость добывается через пробуренные скважины, они всегда присутствуют, более того, являются неизменным компонентом подземных вод. Особенно много их там, где вблизи расположены: очистные сооружения по обработке стоков реагентами, где на выходе образуются сульфат-ионы в воде; предприятия горнодобывающей промышленности; подземные шахты; целлюлозно-бумажные фабрики; нефтеперерабатывающие комбинаты; заводы по изготовлению минеральных удобрений.

Содержание сульфат-иона лимитируется в питьевой воде, так при концентрации более 500 мг/л у человека может проявляться расстройство деятельности желудочно-кишечного тракта. Насыщенный концентрированный раствор: раздражает пищевод; влияет на желудочную секрецию; нарушает процесс пищеварения; препятствует всасыванию пищи; вызывает расстройство кишечника; раздражает слизистые оболочки носа, рта,

глаз; провоцирует аллергический зуд, воспаления кожи и прочие симптомы аллергии.

Наличие сульфатов в воде с избыточным присутствием ионов кальция способствует образованию толстого слоя накипи, которая сужает просветы трубопроводов, разрушает гидротехническое оборудование. Неочищенные сульфатные водные растворы нельзя подавать в паросиловые установки, в водогрейные и паровые котлы. При прохождении через свинцовые водопроводы сульфаты вымывают свинец, повышают его концентрацию в питьевой воде. Основными промышленными источниками загрязнений природных вод являются производства черной металлургии, нефтеперерабатывающей, целлюлозно-бумажной, гидролизной, химической отраслей промышленности.

Однако сульфаты в питьевой воде могут быть полезны. Сульфатные минеральные воды с определенным целебным составом используются на бальнеологических курортах для лечения желудочно-кишечных заболеваний.

Фосфатами называются соли ортофосфорной кислоты H_3PO_4 . Фосфор – важный биогенный элемент. Благодаря этому, фосфор и его соединения нашли широкое применение в самых различных областях жизни человека. Одно из важнейших мест применения этого элемента – производство удобрений для агропромышленности, поскольку фосфор, наряду с калием и азотом, стимулируют рост и плодоношение многих сельскохозяйственных культур. Помимо производства удобрений, соединения фосфора используют в пищевой промышленности: в качестве подкислителей (например, в газированных напитках), загустителей (в хлебопекарном деле), консервантов для масел и замороженных овощей. Бытовое применение соединений фосфора также весьма обширно, поскольку они входят в состав поверхностно-активных веществ для моющих средств и стиральных порошков.

Фосфаты и другие соединения фосфора попадают в воду в основном антропогенным путем. Небольшие количества этого элемента и его соединений присутствуют в водоёмах как часть биологического цикла. Интересно, что одно из соединений фосфора (фосфин) – это биологический маркер, присутствие которого в атмосфере других планет говорит о возможном наличии жизни. Химическая, сельскохозяйственная и пищевая промышленность являются основными источниками фосфора и его соединений в сточных водах. Способы применения не ограничиваются сферой производства удобрений, бытовой и пищевой химией. В тяжелой промышленности соединения фосфора применяются в качестве фреонов, флюсов, пассиваторов, гидрожидкостей. Бытовой сектор – основной источник фосфатов в сточных водах. Продукция бытовой химии содержит

в своем составе фосфорорганические соединения и фосфаты в качестве поверхностно-активных веществ, регуляторов кислотности, смягчителей воды. Считается, что фосфаты вредны для экологии и здоровья человека. Поэтому их содержание в составе бытовой химии пытаются уменьшить.

Несмотря на то, что основной источник фосфора – «человеческий фактор», это не означает, что он единственный. Большинство живых организмов так или иначе использует фосфор и его соединения в своей биохимии. Например, для млекопитающих фосфор играет важнейшую роль, поскольку он необходим для существования энергетического обмена при помощи аденозинтрифосфата (АТФ) – основного переносчика энергии в клетке. Таким образом, фосфор необходим для существования высокоорганизованных форм жизни. Фосфор выделяется в окружающую воду во время процесса автолиза трупов животных и рыб, при разложении растительной биомассы. Затем этот фосфор вновь поступает в живые клетки, участвуя в замкнутом биологическом цикле. Можно сделать вывод, что влияние неантропогенных факторов на концентрацию фосфатов в водах достаточно низкое, поскольку эта система находится в равновесии.

Негативное воздействие избытка фосфатов на окружающую среду – провоцирование ими процесса эвтрофикации водоемов («цветения» воды). Фосфаты – питательные вещества, стимулирующие рост растений. Попадая в сточные воды, а впоследствии в реки и озера, они приводят к разрастанию водорослей, что в свою очередь приводит к уменьшению количества кислорода в воде, гибели рыбы, усилению образования ила и т. д. Причина ограничительных мер в отношении содержащих фосфаты моющих средств – их возможный аллергический эффект: фосфаты позволяют поверхностно-активным веществам лучше проникать в ткань и задерживаться в ней, провоцируя впоследствии аллергию и раздражение кожи при соприкосновении с этой тканью.

Контрольные вопросы

1. Какие анионы и катионы могут содержаться в воде?
2. Происхождение хлоридов в воде. Что вызывает избыток хлоридов в воде?
3. Какое вредное воздействие оказывает избыток хлорид ионов на здоровье?
4. Что такое сульфат-ионы? Происхождение сульфатов в воде.
5. Какое вредное воздействие оказывает избыток сульфат ионов на здоровье?
6. Источник фосфат ионов. Каково негативное воздействие избытка фосфатов на окружающую среду?

Экспериментальная часть

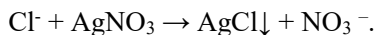
Оборудование и реактивы: конические колбы, пробирки, пипетки, бюретки, AgNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaCl , $\text{Ba}(\text{Cl})_2$, HCl , K_2SO_4 , $[(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4]$, SnCl_2 , KH_2PO_4 .

Опыт 1. Визуальное определение общего содержания солей

Для качественного определения общего содержания солей нанести 1 каплю исследуемой воды на предметное стекло до испарения влаги, не допуская нагрева стекла во избежание его растрескивания. Рассмотреть солевой остаток на стекле и сделать приближенный вывод о наличии солей в воде.

Опыт 2. Качественное определение хлорид ионов в воде

Для обнаружения хлорид ионов используется качественная реакция с раствором нитрата серебра (AgNO_3):



Белый творожистый осадок указывает на наличие хлорид ионов в пробе воды. Если содержание хлорид ионов незначительно, то вместо осадка наблюдается лишь помутнение раствора.

Ход работы

Налить в пробирку 5 мл исследуемой воды, прибавить по каплям раствор нитрата серебра (10 %), по интенсивности выпадения белого осадка сделать вывод о наличии хлоридов в пробе. Определить по табл. 2 примерное содержание хлорид ионов в воде. Сравнить полученное значение с величиной ПДК (табл.1).

Таблица 2

Определение интенсивности содержания хлорид ионов в воде

Характеристика	мг Cl^- /л
Опалесценция, слабая муть	1–10
Сильная муть	10–50
Хлопья, осаждающиеся не сразу	50–100
Белый объемный осадок	100

Опыт 3. Количественное определение хлорид ионов в воде.

Количественное определение хлорид ионов выполняется титриметрическим методом, с использованием в качестве титранта раствор азотно-кислого серебра, 1 мл которого осаждает 1 мг хлорид ионов.

Ход работы

1. К 10 мл основного стандартного раствора NaCl прибавить 1 мл 10%-ного раствора бихромата калия и титровать при постоянном встряхивании раствором азотнокислого серебра до перехода окраски из желтой в устойчивую оранжевую. Рассчитать количество хлора, эквивалентное 1 мл титрованного раствора (Т, титр). 10 мл основного стандартного раствора содержит 10 мг Cl.

2. К пробе воды от 10 до 100 мл прибавить 1 мл 10%-ного раствора бихромата калия и титровать при постоянном встряхивании раствором азотнокислого серебра до перехода окраски из желтой в устойчивую оранжевую. Рассчитать количество хлора в пробе исследуемой воды.

Расчет содержания хлоридов (мг Cl⁻/л) ведется по формуле:

$$X = \frac{V \cdot T \cdot 1000}{V_0},$$

где V – количество раствора азотнокислого серебра (мл) пошедшее на титрование; Т (титр) – количество хлора, эквивалентное 1 мл титрованного раствора (мг) (определяется из опыта 1); V₀ – объем исследуемой воды (мл);

Реактивы:

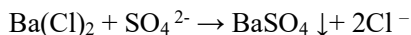
1. Основной стандартный раствор NaCl (2,8·10⁻²М): 1 мл раствора содержит 1 мг Cl. 1,65 г NaCl растворить в 1 л дистиллированной воды.

2. 10%-ный раствор бихромата калия. 100 г растворяют в небольшом количестве дистиллированной воды и добавляют AgNO₃ до появления слабого красно-бурого осадка. Через 1–2 дня раствор фильтруют и доводят дистиллированной водой до 1 л.

3. Титрованный раствор AgNO₃ (2,8·10⁻²М): 1 мл раствора осаждает 1 мг Cl. 4,791 г AgNO₃ растворить в 1 л дистиллированной воды.

Опыт 4. Качественное определение сульфат ионов в воде

Для обнаружения сульфат аниона используется качественная реакция с раствором хлорида бария.



Появление белого осадка указывает на наличие сульфат ионов в пробе воды.

Ход работы

Налить в пробирку 5 мл исследуемой воды, прибавить 2–3 капли раствора соляной кислоты и 10–15 капель раствора $\text{Ba}(\text{Cl})_2$ (10 %), по интенсивности образования белого осадка сделать вывод о наличии сульфатов в пробе. Определить по табл. 3 примерное содержание сульфат ионов в воде. Сравнить полученное значение с величиной ПДК (табл. 1).

Таблица 3

Определение интенсивности содержания сульфат ионов в воде

Характеристика	мг SO_4^{2-} /л
Отсутствие мути	5
Слабая муть, появляющаяся через несколько минут	5–10
Слабая муть, появляющаяся сразу	10–100
Сильная муть, быстро оседающая	100–500

Опыт 5. Количественное определение сульфатов

Количественное определение сульфатов проводят фотоколориметрическим методом с использованием суспензии хлорида бария в смеси глицерола и этилового спирта.

Ход работы

1. Приготовить растворы K_2SO_4 с концентрациями 1–20 мг/л, смешивая основной стандартный раствор K_2SO_4 и H_2O в объемах, указанных в таблице 4.

Таблица 4

Градуировочная кривая для определения сульфат ионов

Объем стандартного раствора K_2SO_4 , мл	0,02	0,04	0,1	0,2	0,3	0,4
Объем H_2O , мл	1,98	1,96	1,1	1,8	1,7	1,6
Концентрация SO_4^{2-} -мг/л	1	2	5	10	15	20

2. К 2 мл приготовленных растворов K_2SO_4 добавить 1–2 капли соляной кислоты (1:1), 2 мл стандартной суспензии и тщательно перемешать. Через 30 мин измерить оптическую плотность при длине волны 364 нм в кювете на 1 см. В качестве нулевого раствора вместо раствора K_2SO_4 добавить в смесь 2 мл H_2O .

3. Построить градуировочную кривую.

4. 2 мл исследуемой воды налить в пробирку с притертой пробкой, добавить 1–2 капли соляной кислоты (1:1), 2 мл стандартной суспензии и тщательно перемешать. Через 30 мин измерить оптическую плотность при длине волны 364 нм в кювете на 1 см.

5. Содержание сульфат ионов определить по градуировочной кривой.

Реактивы:

1. Основной стандартный раствор K_2SO_4 , 100 мкг SO_4^{2-} /мл. 0,181 г соли растворить в 1 л дистиллированной воды.

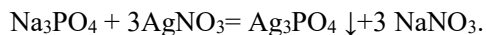
2. Соляная кислота, х. ч., 1:1.

3. Стандартная суспензия, раствор $BaCl_2$ в смеси гликоля и этилового спирта. 1 объем 5 % водного раствора $BaCl_2$ смешать с 3 объемами гликоля и 3 объемами 96 % этилового спирта.

Опыт 6. Качественное определение фосфат ионов в воде

Для обнаружения фосфат ионов можно брать любые вещества, которые будут образовывать осадок, в составе которого будет фосфат-ион: $Ca(NO_3)_2$, $FeCl_3$, $AgNO_3$, $MgSO_4$, $AlCl_3$, $ZnSO_4$ и др.

При добавлении нитрата серебра к фосфат-ионам образуется взвесь фосфата серебра ярко-желтого цвета:



Опыт 7. Количественное определение фосфатов в воде

Количественное определение фосфатов основано на взаимодействии фосфат ионов с молибденово-кислым аммонием в присутствии двух хлористого олова с образованием фосфорно-молибденовой сини. Диапазон определяемых концентраций от 0,01 до 0,20 мг Р/л.

Ход работы

1. Приготовить рабочий раствор KH_2PO_4 из стандартного раствора.

2. Приготовить растворы KH_2PO_4 с концентрациями 0,01–0,2 мг/л, смешивая рабочий раствор KH_2PO_4 и H_2O в объемах, указанных в табл. 5.

Таблица 5

Градуировочная кривая для определения фосфат ионов

Объем рабочего раствора KH_2PO_4 , мл	1	2	4	8	10	15	20
Объем H_2O , мл	99	98	96	92	90	85	80
Концентрация мг Р/л	0,01	0,02	0,04	0,08	0,10	0,15	0,20

3. К 100 мл приготовленных растворов KH_2PO_4 , прибавить 2 мл молибденово-кислого аммония и 3–5 капель свежеприготовленного двухлористого олова. Раствор перемешать. Через 5 мин измерить оптическую плотность раствора при длине волны 740 нм в кювете на 1 см.

4. Построить градуировочную кривую.

5. К пробе воды объемом 100 мл прибавить 2 мл молибденово-кислого аммония и 3–5 капель свежеприготовленного двухлористого олова. Раствор перемешать. Через 5 мин измерить оптическую плотность раствора при длине волны 740 нм в кювете на 1 см.

Содержание фосфат ионов определить по градуировочной кривой.

Реактивы:

1. Раствор молибденово-кислого аммония $[(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4]$. 100 мл 10 % $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ смешать с 300 мл 50 % (по объему) H_2SO_4 , свободной от мышьяка. Охлаждать до комнатной температуры и перелить в темную склянку с притертой пробкой.

2. Раствор двухлористого олова, SnCl_2 : 0,15 г металлического олова (фольги) растворить в 2 мл концентрированной соляной кислоты, к которой в качестве катализатора прилить 1 каплю 4 % раствора $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{H}_2\text{O}$. По растворении фольги объем реактива довести до 10 мл дистиллированной водой.

3. Стандартный раствор KH_2PO_4 , 100 мг Р/л. 0,44 г соли растворить в 1 л дистиллированной воды и добавить 1 мл хлороформа для консервации.

4. Рабочий раствор KH_2PO_4 , 1 мг Р/л. К 2 мл стандартного раствора KH_2PO_4 прилить 198 мл дистиллированной воды.

Лабораторная работа 5

Определение щелочности и жесткости воды

Цель работы – определение временной и общей жесткости воды, изучение способов устранения жесткости воды и определение щелочности воды.

Воду с растворенными в ней солями называют *жесткой*, а совокупность свойств такой воды – *жесткостью*. Жесткая вода образует накипь на стенках паровых котлов, отопительных приборов и бытовой металлической посуды. Она не пригодна для производства бумаги и крашения тканей, для приготовления пищи и напитков. В жесткой воде не пенится мыло, плохо развариваются овощи и мясо.

Виды жесткости:

- карбонатная жесткость – это совокупность свойств воды, обусловленных присутствием в ней гидрокарбонатов кальция, магния и железа. Часто этот вид жесткости называют временной или устранимой;

- некарбонатная жесткость – совокупность свойств воды, обусловленных присутствием в ней сульфатов, хлоридов, силикатов, нитратов и фосфатов кальция, магния и железа. Этот вид жесткости также называют постоянной или неустранимой;

- общая жесткость, складывающаяся из карбонатной и некарбонатной жесткости. Она равна сумме концентраций ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} .

Количественно жесткость воды выражают единицами жесткости. За единицу жесткости принимают жесткость воды в одном литре которой содержится один миллимоль (ммоль) эквивалент ионов Ca^{2+} или Mg^{2+} . Числовое значение жесткости, выраженное в ммоль/л, совпадает со значением в моль/м³. Одна единица жесткости соответствует массовой концентрации ионов Ca^{2+} , равной 20,04 мг/л или ионов Mg^{2+} , равной 12, 16 мг/л.

По величине жесткости различают воду:

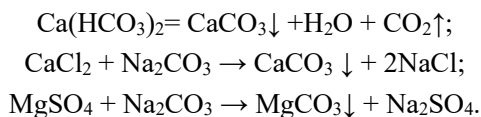
- очень мягкую < 1, 5 единиц (ммоль экв/л);
- мягкую 1, 5–3 единиц;
- среднюю 3, 6–6, 0 единиц;
- жесткую 6, 0–9, 0 единиц;
- очень жесткую > 9, 0 единиц.

Жесткость воды количественно выражается числом ммоль эквивалентов (ммоль · экв) ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1л воды. 1 ммоль экв/л жесткости воды соответствует содержанию 20,04 мг/л ионов Ca^{2+} и 12,16 мг/л ионов Mg^{2+} . Общая жесткость рассчитывается по формуле:

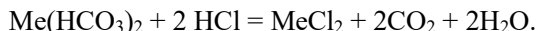
$$\text{Жобщ} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16}$$

где $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{Mg}^{2+}]$, соответственно, концентрация ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в мг/л. По принятым нормативам жесткость питьевой воды не должна превышать 9–10 ммоль экв/л.

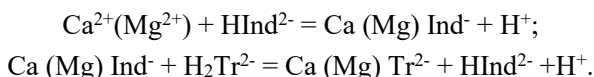
Гидрокарбонаты кальция и магния обуславливают временную жесткость, которая называется карбонатной. Она устраняется при кипячении пробы или добавлением соды (Na_2CO_3):



Временную жесткость определяют титрованием воды раствором соляной кислоты, при этом растворенные в ней гидрокарбонаты количественно реагируют с соляной кислотой:



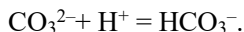
Общую жесткость определяют титрованием воды раствором трилона Б, который представляет собой двузамещенную натриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты. Метод основан на способности трилона Б образовывать с ионами магния и кальция комплексные соединения:



Карбонаты и гидрокарбонаты представляют собой компоненты, определяющие природную *щелочность воды*. Их содержание в воде обусловлено процессами растворения атмосферной CO_2 , взаимодействия воды с находящимися в прилегающих грунтах известняками и, конечно, протекающими в воде жизненными процессами дыхания всех водных организмов. Определение карбонат- и гидрокарбонат-анионов является титриметрическим и основано на их реакции с водородными ионами в присутствии фенолфталеина (при определении карбонат-анионов) или метилового оранжевого (при определении гидрокарбонат-анионов) в качестве индикаторов. Используя эти два индикатора, удастся наблюдать две точки эквивалентности: в первой точке (рН 8,0–8,2) в присутствии фенолфталеина полностью завершается титрование карбонат-анионов, а во второй (рН 4,1–4,5) – гидрокарбонат-анионов. По результатам титрования можно определить концентрации в анализируемом растворе основных ионных форм, обуславливающих потребление кислоты (гидроксо-, карбонат- и гидрокарбонат-анионов), а также величины свободной и общей

щелочности воды, поскольку они находятся в стехиометрической зависимости от содержания гидроксил-, карбонат- и гидрокарбонат-анионов.

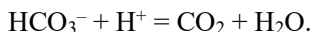
Определение *карбонат-анионов* основано на реакции:



Присутствие карбонат-аниона в концентрациях, определяемых аналитически, возможно лишь в водах, pH которых более 8,0–8,2. В случае присутствия в анализируемой воде гидроксо-анионов при определении карбонатов протекает также реакция нейтрализации:



Определение *гидрокарбонат-анионов* основано на реакции:



Таким образом, при титровании по фенолфталеину в реакции с кислотой участвуют анионы OH^- и CO_3^{2-} , а при титровании по метиловому оранжевому – OH^- , CO_3^{2-} и HCO_3^- . Следовательно, при расчете концентраций основных ионных форм, обуславливающих потребление кислоты, необходимо учесть относительное потребление кислоты при титровании по фенолфталеину (V_ϕ) и метилоранжу (V_{MO}). Рассмотрим несколько возможных вариантов, сопоставляя величины V_ϕ и V_{MO} .

1. $V_\phi = 0$. Карбонаты, а также гидроксо-анионы в пробе отсутствуют, и потребление кислоты при титровании по метилоранжу может быть обусловлено только присутствием гидрокарбонатов.

2. $V_\phi \neq 0$, причем $2V_\phi < V_{MO}$. В исходной пробе отсутствуют гидроксо-анионы, но присутствуют и гидрокарбонаты, и карбонаты, причем доля последних эквивалентно оценивается как $V_K = 2V_\phi$, а гидрокарбонатов – как $V_{TK} = V_{MO} - 2V_\phi$.

3. $2V_\phi = V_{MO}$. Гидрокарбонаты в исходной пробе отсутствуют, и потребление кислоты обусловлено содержанием практически только карбонатов, которые количественно переходят в гидрокарбонаты. Именно этим объясняется удвоенное, по сравнению с V_ϕ , потребление кислоты V_{MO} .

4. $2V_\phi > V_{MO}$. В данном случае в исходной пробе гидрокарбонаты отсутствуют, однако присутствуют не только карбонаты, но и другие потребляющие кислоту анионы, а именно – гидроксо-анионы. При этом содержание последних эквивалентно составляет $V_{OH} = 2V_\phi - V_{MO}$.

5. $V_\phi = V_{MO}$. В исходной пробе отсутствуют и карбонаты, и гидрокарбонаты, и потребление кислоты обусловлено присутствием сильных щелочей, содержащих гидроксо-анионы.

Присутствие свободных гидроксо-анионов в заметных количествах (случаи 4 и 5) *возможно только в сточных или загрязненных водах*.

Массовые концентрации анионов рассчитываются на основании уравнений реакций потребления кислоты карбонатами (C_K) и гидрокарбонатами ($C_{ГК}$) в мг/л по формулам:

$$C_K = \frac{V_K \times H \times 60 \times 1000}{V_A},$$

$$C_{ГК} = \frac{(V_{ГК} - V_K) \times H \times 61 \times 1000}{V_A},$$

где V_K и $V_{ГК}$ – объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование карбоната и гидрокарбоната соответственно, мл;

H – точная концентрация титрованного раствора соляной кислоты, М;

V_A – объем пробы воды, взятой для анализа, мл;

60 и 61 – эквивалентная масса карбонат- и гидрокарбонат-аниона соответственно, в соответствующих реакциях; 1000 – коэффициент пересчета единиц измерений.

Результаты титрования по фенолфталеину и метилоранжу позволяют рассчитать показатель щелочности воды, который численно равен количеству эквивалентов кислоты, израсходованной на титрование пробы объемом 1 л. При этом потребление кислоты при титровании по фенолфталеину характеризует свободную щелочность, а по метилоранжу – общую щелочность, которая измеряется в ммоль/л.

Контрольные вопросы

1. Что такое жесткость воды?
2. Какие известны виды жесткости воды?
3. Как можно устранить избыточную жесткость воды?
4. Как определяют временную и общую жесткость воды?
5. Что такое щелочность воды?
6. Как определяют щелочность воды?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: цилиндры, конические колбы, пробирки, пипетки, бюретки, метиловый оранжевый, фенолфталеин, HCl, трилон Б, аммонийный буфер, эриохром черный, $MgSO_4$, Na_2CO_3 , $CaCl_2$, $CaSO_4$

Опыт 1. Определение временной жесткости воды

Ход работы

1. Отмерить в цилиндре по 100 мл водопроводной воды и налить в две конические колбы (на 250 мл). В каждую из колб добавить по 3

капли раствора индикатора – метилового оранжевого (щелочной раствор имеет желтую окраску, а кислый – красную).

2. В бюретку на 50 мл налить 0,05 М раствор соляной кислоты.

3. Поставить обе колбы на лист белой бумаги. Одну из них оставить в сторону, она будет служить контрольным образцом для сравнения цвета растворов. Во вторую – по каплям, при непрерывном вращательном перемешивании прилить из бюретки раствор соляной кислоты до перехода окраски раствора от желтой до оранжево-красной и сравнить с цветом раствора, находящимся в первой колбе. В момент изменения окраски записать значение положения уровня раствора кислоты (по нижнему краю мениска) в бюретке и вычислить израсходованный на титрование объем соляной кислоты.

4. Рассчитать временную жесткость воды по формуле:

$$Ж_{вр} = \frac{V_2 \cdot C_2 \cdot 1000}{V_1},$$

где V_1 – объем воды, V_2 – объем HCl, C_2 – концентрация HCl.

Опыт 2. Определение общей жесткости воды

Ход работы

1. Бюретку (на 50 мл) заполнить раствором 0,05 н трилона Б.

2. Отмерить в цилиндре по 100 мл водопроводной воды и налить в две конические колбы (на 250 мл), добавить в них 5 мл буферного раствора (аммонийный буфер, pH 9) и сухой соли эриохрома черного, и перемешать.

3. Поставить обе колбы на лист белой бумаги. Одну из колб использовать в качестве контрольного образца для сравнения цвета растворов. Во вторую, по каплям, при непрерывном вращательном перемешивании прилить из бюретки раствор трилона Б до перехода окраски от одной капли из винно-красной в фиолетовую.

4. Подождать 1–2 мин, перемешивая раствор. Если окраска не стала сине-голубой с зеленоватым оттенком, довести ее до этого цвета, добавив еще несколько капель раствора трилона Б из бюретки.

5. Сравнить цвет рабочего раствора с окраской контрольного раствора в первой колбе.

6. В момент изменения окраски записать положение уровня раствора трилона Б в бюретки по нижнему мениску и вычислить израсходованный на титрование объем трилона Б.

7. Рассчитать общую жесткость воды пр формуле:

$$Ж_{общ} = \frac{V_2 \cdot C_2 \cdot 1000}{V_1},$$

где V_1 – объем воды, V_2 – объем трилона Б, C_2 – концентрация трилона Б.

8. Постоянную жесткость рассчитать как разность между общей и временной жесткостью:

$$Ж_{п} = Ж_{общ} - Ж_{вр}$$

Опыт 3. Устранение некарбонатной жесткости

Ход работы

1. В пробирку отмерить 5 мл раствора $MgSO_4$. Добавить к нему 1 каплю 0,1 М раствора Na_2CO_3 . При образовании осадка, перемешать до его растворения. Добавлять раствор Na_2CO_3 до тех пор, пока осадок перестанет растворяться.

2. То же самое проделать с растворами $CaCl_2$ и $CaSO_4$.

3. Результаты наблюдений и уравнения реакций записать в таблицу.

Состав исходного раствора	Вид осадителя	Уравнение реакции	Число капель Na_2CO_3	Характеристика осадка	Вывод о растворимости осадка
$MgSO_4$	Na_2CO_3	$MgSO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + MgCO_3 \downarrow$	2	Белый	Практически нерастворимый
$CaCl_2$	Na_2CO_3	$Na_2CO_3 + CaCl_2 = CaCO_3 \downarrow + 2NaCl$	4	Белый	Мало растворимый
$CaSO_4$	Na_2CO_3	$Na_2CO_3 + CaSO_4 = Na_2SO_4 + CaCO_3 \downarrow$	7	Белый	Мало растворимый

Опыт 4. Определение щелочности воды

Ход работы

1. Отмерить в цилиндре по 100 мл водопроводной воды и налить в две конические колбы (на 250 мл).

2. В каждую из колб добавить по 3 капли раствора индикатора – фенолфталеина. В щелочной среде раствор должен окраситься в малиновый (красно-фиолетовый) цвет. При отсутствии окрашивания раствора либо при слабо-розовом окрашивании считают, что карбонат-анион в пробе отсутствует (рН пробы меньше 8,0–8,2).

3. В бюретку на 50 мл налить 0,05 М раствор соляной кислоты.

4. Поставить обе колбы на лист белой бумаги. Одну из них отставить в сторону, она будет служить контрольным образцом для сравнения цвета растворов. Во вторую по каплям, при непрерывном вращательном перемешивании прилить из бюретки раствор соляной кислоты до тех пор, пока окраска побледнеет до слабо-розовой (практически бесцветной) (нейтральная область), и определить объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование по фенолфталеину ($V_{\text{ф}}$, мл).

5. Значение свободной щелочности ($\text{Щ}_{\text{св}}$) в ммоль/л экв. рассчитать по формуле:

$$\text{Щ}_{\text{св}} = \frac{V_{\text{ф}} \cdot C_2 \cdot 1000}{V_1},$$

где V_1 – объем воды, $V_{\text{ф}}$ – объем HCl по фенолфталеину, C_2 – концентрация HCl.

6. Провести аналогичное титрование с индикатором метиловым оранжевым. В две колбы с исследуемой водой добавить по 3 капли раствора индикатора – метилового оранжевого. В щелочной среде раствор должен окраситься в желтый цвет.

7. Поставить обе колбы на лист белой бумаги. Одну из них отставить в сторону, она будет служить контрольным образцом для сравнения цвета растворов. Во вторую по каплям, при непрерывном вращательном перемешивании прилить из бюретки раствор соляной кислоты до тех пор, пока окраска приобретет оранжевый цвет (нейтральная область), и определить объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование по метиловому оранжевому ($V_{\text{мо}}$, мл).

8. Значение общей щелочности ($\text{Щ}_{\text{о}}$) в ммоль/л экв. рассчитать по формуле:

$$\text{Щ}_{\text{о}} = \frac{V_{\text{мо}} \cdot C_2 \cdot 1000}{V_1},$$

где V_1 – объем воды, $V_{\text{мо}}$ – объем HCl по метилоранжу, C_2 – концентрация HCl.

Лабораторная работа 6

Определение pH и влажности почвы

Цель работы – определение влажности, влагоемкости и водопроницаемости почвы, определение органических веществ в почве, качественные испытания засоленности почвы, определение кислотности почвы.

Вода необходима всем почвенным организмам, поглощается корнями растений и принимает участие в процессах разрушения материнской породы, подстилающей почву. Благодаря воде происходит миграция и дифференциация химических элементов в почве. Жидкая компонента почв (вода) может быть гравитационная, физически связанная, капиллярная, парообразная.

Гравитационная вода просачивается вниз через почву, достигая уровня грунтовых вод, что ведет к вымыванию различных питательных веществ.

Капиллярная вода удерживается в тонких порах под действием поверхностного натяжения. При наличии узких пор или канальцев может подниматься от уровня грунтовых вод вверх, играя центральную роль в регулярном снабжении растений влагой. Глины удерживают больше капиллярной – воды, чем пески.

Капиллярная (волосная) вода передвигается в тонких порах почвы. Это движение происходит в силу поверхностного натяжения и смачивания. Вода по капиллярам поднимается тем выше, чем меньше диаметр капилляра, чем тяжелее механический состав почвы и грунта. Опытные данные показывают, что в первый момент исследования водоподъемная способность почвы наиболее велика в крупнозернистой почве, а затем она падает. Наибольшей водоподъемностью отличаются мелкозернистые почвы, у которых вода поднимается на наибольшую высоту. При уплотнении почвы капиллярный подъем воды увеличивается. Во избежание этого, необходимо рыхлить почву и, наоборот, чтобы притянуть влагу к поверхности почвы, последнюю уплотняют.

Связанная вода адсорбируется поверхностью частиц и образует на них пленку (труднодоступная или недоступная для растений). Ее количество зависит от содержания в почве твердых частиц: в глинистых почвах – около 15, в песчаных – 0,5 %.

Парообразная вода находится в той части пор, которая свободна от воды.

Отношение массы всей воды в почве к массе ее твердой компоненты выраженное в процентах, называют **влажностью почвы**. Эта величина характеризует содержание в почве влаги на момент отбора пробы.

Для большинства анализов в лаборатории почву просушивают до воздушно-сухого состояния. Такая почва содержит некоторое количество влаги, называемой *гигроскопической*. Наибольшее количество гигроскопической влаги содержится в ней при полном насыщении воздуха водяным паром. Это количество гигроскопической влаги называют максимальной гигроскопической влажностью.

Под **влагоемкостью** понимается способность почвы удерживать воду. Влагоемкость почвы определяется ее насыщением до постоянной массы и установлением разницы между массой почвы, насыщенной водой, и первоначальной массы в воздушно-сухом состоянии.

Водопроницаемостью называют совокупность трех процессов, совершающихся в почве: 1) впитывание воды почвой, 2) промачивание почвы и 3) фильтрация.

Всю жидкую компоненту почв называют **почвенным раствором**. Он может содержать нитраты, бикарбонаты, фосфаты, сульфаты, водорастворимые органические кислоты и их соли, сахара. В свободной, капиллярной и связанной воде вещества труднорастворимы. Концентрация раствора зависит от влажности почвы. Состав и концентрация почвенного раствора определяет реакцию среды, показателем которой является величина pH. Наиболее благоприятна для растений и почвенных животных нейтральная среда – $\text{pH} = 7$.

Источниками накопления органических веществ в почве являются главным образом остатки различных растений (корни, листья и т. д.) и животных. Под действием микроорганизмов эти остатки превращаются в органические вещества, образующие гумус. Для определения органических веществ существуют два метода: содовой вытяжки и метод прокаливании почвы. Первый метод основан на том, что гуматы плохо растворимы в воде, а в щелочах растворяются хорошо. Второй метод основан на выжигании гумуса.

Заболачивание почвы обуславливает вытеснение воздуха водой и условия становятся анаэробными. Так как организмы и корни растений продолжают выделять углекислый газ, образующий с водой угольную кислоту, то замедляется обновление гумуса и накапливаются гуминовые кислоты. Все это ведет к повышению кислотности почвы, которая, наряду с истощением запасов кислорода, неблагоприятно отражается на почвенных микроорганизмах. Длительные анаэробные условия ведут к отмиранию растений.

Проникая в почву, атмосферная вода, содержащая в своем составе в незначительных количествах углекислый газ, аммиак, азотистую и азотную кислоты и т. п., превращается в почвенный раствор. Почвенный раствор принимает непосредственное участие в биохимических

и физико-химических реакциях почвы, в обмене и круговороте различных веществ, а также в питании растений. По своему химическому составу почвенные растворы весьма различны: в них могут быть обнаружены различные неорганические соединения (нитраты, нитриты, сульфаты, сульфиды, карбонаты, бикарбонаты, хлориды, фосфаты), а также закисные соединения алюминия, марганца, железа и т. д. Кроме неорганических соединений, в почвенном растворе встречаются: креновая кислота и ее соли, сахара, растворимые белковые соединения, аминокислоты и т. д. Концентрация растворов солей зависит от климатических условий и от времени года.

В зависимости от содержания солей и кислот почвенный раствор по своей химической реакции может быть или нейтральным, или щелочным, или кислотным. Нейтральный раствор характеризуется наличием в почве щелочей, нейтрализующих почвенную кислоту. Излишки извести вызывают щелочную реакцию, недостаток - ведет к повышению кислотности почвы.

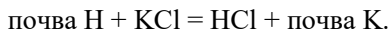
В почвоведении принято считать *три вида кислотности*: активную, обменную и гидролитическую. В почве могут находиться в свободном состоянии как органические, так и неорганические кислоты. От их присутствия и зависит наличие активной кислотности. Увеличение степени кислотности почвы зависит также от содержания CO_2 в почвенном воздухе, наоборот, сокращению кислотности способствует наличие в почве карбонатов и бикарбонатов.

Кислотность почвенных растворов выражают величиной pH. При анализе почвы в зависимости от величины pH устанавливают степень кислотности. Наибольшей кислотностью обладают почвы, имеющие $\text{pH} = 3$, с увеличением pH падает кислотность, а при $\text{pH} = 7$ почва имеет нейтральную реакцию. Далее щелочность нарастает в пределах от $\text{pH} = 8$ до $\text{pH} = 14$. При очень кислой реакции почвы ($\text{pH} = 4$) можно предполагать наличие в ней сильных минеральных кислот.

При определении кислотности или щелочности прибегают к титрованию в присутствии индикаторов. Вытяжки кислых почв титруют щелочами, щелочных — кислотами. При анализе выясняется количество находящейся кислоты или щелочи в определенном объеме титруемого почвенного раствора и тем самым в почве. Так как при активной кислотности в почве содержатся сильные кислоты, титрование проводят сильной щелочью в присутствии индикаторов (фенолфталеина, метилового оранжевого или лакмуса).

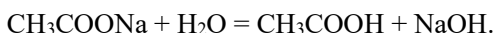
При обменной кислотности водородные ионы находятся в скрытом состоянии. Для выявления обменной кислотности почвы необходимо водородные ионы вытеснить из соединения при помощи каких-либо

нейтральных солей, например: KCl, NaCl, BaCl₂ и др. Наиболее часто для этой цели применяют 1 М раствор KCl или 1 н раствор BaCl₂. Происходит следующая реакция:

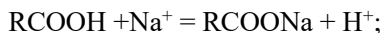


Выделенную соляную кислоту титруют сильной щелочью в присутствии фенолфталеина или метилового оранжевого.

Гидролитическая кислотность определяется количеством водородных ионов, вытесняемых из почвы водным раствором соли слабой кислоты и сильного основания, например, уксуснокислым натрием или уксуснокислым кальцием, которые обладают щелочной реакцией. Процесс протекает следующим образом: уксуснокислый натрий или кальций диссоциируют в водном растворе:



Как известно, уксусная кислота является слабой кислотой и практически не диссоциирует, в то время как гидроксид натрия, являясь сильной щелочью, полностью диссоциирует в почвенном растворе. Едкая щелочь, находясь в диссоциированном состоянии, встречается в почвенном растворе с коллоидными веществами, поверхностные частицы которых заряжены отрицательно (ацидоиды) и обменными ионами водорода, кальция, магния, калия и др. В отличие от ацидоидов существуют базоиды, поверхностные частицы которых заряжены положительно, и обменными ионами у них являются анионы. Положительно заряженный ион натрия становится на место водорода, а последний вступает в соединение с ионом гидроксида, при этом образуется молекула воды. Количество уксусной кислоты, образовавшейся в результате диссоциации уксуснокислой соли, показывает, сколько вступило в соединение ионов натрия. Таким образом, произведя титрование уксусной кислоты, можно обнаружить, сколько обменных ионов водорода находилось в почвенном растворе, и тем самым определить кислотность.



Титрование уксусной кислоты ведут 0,1 М раствором едкого натра в присутствии индикатора – фенолфталеина. При анализе почвы выявляется сначала активная и обменная кислотность, а затем гидролитическая. Активная и обменная кислотность определяется суммарно при помощи титрования солевой вытяжки почвы. Определив все три вида кислотности, выясняют, нужно ли производить известкование. Не всякая почва требует известкования. Принято считать, что следует обязательно известковать

только в том случае, если pH меньше 4,5. Менее нуждаются в известковании почвы, pH которых лежит между 4,5–5,5, и почвы, не требующие известкования, имеющие pH больше 5,5.

Контрольные вопросы

1. Какие виды воды содержит почва?
2. Что такое почвенный раствор, его состав и pH?
3. Что такое влагоемкость почвы?
4. Что такое водопроницаемость почвы?
5. Что приводит к повышению кислотности почвы?
6. Как определяется активная и обменная кислотность почвы?
7. Как определяется гидролитическая кислотность почвы?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: фарфоровые чашки, тигли, стеклянные трубки диаметром 30–35 мм и длиной 20–25 см, стеклянные трубки диаметром 4–5 мм, длиной 50–60 см, стеклянные трубки высотой 40 см и диаметром 10 мм, стаканы, пробирки, пипетки, конические колбы, цилиндры, бюретки, Na_2CO_3 , HNO_3 , AgNO_3 , HCl (10 %), BaCl_2 , уксусная кислота (10 %), $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, KCl , фенолфталеин, NaOH .

Опыт 1. Определение влажности почвы

Ход работы

50 г почвы в тигле поместить в сушильный шкаф, внутри которого необходимо поддерживать температуру от 100 до 110°. Почву просушить до постоянного веса в течение 1–2 ч, в зависимости от влажности. Остывшую почву взвесить.

Разница между первоначальной (до просушивания) и последующей массой почвы указывает количество влаги, находившейся в почве; по этому количеству рассчитывается процент влажности.

Наилучшей для развития растений считают влажность, равную 60 % полной влагоемкости почвы.

Опыт 2. Определение органических веществ

Ход работы

1. Поместить 25 г воздушно-сухой почвы в фарфоровую чашку, прилить 50 мл 10%-ного раствора соды и в течение 10 мин кипятить, после чего раствор дать отстояться.

2. Раствор слить в предварительно взвешенную фарфоровую чашку, а осадок промыть водой два раза с последующим отстаиванием.

3. Промывную воду соединить с полученным ранее раствором. Жидкость выпарить досуха сначала на горелке, а затем в сушильном шкафу при температуре не выше 105–110 °С.

4. Остаток взвесить вместе с чашкой, и массу последней вычесть из общей массы. Полученный результат определяет количество органических веществ в почве.

Опыт 3. Определение влагоемкости почвы

Ход работы

1. Дно стеклянной трубки затянуть марлей, затем трубку взвесить.

2. Насыпать в нее на три четверти объема воздушно-сухую почву и встряхнуть несколько раз, чтобы почва уплотнилась, после чего трубку с почвой взвесить и установить массу почвы.

3. Трубку закрепить на штативе и подвести под нее кристаллизатор или широкий стакан с водой с таким расчетом, чтобы одна треть почвы находилась в воде.

4. Через сутки трубку вынуть из сосуда и взвесить.

5. Записать массу и, установив ее увеличение, трубку снова опустить в сосуд с водой и оставить еще на сутки, по истечении которых взвешивание повторить.

6. Опыт продолжить и на третьи сутки. Когда будет установлено, что масса не изменяется, опыт прекратить и установить разницу в массе сухой и влажной почвы.

Опыт 4. Определение капиллярного поднятия воды в почве

Ход работы

1. Взять стеклянную трубку диаметром 4–5 мм и длиной 50–60 см, нижний конец ее завязать марлей и насыпать в нее воздушно-сухую почву доверху.

2. Трубку с почвой встряхнуть несколько раз, чтобы почва уплотнилась, после чего ее закрепить в лапках штатива и под нижний конец подвести сосуд с водой с таким расчетом, чтобы трубка была опущена в воду не более чем на 0,5 см.

3. Отметить время погружения трубки в воду и наблюдать скорость поднятия воды, что определяется по изменению цвета почвы.

Опыт 5. Определение водопроницаемости почвы

Ход работы

1. Взять стеклянные трубки высотой 40 см и диаметром 10 мм, завязать нижние их концы марлей и насыпать в каждую по 20 г воздушно-сухой почвы, взятой из разных мест.

2. Трубки встряхнуть несколько раз для уплотнения почвы и затем закрепить на штативе.

3. Под каждую из них подставить стакан, затем через воронку, вставленную в трубку, налить воду на высоту 4 см и поддерживать этот уровень в течение всего опыта.

Время прохождения воды через почву характеризует степень проницаемости почвы. Для прохождения воды через глинистую почву требуется более продолжительное время. Через песчаную почву вода протекает быстро. Промежуточные почвы имеют водопроницаемость, определяемую средними величинами между этими цифрами.

Опыт 6. Качественные испытания засоленности почвы

Ход работы

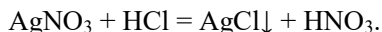
К 5 г почвы прилить 25 мл дистиллированной воды, взбалтывать 3 мин, отфильтровать.

Проба на Cl^-

1. 5 мл фильтрата в пробирке подкислить 1–2 каплями концентрированной азотной кислотой для разрушения бикарбонатов, которые дают осадок с Ag^+ по уравнению:



2. Прибавить несколько капель раствора AgNO_3 и взбалтывать. В присутствии Cl^- выпадает осадок по уравнению реакции:



3. По характеру осадка определить примерное содержание хлорид ионов в почве (табл. 1).

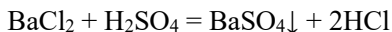
Таблица 1

Определение интенсивности содержания хлорид ионов в фильтрате

Характеристика	мг Cl^- /л
Опалесценция, слабая муть	1–10
Сильная муть	10–50
Хлопья, осаждающиеся не сразу	50–100
Белый объемный осадок	100

Проба на SO_4^{2-}

1. 5 мл фильтрата подкислить 2 каплями 10%-ного раствора HCl, для разрушения карбонатов и бикарбонатов бария, прибавить 2–3 капли 5%-ного раствора $BaCl_2$, взбалтывать. В присутствии SO_4^{2-} выпадает осадок $BaSO_4$ по уравнению:



2. По характеру осадка определить примерное содержание сульфат ионов в почве (табл. 2).

Таблица 2

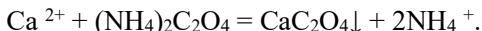
Определение интенсивности содержания сульфат ионов в фильтрате

Характеристика	мг SO_4^{2-} /л
Отсутствие мути	5
Слабая муть, появляющаяся через несколько минут	5–10
Слабая муть, появляющаяся сразу	10–100
Сильная муть, быстро оседающая	100–500

Проба на Ca^{2+}

5 мл фильтрата в пробирке нагреть до кипения, подкислить несколькими каплями 10%-ного раствора уксусной кислоты, добавить 3–4 капли 4%-ного раствора аммония щавелевокислого $(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O$.

В присутствии Ca появляется белый кристаллический осадок $CaC_2O_4 \cdot H_2O$:



Опыт 7. Определение кислотности почвы

Ход работы

1. Приготовление водной почвенной вытяжки

В стакан на 250 мл поместить 30 г высушенной и охлажденной до комнатной температуры почвы. Добавить к почве 150 мл дистиллированной воды (5 мл воды на 1 г почвы). Перемешать содержимое стакана в течение 3–5 мин с помощью палочки. Отфильтровать содержимое стакана через бумажный фильтр, собирая готовую вытяжку в приемной колбе. Первые несколько миллилитров фильтрата необходимо отбросить, поскольку в нем собраны соли и загрязнения с фильтра.

2. Приготовление солевой почвенной вытяжки

В стакан на 250 мл поместить 20 г высушенной и охлажденной до комнатной температуры почвы. Добавить к почве 50 мл 1 М раствора KCl (2,5 мл 1 М KCl на 1 г почвы). Перемешать содержимое стакана в течение 3–5 мин с помощью палочки. Отфильтровать содержимое стакана через бумажный фильтр, собирая готовую вытяжку в приемной колбе. Первые несколько миллилитров фильтрата необходимо отбросить, поскольку в нем собраны соли и загрязнения с фильтра.

3. Определение pH почвенных вытяжек и оценка кислотности почвы

Приготовить водную и солевую почвенные вытяжки. С помощью pH-метра определить величину pH водной и солевой вытяжек для данного образца почвы. Сопоставить полученные значения величины pH водной и солевой вытяжек с данными табл. 3. При этом нужно помнить, что актуальная кислотность определяется по pH в водной почвенной вытяжке (pH_{H_2O}), а потенциальная кислотность определяется по pH в солевой почвенной вытяжке (pH_{KCl}). Определить степень кислотности почвы. Сделать выводы об экологическом состоянии почвы по результатам определения степени кислотности.

Таблица 3

Характеристика кислотности почвы

Характеристика почвы	pH_{H_2O}	Характеристика почвы	pH_{KCl}
Сильнокислые	3,0–4,5	Сильнокислые	$\leq 4,5$
Кислые	4,5–5,5	Среднекислые	4,6–5,0
Слабокислые	5,5–6,5	Слабокислые	5,1–5,5
Нейтральные	6,5–7,0	Близкие к нейтральным	$\geq 5,6$
Слабощелочные	7,0–7,5		
Щелочные	7,5–8,0		
Сильнощелочные	$> 8,5$		

Опыт 8. Определение обменной кислотности почвы

Ход работы

1. Навеску почвы массой 40 г поместить в колбу вместимостью 250 мл. В колбу прилить 150 мл 1М раствора KCl и взбалтывать в течение 1 ч. Часовое взбалтывание суспензии может быть заменено трехминутным взбалтыванием с последующим суточным настаиванием. Содержимое колбы отфильтровать. Первые 5 мл фильтрата выбрасывают.

2. 50 мл фильтрата поместить в коническую колбу вместимостью 250 мл, добавить 2–3 капли фенолфталеина и титровать 0,02 М раствором NaOH до появления розовой окраски, не исчезающей в течение 1 мин.

3. Обменную кислотность (ОК) рассчитать по формуле:

$$OK = \frac{V \cdot C_{NaOH} \cdot V_0 \cdot 100}{V_{ал} \cdot m},$$

где ОК – обменная кислотность в ммМ/ 100 г почвы; V – объем NaOH, пошедший на титрование исследуемой почвенной пробы, мл; C_{NaOH} – молярная концентрация NaOH, ммоль/мл; $V_{ал}$ и V_0 – объем аликвоты вытяжки и общий объем добавленного к почве 1 М KCl, мл; m – навеска почвы, г; 100 – 100 г почвы.

Опыт 9. Определение потребности почвы в известковании

При определении обменной кислотности почв по величине pH в солевой вытяжке (pH_{KCl}) можно определить нуждаемость почв в известковых удобрениях ($CaCO_3$ и $MgCO_3$):

- если pH_{KCl} более 5,5, то почва не нуждается в известковании;
- если $pH_{KCl} = 5,0–5,5$ – слабо нуждается;
- если $pH_{KCl} = 4,5–5,0$ – средне нуждается;
- если pH_{KCl} менее 4,5 – сильно нуждается.

Лабораторная работа 7

Определение устойчивости растений к высоким температурам

Цель работы – определение реакции растений на повышение температуры и контакт с соляной кислотой.

Температура – один из основных экологических факторов на Земле. Она меняется в относительно широком диапазоне в зависимости от природных зон, интенсивности и степени влияния естественных и антропогенных факторов (время года, вулканическая деятельность, горячие источники, выброс тепла энергетическими установками, урбанизованность и т. д.). Разные типы растений по-разному относятся к изменениям температуры окружающей среды.

Большинство биологических процессов ускоряются при более высоких температурах. Это может иметь как положительные, так и отрицательные последствия. Например, более быстрый рост или производство фруктов является одним из преимуществ, в большинстве случаев. Однако чрезмерное дыхание, которое происходит при развитии растения, неблагоприятно, потому что это означает, что энергии для развития плода будет меньше и плоды, соответственно, будут меньше. Некоторые эффекты кратковременны, в то время как другие более длительны.

Температура растений и температура воздуха неодинаковы, потому что растения способны охлаждаться через испарение и нагреваться через излучение. Растения стремятся достичь оптимальной температуры, и в этом случае важен баланс между температурой воздуха, относительной влажностью и освещенностью. При высоком уровне освещенности растение нагревается, что приводит к разнице между температурой растения и температурой воздуха. Чтобы остыть, скорость испарения растения должна увеличиться. Как и температура, скорость транспирации (испарение воды с поверхности листьев) зависит от таких условий окружающей среды, как свет, уровень атмосферного CO_2 и относительная влажность воздуха, но также и от вида растения.

Растения состоят из различных частей, которые по-разному реагируют на температуру. Температура плодов тесно связана с температурой воздуха; когда температура воздуха повышается, температура плодов также повышается, и наоборот. Однако температура плодов будет колебаться меньше, чем температура воздуха, поэтому потребуется больше времени (иногда на пару часов), чтобы подняться или упасть, чем температура воздуха. Температура цветков, напротив, выше температуры воздуха или листьев, а лепестки раскрываются с гораздо меньшей скоростью,

чем листья. Температура растений в верхней части кроны будет подвергаться большим колебаниям, чем в нижней части кроны.

Различные процессы происходят в растении в течение дня и ночью, и оптимальная температура для растения будет отличаться соответственно. Транспортировка сахаров происходит преимущественно в ночное время суток и преимущественно в сторону более теплых частей растения. Листья остывают быстрее, чем плоды и цветы, и поэтому большая часть доступной энергии идет в эти части растения, которым нужна энергия для роста и развития.

Способность растений адаптироваться и переносить воздействие высоких температур называется *жароустойчивостью*. Теплолюбивые растения могут выдерживать длительный перегрев, в то время как умеренно теплолюбивые – кратковременный.

По жароустойчивости выделяют три группы растений.

Жаростойкие – термофильные сине-зеленые водоросли и бактерии горячих минеральных источников, способные переносить повышение температуры до 75–100 °С. Жароустойчивость термофильных микроорганизмов определяется высоким уровнем метаболизма, повышенным содержанием РНК в клетках, устойчивостью белка цитоплазмы к тепловой коагуляции.

Жаровыносливые – растения пустынь и сухих мест обитания (суккуленты, некоторые кактусы, представители семейства Толстянковых), выдерживающие нагревание солнечными лучами до 50–65 °С. Жароустойчивость суккулентов во многом определяется повышенными вязкостью цитоплазмы и содержанием связанной воды в клетках, пониженным обменом веществ.

Нежаростойкие – мезофитные и водные растения. Мезофиты открытых мест переносят кратковременное действие температур 40–47 °С, затененных мест – около 40–42 °С, водные растения выдерживают повышение температуры до 38–42 °С. Из сельскохозяйственных наиболее жаровыносливы теплолюбивые растения южных широт (сорго, рис, хлопчатник, клевер и др.). Многие мезофиты переносят высокую температуру воздуха и избегают перегрева благодаря интенсивной транспирации, снижающей температуру листьев. Более жаростойкие мезофиты отличаются повышенной вязкостью цитоплазмы и усиленным синтезом жаростойких белков-ферментов.

Жароустойчивость во многом зависит от продолжительности действия высоких температур и их абсолютного значения. Большинство сельскохозяйственных растений начинает страдать при повышении температуры до 35–40 °С. При этих и более высоких температурах нормальные физиологические функции растения угнетаются, а при температуре около

50 °C происходит свертывание протоплазмы и отмирание клеток. Превышение оптимального температурного уровня приводит к частичной или глобальной денатурации белков. Это вызывает разрушение белково-липидных комплексов плазмаллеммы и других клеточных мембран, приводит к потере осмотических свойств клетки. В результате наблюдаются дезорганизация многих функций клеток, снижение скорости различных физиологических процессов.

При максимальных температурах расход органических веществ на дыхание превышает его синтез, растение беднеет углеводами, а затем начинает голодать. Особенно резко это выражено у растений более умеренного климата (пшеница, картофель, многие огородные культуры). Общее ослабление повышает их восприимчивость к грибковым заболеваниям. Фотосинтез более чувствителен к действию высоких температур, чем дыхание. При субоптимальных температурах растения прекращают рост, что обусловлено нарушением деятельности ферментов, повышением дыхательного газообмена, снижением его энергетической эффективности, усилением гидролиза полимеров, в частности белка, отравлением протоплазмы вредными для растения продуктами распада (аммиак и др.). У жаростойких растений в этих условиях увеличивается содержание органических кислот, связывающих избыточный аммиак.

При действии высоких температур в клетках растений индуцируется синтез стрессовых белков (белков теплового шока). Растения сухих, светлых мест обитания более стойки к жаре, чем тенелюбивые. Кратковременное влияние очень высоких температур (43–45 °C) может быть таким же губительным, как и продолжительное воздействие более низких, но превышающих оптимальные значения температур. Способом защиты от перегрева может служить усиленная транспирация, обеспечиваемая мощной корневой системой. В результате транспирации температура растений снижается иногда на 10–15 °C. Увядающие растения с закрытыми устьицами легче погибают от перегрева, чем достаточно снабженные водой. Растения сухую жару переносят легче, чем влажную, так как во время жары при высокой влажности воздуха регуляция температуры листьев за счет транспирации ограничена.

В полевых условиях особенно губительно совместное действие высоких температур и обезвоживания. При длительном и глубоком завядании угнетаются не только фотосинтез, но и дыхание, что вызывает нарушение всех основных физиологических функций растения. Жароустойчивость в значительной степени определяется фазой роста и развития растений. Наибольший вред высокие температуры причиняют растениям на ранних этапах их развития, так как молодые, активно растущие ткани менее устойчивы, чем старые и «покоящиеся». Устойчивость к жаре у различных

органов растений неодинаковая: менее устойчивы подземные органы, более – побеги и почки.

Для защиты от высоких температур растения используют различные виды адаптации.

Морфолого-анатомические приспособления – это особое строение, которое способствует предотвращению перегрева. К таким чертам относятся: блестящая поверхность листьев и стеблей, отражающая солнечный свет; густое опушение растения, которое усиливает способность листьев к отражению и придает им светлый окрас; меридиональное или вертикальное положение листьев, которое уменьшает поверхность, поглощающую солнечные лучи; общая редукция поверхности листьев. Все эти особенности также помогают растению меньше терять воду.

Среди **физиологических приспособлений** можно выделить: усиленную транспирацию, то есть испарение воды с поверхности листьев; выработку термостойких белков; высокую эффективность дыхания и фотосинтеза; повышенное содержание таких защитных веществ, как органические кислоты и слизи; стабилизацию метаболических процессов.

Специальных свойств **адаптации растений к низким температурам** нет. Однако есть приспособления, которые оберегают от комплекса неблагоприятных условий – ветра, холода, возможности иссушения. Среди них можно выделить: опушение почечной чешуи; утолщение пробкового слоя; опушение листьев; утолщенная кутикула; засмоление почек на зиму у хвойных растений; особые формы роста и небольшие размеры, например, мелкие листья, карликовость, сближенные междоузлия, горизонтальная форма роста; развитие толстых и мясистых сократительных корней. В конце осени они засыхают и уменьшаются в длине, втягивая в землю луковицы, корни, зимующие почки. Физиологические приспособления способствуют снижению точки замерзания клеточного сока и защищают воду от вымерзания. К ним относятся: повышенная концентрация клеточного сока; анабиоз – возможность при экстремальных условиях приостанавливать жизненные процессы в растении и снижать продуктивность.

По отношению к температуре выделяют следующие экологические группы:

- термофильные (мегатермы) – растения с оптимумом в области повышенных температур;
- криофильные (микротермы) – растения, обитающие при низких температурах;
- мезотермные растения занимают промежуточное положение между термофильными и криофильными (растения умеренных зон).

Для большинства растений наиболее благоприятными для жизни являются температуры $+15...+30\text{ }^{\circ}\text{C}$. При температуре $+35...+40\text{ }^{\circ}\text{C}$ большинство растений повреждаются.

Действие высоких температур влечет за собой целый ряд опасностей для растений: сильное обезвоживание и иссушение, ожоги, разрушение хлорофилла, необратимые расстройства дыхания и других физиологических процессов, прекращение синтеза белков и усиление их распада, накопление ядовитых веществ, в частности аммиака. При очень высоких температурах резко повышается проницаемость мембран, а затем наступает тепловая денатурация белков, коагуляция цитоплазмы и отмирание клеток. Перегрев почвы приводит к повреждению и отмиранию поверхностно расположенных корней, к ожогам корневой шейки и т. д.

Мезотермные растения – это большинство растений Земли, осуществляющие такой путь фиксации углекислого газа в процессе фотосинтеза, в результате которого образуются трехуглеродные соединения (глюкоза и др.). Это преимущественно растения умеренных широт оптимум температуры которых $+20...+25\text{ }^{\circ}\text{C}$, а максимум $+35...+45\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Термофильные растения – это те, у которых продуктами фиксации CO_2 являются четырехуглеродистые органические кислоты и аминокислоты. Сюда относятся преимущественно тропические растения (кукуруза, сорго, сахарный тростник, манговые деревья). C_4 – путь фиксации углекислого газа сейчас обнаружен у 943 видов из 18 семейств и 196 родов, в т.ч. и у ряда злаковых растений умеренных широт. Эти растения отличаются очень высокой интенсивностью фотосинтеза, выносят высокие температуры (оптимум их $+35\text{--}45\text{ }^{\circ}\text{C}$, максимум $+45\text{--}60\text{ }^{\circ}\text{C}$). Они очень приспособлены к жарким условиям, эффективно используют воду, хорошо выносят стрессы – засуху, засоление, отличаются повышенной интенсивностью всех физиологических процессов, что предопределяет их очень высокую биологическую и хозяйственную продуктивность.

Принцип метода определения устойчивости растений к высоким температурам основан на установлении порога повреждения живых клеток под воздействием экстремальных температур. Листья растения подвергают действию высокой температуры, а затем погружают в слабый раствор соляной кислоты. Под химическим воздействием кислоты поврежденные и мертвые клетки листьев приобретают бурый цвет вследствие свободного проникновения в поврежденные участки листьев молекул воды и ионов кислоты и превращения хлорофилла (зеленого пигмента растений, содержащегося в хлоропластах, по химическому строению сложного циклического соединения – порфирина, содержащего атом Mg) этих клеток в феофитин, который и придает бурый цвет поврежденным участкам листьев. Неповрежденные клетки остаются зелеными.

У растений, имеющих кислый клеточный сок, феофинизация может произойти и без обработки соляной кислотой, поскольку при нарушении полупроницаемости тонопласта органические кислоты проникают из клеточного сока в цитоплазму (внеядерную часть протоплазмы животных и растительных клеток) и вытесняют магний из молекулы хлорофилла.

Контрольные вопросы

1. Как реагируют растения на увеличение температуры?
2. Какие растения плохо переносят повышение температуры?
3. Какие растения комфортно себя чувствуют при высоких температурах?
4. Что такое жароустойчивость растений?
5. Как растения приспосабливаются к повышению температур?
6. Как растения приспосабливаются к понижению температур?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: водяная баня, термометр (шкала 100 °С), пинцеты, чашки Петри, стаканы, HCl (0,2 М).

Ход работы

1. В предварительно нагретую до 40 °С водяную баню погрузить 5 пучков, состоящих из 5 одинаковых листьев исследуемых растений, скрепив черешки проволокой.
2. Выдержать листья в воде в течение 30 мин, поддерживая температуру на уровне 40 °С.
3. Из каждого пучка листьев оторвать по одному листку и поместить на несколько минут в стакан $V = 500$ мл с холодной дистиллированной водой (отбор первой пробы).
4. После охлаждения листья пинцетом перенести в чашку Петри с 0,2 М раствором соляной кислоты и выдержать их в контакте с кислотой в течение 20 мин, после чего провести их обследование на «побурение».
5. Поднять температуру в водяной бане до 50 °С и через 10 мин извлечь из нее еще по одному листку, повторив операцию и перенеся охлажденные в воде листья в другую чашку Петри с 0,2 М раствором HCl на 20 мин.
6. Постепенно довести температуру до 80 °С, отбирая пробы листьев через каждые 10 мин выдержки при повышении температуры на следующие 10 °С и погружая их на 20 мин в раствор соляной кислоты.
7. Оценить степень термического повреждения листьев по количеству бурых пятен на них.

8. Результаты записать в таблицу, обозначив отсутствие побурения знаком «-», слабое побурение «+», побурение более 50 % площади листа «++» и сплошное побурение «+++».

Таблица 1

Влияние температуры на повреждение листьев растений

Вид растения	Температура, °С				
	40	50	60	70	80

Лабораторная работа 8

Определение тяжелых металлов в воде и почве

Цель работы – знакомство с методами определения тяжелых металлов в окружающей среде.

К тяжелым металлам относятся Pb, Cu, Fe, Mn, Zn, Ni, Cr, V, Sb, Co, Mo, Cd, Hg, As, Se. Все эти элементы встречаются в земной коре и в почве. Многие из них жизненно необходимы для живых организмов. Однако индивидуальная потребность в них очень мала, она составляет мг или доли мг. Живые организмы обладают свойством бионакопления, что приводит к превышению содержания этих элементов и, как следствие, к тяжелым нарушениям обмена веществ, к нарушениям работы нервной системы и другим патологиям. В результате деятельности человека происходит поступление тяжелых металлов в биосферу, что приводит к значительному нарушению содержания этих элементов в окружающей среде. Загрязнение водоемов, почвы и продуктов питания тяжелыми металлами представляет серьезную угрозу для здоровья людей.

Железо входит в группу переходных металлов. Его непосредственными соседями в периодической системе Д. И. Менделеева являются такие тяжелые металлы, как медь, марганец, кобальт, цинк, каждый из которых вносит определенный вклад в реакции, связанные с метаболизмом растений. Одна из характерных особенностей этой группы металлов – сильная

координационная способность и образование за счет координационных связей внутрикомплексных (хелатных) соединений практически со всеми органическими веществами в живых организмах. В поверхностных водах железо содержится в виде достаточно прочного, устойчивого гуминового комплекса железа (II, III), в подземных водах встречается, главным образом, в виде гидрокарбоната $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. При контакте подземной воды с воздухом гидрокарбонат железа окисляется с образованием бурых хлопьев $\text{Fe}(\text{OH})_3$, придающих воде мутность и желтую окраску (если содержание железа превышает 0,3 мг/л).

Железо почти всегда присутствует в природных водах, так как оно повсеместно рассеяно в горных породах. Наибольшие концентрации железа (до нескольких десятков и сотен мг/л) наблюдаются в подземных водах. Его повышенное содержание наблюдается также в болотных водах. Содержание железа в поверхностных водах суши составляет десятые доли мг/л, вблизи болот – единицы мг/л. Повышенное содержание железа (более 1 мг/л) ухудшает качество воды и возможность ее использования для питьевых и технических целей.

Железо – это минерал, необходимый организму для синтеза гемоглобина. В гемоглобине оно захватывает кислород и переносит его по всему организму. Железо также входит в состав многих белков и ферментов, которые помогают поддерживать здоровье. Недостаток железа вызывает анемию (малокровие).

Избыточное железо может попадать в организм городского жителя вместе с ржавой водой из-под крана (по чугунным трубам). Также использование железной и чугунной посуды в приготовлении пищи повышает содержание в ней железа.

Содержание железа в воде больше 1–2 мг/л значительно ухудшает ее органолептические свойства, придавая ей неприятный вяжущий вкус, и делает воду малоприспособленной для использования, вызывает у человека аллергические реакции, может стать причиной болезни крови и печени – гемохроматоза. Избыточное накопление железа в организме оказывает токсическое действие. Передозировка железа стимулирует выработку свободных радикалов, угнетает антиоксидантную систему организма и, вероятно, способствует развитию атеросклероза, поэтому употреблять препараты железа здоровым людям не рекомендуется.

ПДК для железа (II) составляет 0,5 мг/л, для железа (III) – 0,05 мг/л.

Медь играет важную роль в метаболизме человека и животных. Медь стимулирует созревание ретикулоцитов (молодых эритроцитов), превращая поступающее с пищей железо в органически связанную форму; стимулирует выработку гормонов гипофиза, тем самым нормализуя работу эндокринной системы организма. Этот элемент входит в большинство

окислительных ферментов, усиливающих энергию дыхания, влияющих на белковый и углеводный обмен. Медь является неотъемлемой частью ферментов, управляющих процессами выработки таких белков, как коллаген, который является основой соединительных тканей в организме: сухожилий, хрящей, дермы, и эластина, который наряду с коллагеном образует объемную сеть волокон, придающих прочность соединительной ткани. Из эластина также строятся волокна соединительных тканей, образующих внутренний слой (каркас) сосудов. Поэтому медьсодержащие препараты часто используют при лечении переломов и разрывов связок.

Воздействуя вместе с аскорбиновой кислотой, медь мешает проникновению в организм микробов. Во время инфекционных заболеваний, а также при особых формах цирроза печени наблюдается резкое увеличение медьсодержащих соединений в сыворотке крови.

Медь оказывает влияние не только на физиологическое, но и на психологическое состояние человека. У людей, склонных к агрессии, в волосах содержится гораздо больше этого металла, чем у спокойных, сдержанных.

Избыток меди в организме, как правило, возникает у людей, работающих на вредных производствах. Например, во время шлифовки медного изделия в воздух рабочей зоны в виде пыли попадают частицы меди и ее оксида. Примерно через час вдыхания такого воздуха рабочий начнет ощущать сладковатый привкус во рту, затем возникнет кашель, а если не предпринять никаких действий и продолжить работу, то спустя ещё несколько часов появятся такие симптомы, как тошнота, головная боль, повышенная температура.

Интоксикация медью также может наступить при длительном проживании в экологически неблагоприятных районах, неправильном использовании лекарственных препаратов, чрезмерном употреблении в пищу некоторых продуктов. Медь в продуктах питания может присутствовать как в естественных концентрациях, так и копиться искусственно. Например, рыба может жить в водоемах, загрязненных медью от сбросов сточных вод с превышением ПДК по меди. Оттуда же может пить скот. В конечном счете, рыба, мясо и субпродукты попадут на стол к человеку, но качество их будет низким, а количество меди будет зашкаливать.

Основными антропогенными источниками поступления меди в окружающую среду являются предприятия цветной металлургии, транспорт, пестициды, текстильная промышленность, производство красителей, продукты сжигания углеродного топлива. Соединения меди применяются в лесоводстве, в борьбе с цветением водоемов, в сельскохозяйственном производстве. Последнее загрязняет окружающую среду в результате орошения стоками, мелиорации или удобрения сельскохозяйственных угодий. Особо следует обратить внимание на обработку

сельскохозяйственных культур медьсодержащими пестицидами, что сопровождается накоплением меди в продуктах питания, воде, грунте. К таким препаратам относятся фунгициды на основе сульфата меди, хлориды меди и комбинированные их формы с органическими соединениями.

В качестве источников возможного поступления меди и ее соединений в продукты питания и воду следует назвать также используемые в пищевой промышленности и водоснабжении аппаратуру, котлы, трубопроводы, изготовленные из медьсодержащих материалов.

Отравление медью может возникнуть в результате употребления кислой пищи, приготовленной в медной посуде без покрытия, или в результате воздействия избытка меди в питьевой воде. Хроническое (длительное) воздействие меди может привести к повреждению печени и почек.

При острых симптомах отравления медью возможна тошнота, рвота, гипотензия (низкое кровяное давление), головокружение, мелена (черный «дегтеобразный» кал), кома, желтуха (желтоватая пигментация кожи) и желудочно-кишечные расстройства.

ПДК для меди в водопроводной воде не должно превышать 1 мг/л.

Свинец является высоко токсичным: ингибирует ферментативные реакции, вступая в химическое взаимодействие с белками и осаждая их. Повышенные концентрации представляют угрозу для здоровья человека. Действие свинца проявляется в заболеваниях нервной системы, печени, почек и других органов.

Свинец широко используется в промышленности и на транспорте и вместе с отходами производства попадает в почву. Резкое увеличение содержания свинца наблюдается в почвах вблизи автомобильных дорог. Если при плотности движения на автостраде 11000 машин в час содержание Pb в почве составляет около 6,4 мг/кг, то при плотности движения 32000 в час оно растет до 36–37 мг/кг. Наибольшему загрязнению подвержена прилегающая к автостраде полоса шириной 10–15 м (по обе стороны дороги). При интенсивном движении загрязнение свинцом прослеживается в зоне до 100–150 м. Быстро нарастающее содержание подвижных соединений свинца в почвах приводит к повышению его содержания в растениях.

Попадающий в почву Pb сравнительно легко образует гидроксид в условиях нейтральной и щелочной реакции. Если почва содержит растворимые фосфаты, то $Pb(OH)_2$ переходит постепенно в $Pb_3(PO_4)_2$ или другие трудно растворимые фосфаты. Эти соединения определяют уровень концентрации Pb в почвенных растворах.

Важными источниками загрязнения окружающей среды свинцом являются добыча, выплавка свинца, его использование в промышленном производстве, переработка вторсырья, использование свинецсодержащих

красок и этилированного авиационного бензина. Более трех четвертей глобального потребления свинца приходится на производство свинцово-кислых батарей для моторного транспорта. Свинец применяется также и во многих других продуктах: в пигментах, красках, припое, витражах, посуде из свинцового хрусталя, боеприпасах, керамической глазури, ювелирных изделиях, игрушках, а также в некоторых косметических средствах. Свинец может содержаться в питьевой воде, поступающей по свинцовым трубам или трубам, соединенным свинцовым припоем. В настоящее время большая часть свинца для нужд мирового хозяйства получается в результате переработки вторсырья.

Дети младшего возраста особенно уязвимы к токсичному воздействию свинца, и их здоровье может подвергаться глубоким и постоянным негативным изменениям, в первую очередь влияющим на развитие мозга и нервной системы. Свинец также вызывает долгосрочные последствия у взрослых, включая повышенный риск высокого кровяного давления и повреждения почек. При попадании свинца в организм он распределяется между такими органами, как мозг, почки, печень и кости. Свинец откладывается в зубах и костях, где он со временем накапливается. Отложенный в костной ткани свинец может возвращаться в кровь во время беременности, в результате чего его воздействию подвергается плод.

Свинец находится в минеральных удобрениях, извести и навозе, достигая в некоторых удобрениях до 300 мг/кг, навозе – до 10, в осадках городских сточных вод – от 13 до 19370 мг на 1 кг сухой массы. Доля выпадения свинца с осадками – 11–38 %.

ПДК для свинца в водопроводной воде не должно превышать 0,01 мг/л.

Контрольные вопросы

1. Какие металлы относятся к тяжелым?
2. Какую роль играет железо в организме человека?
3. Какие последствия вызывает переизбыток железа?
4. Какую роль играет медь в организме человека?
5. Какие антропогенные факторы повышают уровень меди в окружающей среде?
6. Какие последствия вызывает отравление медью?
7. Перечислить источники загрязнения свинцом.
8. Какие последствия вызывает отравление свинцом?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: пробирки, конические колбы, мерные колбы, цилиндры, бюретки, пипетки, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, K_2CrO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$,

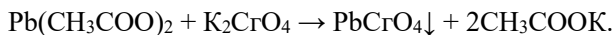
Na₂S, KI, CuSO₄, NH₄OH, K₄[Fe(CN)₆], FeSO₄, FeCl₃, K₃[Fe(CN)₆], KSCN, (NH₄Fe(SO₄)₂·12H₂O), HCl, сульфосалициловая кислота, NH₄Cl, NH₄OH, КМпО₄, H₂SO₄, ЭДТА, Na₂S₂O₃, крахмал.

Опыт 1. Обнаружение ионов свинца (Pb²⁺)

Ход работы

1. В пробирку налить 5–6 капель модельного раствора свинца и 3–4 капли раствора хромата калия.

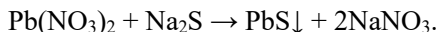
Уравнение реакции:



Выпадает желтый осадок хромата свинца.

2. В пробирку налить 8–10 капель модельного раствора, содержащего Pb²⁺, прилить к нему раствор сульфида натрия.

Уравнение реакции:

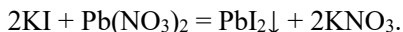


Выпадение черного осадка свидетельствует о наличии в пробе сульфида свинца.

3. Прodelать подобные реакции с пробой воды и вытяжкой из пробы почвы. Описать наблюдаемые явления. Сделать вывод о наличии в пробах катионов Pb²⁺.

4. В пробирке смешать одинаковые объемы 10%-ных растворов нитрата свинца(II) Pb(NO₃)₂ и иодида калия KI.

Уравнение реакции:



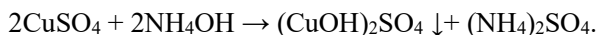
Выпадает желтый осадок иодида свинца(II) PbI₂. Дать ему отстояться, слить с него жидкость и растворить этот осадок в горячей воде, слегка подкисленной уксусной кислотой. Медленно охлаждая сосуд с раствором, можно получить в жидкости тончайшие золотистые пластинки кристаллов PbI₂.

Опыт 2. Обнаружение ионов меди (Cu²⁺)

Ход работы

1. В пробирку налить 8–10 капель модельного раствора, содержащего Cu²⁺, прилить к нему по каплям раствор аммиака.

Уравнение реакции:

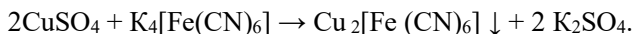


Выпадает осадок бирюзового цвета, который при дальнейшем растворении его в избытке аммиака дает раствор сине-фиолетового цвета:



2. В пробирку налить 8–10 капль модельного раствора меди, добавить 5 капль раствора гексацианоферрата(II) калия.

Уравнение реакции:



Гексацианоферрат (II) меди (II) образует красно-коричневые кристаллы.

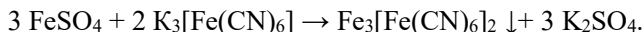
3. Те же реакции проделать с пробами воды и вытяжки из пробы почвы. Описать наблюдаемые явления. Сделать вывод о наличии в пробах катионов Cu^{2+} .

Опыт 3. Обнаружение ионов железа (Fe^{2+} , Fe^{3+})

Ход работы

1. В пробирку налить 8–10 капль модельного раствора, содержащего Fe^{2+} , добавить к нему раствор гексацианоферрата(III) калия.

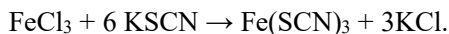
Уравнение реакции:



Образуется темно-синий осадок турбулевой сини – гексацианоферрат (III) железа (II).

2. В пробирку налить 8–10 капль модельного раствора, содержащего ионы Fe^{3+} , и добавить к нему 4–5 капль роданида калия.

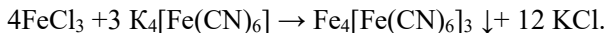
Уравнение реакции:



Роданид железа имеет кроваво-красную окраску.

3. В пробирку налить 8–10 капль модельного раствора, содержащего ионы Fe^{3+} , и добавить к нему несколько капль раствора гексацианоферрата (II) калия.

Уравнение реакции:



Образуется осадок берлинской лазури – гексацианоферрат (II) железа (III).

4. Аналогичные опыты проделать с пробами воды и почвенной вытяжки. Описать наблюдаемые явления.

5. Сделать общий вывод о наличии тяжелых металлов в пробах воды и почвы.

Опыт 4. Количественное определение железа с сульфосалициловой кислотой фотометрическим методом

Фотометрический метод определения содержания железа основан на том, что *сульфосалициловая кислота* в щелочной среде ($\text{pH} = 8,0\text{--}11,5$) образует с ионами железа окрашенные в желтый цвет комплексные соединения, поэтому не требуется ни предварительного окисления, ни предварительного восстановления. Интенсивность окраски образующихся комплексов пропорциональна концентрации железа в растворе. Ее измеряют на спектрофотометре и по величине оптической плотности определяют концентрацию железа.

Для определения концентрации железа (II, III) в исследуемом растворе необходимо предварительно построить калибровочный график зависимости оптической плотности от концентрации железа (II, III). Для построения калибровочного графика готовят серию водных растворов железоаммонийных квасцов ($\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) с заданной концентрацией железа. Оптическую плотность измеряют в кювете с толщиной оптического слоя 1 см при длине волны 430 нм.

Ход работы

Построение калибровочного графика

1. *Приготовление основного стандартного раствора.* Навеску 0,8636 г железоаммонийных квасцов поместить в мерную колбу на 1000 мл, добавить немного дистиллированной воды и 2 мл концентрированной соляной кислоты. После растворения соли долить водой до метки и перемешать. 1 мл полученного раствора содержит 0,1 мг железа.

2. *Приготовление рабочего стандартного раствора.* 5 мл основного рабочего раствора поместить в мерную колбу на 100 мл и разбавить водой до метки. 1 мл полученного раствора содержит 0,005 мг железа. Раствор должен быть использован в тот же день.

3. *Приготовление рабочей шкалы.* В конические колбы поместить 0; 0,5; 1,0; 2,0; 3,0; 4,0; 5,0 мл рабочего стандартного раствора и довести дистиллированной водой до 50 мл. Полученная шкала соответствует содержанию железа 0; 0,05; 0,10; 0,20; 0,30; 0,40; 0,50 мг/л соответственно.

Далее во все колбы добавить 1 мл 2М раствора NH_4Cl , 1 мл 20 %-ного раствора сульфосалициловой кислоты, 1 мл 10 %-ного раствора аммиака. Через 5 мин после смешивания реагентов провести измерения оптической плотности окрашенных комплексов в сравнении с 50 мл дистиллированной воды, в которую добавлены те же реактивы при длине волны 430 нм.

По полученным данным построить калибровочный график зависимости оптической плотности от концентрации железа, откладывая на оси

абсцисс значения концентрации железа, мг/л, а на оси ординат - соответствующие значения оптической плотности.

Анализ исследуемой воды. Для определения концентрации железа (II, III) в образце воды или водной вытяжки из почвы в коническую колбу на 50 мл мерной пипеткой внести 10 мл исследуемого раствора, добавить мерными пипетками 1 мл 2М раствора NH_4Cl , 1 мл 20 %-ного раствора сульфосалициловой кислоты, 1 мл 10 %-ного раствора аммиака. Объем раствора в колбе довести до 50 мл дистиллированной водой, тщательно перемешать и через 5 мин измерить оптическую плотность, как было описано выше. По калибровочному графику определить концентрацию железа в исследуемом растворе.

Опыт 5. Количественное определение железа с роданидом аммония

Построение калибровочного графика

Для построения калибровочного графика в ряд мерных колб объемом 50 мл внести пипеткой 0 – 0,5 – 1 – 2 – 3 – 4 – 5 – 6 – 8 – 10 мл эталонного раствора с концентрацией 0,01 мг/мл, что соответствует содержанию железа 0 – 0,1 – 0,2 – 0,4 – 0,6 – 0,8 – 1 – 1,2 – 1,6 – 2 мг/л.

В каждую колбу добавить по 1 мл соляной кислоты (25 %), 1 мл 50 % роданида аммония и довести объем до 50 мл дистиллированной водой. Содержимое перемешать.

Измерить оптическую плотность (A) при длине волны $\lambda = 490\text{--}500$ нм в кюветах с толщиной оптического слоя 1 см по отношению к дистиллированной воде, в которую добавлены реактивы (первая колба).

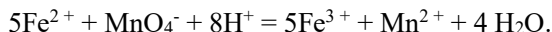
По полученным данным построить калибровочный график, откладывая по оси абсцисс концентрацию железа ($C_{\text{Fe}^{3+}}$, мг/л), а по оси ординат - значения оптической плотности (A).

Анализ исследуемой воды. В мерную колбу на 50 мл отобрать пипеткой 25 мл исследуемой воды, добавить 1 мл раствора HCl (25 %), 1 мл 50 % роданида аммония. Довести объем до 50 мл дистиллированной водой и тщательно перемешать содержимое колбы.

Измерить оптическую плотность исследуемой воды и по калибровочному графику определить концентрацию железа.

Опыт 6. Количественное определение железа Fe^{2+} методом перманганатометрического титрования

При титровании перманганатом калия раствора соли железа (II) в кислой среде протекает следующая реакция:



Ход работы

1. В коническую колбу на 100 мл мерной пипеткой внести 10 мл исследуемого раствора, добавить с помощью мерного цилиндра 8 мл 1 М раствора H_2SO_4 и титровать содержимое колбы из бюретки раствором перманганата калия (0,05 М) до появления бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 с. Титрование повторить 3 раза.

2. Рассчитать молярную концентрацию соли железа (II) в исследуемой воде, моль/л:

$$C(\text{Fe}^{2+}) = \frac{C(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ср}}(\text{KMnO}_4)}{V(\text{Fe}^{2+})},$$

где $V(\text{Fe}^{2+})$ – объем исследуемой воды, содержащей соли железа (II),

$V_{\text{ср}}(\text{KMnO}_4)$ – объем раствора перманганата калия, пошедшего на титрование,

$C(\text{KMnO}_4)$ – концентрация перманганата калия.

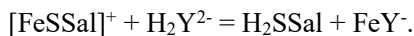
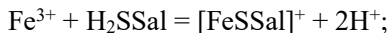
3. Определить массу железа (II) в исследуемом растворе по формуле, г:

$$m(\text{Fe}^{2+}) = \frac{C(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}^{2+}) \cdot V(\text{Fe}^{2+})}{1000},$$

где $M(\text{Fe}^{2+})$ – молекулярная масса железа.

Опыт 7. Комплексонометрическое определение железа (III)

Определение основано на образовании устойчивого лимонно-желтого комплексоната железа (III). Титрование проводят в кислой среде в присутствии индикатора – сульфосалициловой кислоты, которая образует при pH 2–3 красно-фиолетовый моносульфосалицилат железа (III):



красно-фиолетовый	лимонно-желтый
моносульфосалицилат железа (III)	комплексоонат железа (III)

Ход работы

В коническую колбу вместимостью 100 мл мерной пипеткой внести 10 мл исследуемого раствора, прибавить по каплям раствор аммиака

(25 %) при перемешивании до появления осадка (слабая муть). При интенсивном перемешивании прилить по каплям соляную кислоту до растворения осадка. Добавить в колбу 1–2 капли сульфосалициловой кислоты и титровать раствором ЭДТА (0,025 М) до перехода красно-фиолетовой окраски в лимонно-желтую.

По результатам титрования рассчитать содержание железа (III) в исследуемом растворе.

Рассчитать молярную концентрацию соли железа (III) в исследуемой воде, моль/л:

$$C(\text{Fe}^{3+}) = \frac{C(\text{ЭДТА}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{ЭДТА})}{V(\text{Fe}^{3+})},$$

где $C(\text{Fe}^{3+})$ – молярная концентрация соли железа (III),

$V(\text{Fe}^{3+})$ – объем исследуемой воды, содержащей соли железа (III),

$V_{\text{ср}}(\text{ЭДТА})$ – объем раствора ЭДТА, пошедшего на титрование,

$C(\text{ЭДТА})$ – концентрация ЭДТА.

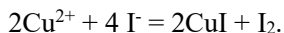
Определить массу железа (III) в исследуемом растворе по формуле, г:

$$m(\text{Fe}^{3+}) = \frac{C(\text{Fe}^{3+}) \cdot M(\text{Fe}^{3+}) \cdot V(\text{Fe}^{3+})}{1000},$$

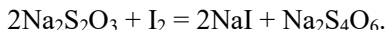
где $M(\text{Fe}^{3+})$ – молекулярная масса железа.

Опыт 8. Количественное определение меди Cu^{2+} методом йодометрического титрования

Метод йодометрического титрования при определении меди основан на окислительно-восстановительной реакции между ионами меди (II) и йодидом калия. При восстановлении Cu йодидом калия образуется малорастворимая соль CuI :



Прямое титрование в данном случае неприменимо, поскольку трудно зафиксировать точку эквивалентности. Поэтому применяется косвенное титрование: к исследуемому раствору соли меди (II) добавляют избыток раствора KI , дают раствору постоять для завершения реакции, а затем титруют выделившийся йод раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала. Реакция между йодом и тиосульфатом натрия протекает по уравнению:



Ход работы

1. В коническую колбу внести 10 мл исследуемого раствора с помощью мерной пипетки, добавить 10 мл 10 %-ного раствора KI. Закрыть пробкой и выдерживать в темноте 5 мин, затем титровать раствором тиосульфата натрия (0,05 М) до бледно-желтого цвета. Добавить 2–3 мл раствора крахмала (1 %) и продолжать титровать до исчезновения синей окраски раствора. Осадок CuI должен иметь цвет слоновой кости.

2. Рассчитать концентрацию раствора соли меди (II) в исследуемой воде, моль/л:

$$C(\text{Cu}^{2+}) = \frac{C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{V(\text{Cu}^{2+})},$$

где $V(\text{Cu}^{2+})$ – объем исследуемой воды, содержащей соли меди (II);

$V_{\text{сп}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – объем раствора тиосульфата натрия, пошедшего на титрование;

$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – концентрация тиосульфата натрия.

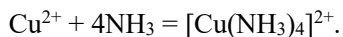
3. Рассчитать массу меди в исследуемой воде, г:

$$m(\text{Cu}^{2+}) = \frac{C(\text{Cu}^{2+}) \cdot M(\text{Cu}^{2+}) \cdot V(\text{Cu}^{2+})}{1000},$$

где $M(\text{Cu}^{2+})$ – молекулярная масса меди.

Опыт 9. Колориметрическое определение меди в воде

Метод основан на образовании комплексного соединения ионов меди (II) с аммиаком, обладающего интенсивной сине-фиолетовой окраской:



Данный комплекс будет устойчив только в избытке аммиака.

Ход работы

Построение калибровочного графика:

1. *Приготовление эталонного раствора.* Навеску 1,5 г CuSO_4 поместить в мерную колбу на 1000 мл, долить водой до метки и перемешать. 1 мл полученного раствора содержит 1 мг меди.

2. *Приготовление рабочей шкалы.* Для построения калибровочного графика необходимо приготовить шесть стандартных растворов. Для этого в мерные колбы объемом 25 мл внести пипеткой соответственно 0; 1,25; 2,50; 3,75; 5,00; 6,25, 7,50 мл эталонного раствора с концентрацией 1 мг/мл, что соответствует содержанию меди 0 – 0,05 – 0,1 – 0,15 – 0,2 – 0,25 – 0,3 мг/мл.

В каждую колбу добавить 5 мл 5%-ного раствора аммиака и довести объем до метки дистиллированной водой. Содержимое перемешать.

Через 10 мин приступить к измерениям. В качестве раствора сравнения взять дистиллированную воду. Измерить оптическую плотность (A) при длине волны $\lambda = 670$ нм в кюветах с толщиной оптического слоя 1 см по отношению к дистиллированной воде, в которую добавлены реактивы.

По полученным данным построить калибровочный график, откладывая по оси абсцисс концентрацию меди ($C_{Cu^{2+}}$, мг/мл), а по оси ординат – значения оптической плотности (A).

Анализ исследуемой воды. В мерную колбу на 25 мл отобрать пипеткой 15 мл исследуемой воды, добавить 5 мл 5%-ного раствора аммиака и довести объем до метки дистиллированной водой. Содержимое перемешать.

Через 10 мин приступить к измерениям. В качестве раствора сравнения взять дистиллированную воду.

Измерить оптическую плотность исследуемой воды и по калибровочному графику определить концентрацию меди.

Лабораторная работа 9

Определение содержания витамина С в продуктах

Цель работы – определение содержания витамина С в различных продуктах питания.

Наша пища – это топливо и сырьевой материал для образования необходимых живому организму веществ. Энергию дает практически любая пища, но углеводы содержат ее больше других продуктов. Основной строительный материал – белки. Абсолютно необходимы, хоть и в небольших количествах, витамины и минеральные соли. Витамины выполняют крайне специфическую функцию. Это биомолекулы, которые нужны в небольших количествах для роста, воспроизводства, здоровья и жизни. Несмотря на всю их важность, общее количество всех витаминов, необходимых организму, составляет 0,2 г в день.

Аскорбиновая кислота – водорастворимый витамин, необходимый для многих биологических процессов в организме. Он не синтезируется в организме человека и накапливается в тканях в минимальных количествах, поэтому его запасы должны постоянно пополняться с пищей. Основными источниками аскорбиновой кислоты являются растительные продукты: шиповник, черная смородина, цитрусовые, зеленые овощи (особенно брокколи), томаты, картофель, перец (табл.).

Витамин С обладает мощной антиоксидантной функцией и обезвреживает свободные радикалы в клетках, защищает от оксидативного стресса. Он является коферментом многих метаболических процессов. Принимает участие в образовании коллагена, биосинтезе карнитина, всасывании железа, превращении допамина в норэпинефрин. Кроме того, аскорбиновая кислота необходима для заживления ран и роста тканей, для реализации функции надпочечников, секреции гормонов и интерферонов, метаболизма фолиевой кислоты, тирозина, фенилаланина. Он повышает всасываемость железа, уменьшает концентрацию холестерина в крови и способствует снижению высокого артериального давления. Аскорбиновая кислота помогает укреплению защитных свойств организма, усиливает иммунный ответ при инфекционных заболеваниях.

При дефиците аскорбиновой кислоты нарушается формирование соединительной ткани, возникают внутрикожные, внутрисуставные и внутрисосудистые кровоизлияния, появляется воспаление и кровоточивость десен, боль в суставах, выпадение волос, сухость кожи, резкая слабость и утомляемость, эмоциональная нестабильность, расшатывание и выпадение зубов. При недостаточном поступлении в организм витамина С у детей нарушается рост костей (табл.).

Таблица

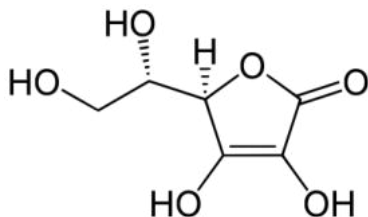
Содержание витамина С в 100 г растительной пищи

Продукты	Содержание, мг
Шиповник	650
Облепиха	200
Перец сладкий (болгарский)	200
Смородина черная	200
Киви	180
Грибы белые сушеные	150
Петрушка	150
Капуста брюссельская	100
Укроп	100
Капуста брокколи	89
Капуста цветная	70
Земляника садовая	50–80
Лимон	53
Апельсин	50
Кочанная капуста	45
Манго	39
Томат	38
Черника	22

Продукты	Содержание, мг
Квашеная капуста	20
Ананас	20
Картофель	17
Клюква	13
Яблоко	12
Лук репчатый	7

При избыточном употреблении витамина С (в одной дозе более 2 г) может возникнуть боль в животе, диарея, тошнота, 3 г – повышение печеночных ферментов. Длительный прием высоких доз приводит к нарушению всасывания витамина В₁₂, повышает концентрацию мочевой кислоты в моче, способствует образованию оксалатных камней в почках и увеличивает концентрацию эстрогенов в крови женщин, получающих эстрогенные препараты. Кроме того, на фоне высоких доз витамина С активируются метаболизирующие его ферменты.

Витамин С (рис.) очень неустойчив. Легко реагирует с кислородом и теряет активность под действием света и тепла. Суточная потребность в витамине С – 70–100 мг.



Аскорбиновая кислота (витамин С)

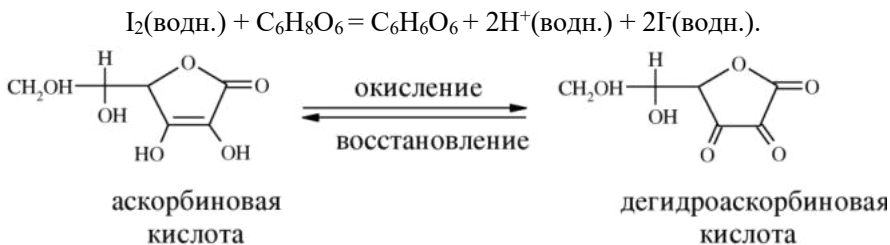
Контрольные вопросы

1. Какова функция витамина С в организме человека?
2. Какие продукты являются источниками витамина С?
3. Какие последствия для организма вызывает дефицит витамина С?
4. Какие последствия вызывает переизбыток витамина С?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: пробирки, конические колбы, цилиндры, бюретки, пипетки, йодная настойка, крахмал, витамин С.

Анализ определения витамина С основывается на его взаимодействии с йодом. Раствор йода способен окислять аскорбиновую кислоту с образованием бесцветной дегидроаскорбиновой кислоты, ионов водорода и иодид-ионов:



Анализ выполняется методом титрования. Конечная точка титрования определяется по началу появления свободного йода в растворе, который при взаимодействии с крахмалом дает синюю окраску. Перед началом титрования в анализируемую жидкость добавляют крахмал. Раствор йода медленно прикапывают из бюретки. Пока в жидкости имеется аскорбиновая кислота, йод быстро превращается в иодид-ионы и глубокого окрашивания не наблюдается. Как только витамин С окислится, следующая капля раствора йода вызовет образование синей окраски. Таким образом, появление устойчивой синей окраски означает конец титрования.

Сначала необходимо оттитровать раствор витамина С известной концентрации. Это позволит определить коэффициент пересчета, выражающий массу аскорбиновой кислоты, реагирующей с 1 мг раствора йода. На основании полученных данных рассчитывают, сколько витамина С содержится в 25 мл исследуемого раствора.

Опыт 1. Приготовление рабочих растворов

Приготовление раствора I_2 . Взять аптечную йодную настойку с концентрацией йода 5 %, то есть 5 г в 100 мл (50 мг/мл). К 1 мл йодной настойки добавить дистиллированной воды до общего объема 40 мл, то есть разбавить настойку в 40 раз (1,25 мг/мл).

Приготовление крахмального клейстера. Вскипятить $\frac{1}{2}$ кружки воды, пока вода нагревается, размешать $\frac{1}{4}$ чайной ложки крахмала с ложкой холодной воды, так чтобы не было комочков. Вылить в кипящую воду и охладить.

Приготовление раствора витамина С. Взять 1 таблетку чистого витамина С. 0,1 г витамина С растворить в 500 мл дистиллированной воды. Концентрация раствора – 0,2 мг/мл. Содержание витамина С в 25 мл такого раствора составляет 5 мг.

Опыт 2. Определение коэффициента пересчета

Ход работы

1. Отмерить 25 мл раствора витамина С в колбу емкостью 125 мл. Добавить 10 капель 1%-ного раствора суспензии крахмала.
2. Наполнить бюретку раствором йода.
3. Медленно по каплям добавлять раствор йода к анализируемому раствору, постоянно взбалтывая его. Продолжать добавлять, пока не будет достигнута конечная точка титрования (синяя окраска устойчива в течение 20 сек).
4. Рассчитать коэффициент пересчета (k), разделив 5 мг витамина С на объем используемого раствора йода (размерность: мг витамина С/мл раствора йода).

Опыт 3. Определение витамина С в напитках

Ход работы

1. Отмерить 25 мл образца в колбу емкостью 125 мл.
2. Выполнить действия в соответствии с предыдущей методикой. Окраска анализируемого раствора может изменять цвет комплекса крахмала с йодом. Например, красный цвет раствора в сочетании с синей окраской комплекса приведет к тому, что в конце титрования появится фиолетовое окрашивание.
3. Выполнить расчеты, необходимые для определения массы витамина С (мг), находящегося в 25 мл образца по формуле:

$$X = V \cdot k,$$

где V – объем раствора йода, пошедший на титрование,
 k – коэффициент пересчета.

4. Рассчитать содержание витамина С в 100 мл образца.
5. Полученные данные занести в табл.

Таблица

Анализируемый продукт	Количество сока для анализа	Объем раствора йода (мл)	Количество витамина С в 25 мл сока	Количество витамина С в 100 мл сока
Сок лимона				
Сок апельсина				
Сок яблока				

Лабораторная работа 10

Определение нитратов в продуктах питания

Цель работы – определение содержания нитратов в различных продуктах питания.

Азот, наряду с фосфором, калием и другими незаменимыми элементами составляет основу питания растений. Без азота невозможен синтез белков. Поглощается он в виде легкорастворимых азотистых и аммиачных солей, которыми являются нитраты.

Нитраты – это соли азотной кислоты, которые накапливаются в продуктах и воде при избыточном содержании азотных удобрений. Они присутствуют в любом растении, так как играют ключевую роль в их росте (синтезируют аминокислоты и образуют белки). Человек на протяжении всего своего существования использовал растения в качестве пищи, поэтому его организм привык к определенному количеству нитратов и способен их выводить без вреда. Являясь безвредными для растений, они имеют повышенную токсичность для человека.

Нитраты могут превращаться в нитриты (соли азотистой кислоты), которые взаимодействуют с гемоглобином крови и окисляют в нем 2-х валентное железо в 3-х валентное. В результате образуется метгемоглобин, который не способен переносить кислород. Поэтому нарушается нормальное дыхание клеток и тканей организма, в результате чего возрастает содержание холестерина, молочной кислоты и резко падает количество белка.

Нитраты способствуют развитию патогенной кишечной микрофлоры, которая выделяет в организм человека токсины.

Нитраты снижают содержание витаминов в пище, которые входят в состав многих ферментов, а через них влияют на все виды обмена веществ.

При длительном поступлении нитратов в организм человека уменьшается количество йода, что приводит к увеличению щитовидной железы. Установлено, что они сильно влияют на возникновение раковых опухолей в желудочно-кишечном тракте у человека.

Высокое содержание нитратов в растениях обычно обусловлено превышением количества минеральных удобрений. Растения не способны преобразовывать все поступившие из почвы нитраты в белки, особенно, если их много и внесены они не в срок (поздние подкормки). Поэтому происходит накопление излишков нитратов, прежде всего – в корнях, стеблях, листьях и плодоножках. В самих плодах нитраты распределяются в основном на поверхности (кожуре), в сердцевине и семенной части,

в зависимости от вида растения. Такие овощи, как свекла, салат, редис, укроп, арбуз и дыня, являются продуктами питания, наиболее часто подвергаются накоплению нитратами. Фрукты и ягоды же считаются относительно безопасными с точки зрения нитратов. Овощи с большим его содержанием имеют, как правило, неестественный вкус. Их неприятно жевать и глотать, они не доставляют никакого удовольствия.

В основном, нитраты накапливаются в следующих частях растений:

- капуста – в кочерыжке
- морковь – в сердцевине
- кабачок, огурец, арбуз, дыня, картофель – в кожуре
- зелень (укроп, петрушка, салат и сельдерей) – в стеблях.

Для человека, как для потребителя овощей, фруктов и других растений, важен не сам факт содержания нитратов в продуктах питания, а их количество. Когда говорят про содержание нитратов, то подразумевается их избыток.

Следует знать, что количество нитратов в овощах и других растениях зависит не только от количества вносимых удобрений, но также от условий выращивания, качества грунта, времени суток и правильности их хранения. При нехватке тепла и света, нитраты плохо преобразуются в белки и интенсивно скапливаются. Поэтому тепличные продукты наиболее опасны для здоровья.

По способности накапливать нитраты овощи, плоды и фрукты делятся на 3 группы:

- С высоким содержанием нитратов (до 3000 мг/кг сырой массы): салат, шпинат, свекла, укроп, листовая капуста, редис, зеленый лук, дыня, арбуз.
- Со средним содержанием нитратов (до 300–600 мг/кг сырой массы): цветная капуста, кабачки, тыква, репа, редька, белокочанная капуста, морковь, огурцы.
- С низким содержанием нитратов (до 60–250 мг/кг сырой массы): брюссельская капуста, горох, щавель, фасоль, картофель, томаты, репчатый лук, фрукты и ягоды.

Для взрослого человека предельно допустимая норма нитратов 5 мг на 1 кг массы человека: 0,25 г на человека, весом 60 кг. Для ребенка допустимая норма не более 50 мг (табл. 1).

Таблица 1

**Предельно допустимое содержание нитрат-ионов
в овощах и фруктах (мг/кг)**

Овощи, фрукты	ПДС NO_3^- в мг/кг
Картофель	250
Капуста поздняя	500
Томаты	150
Огурцы	150
Лук репка	80
Яблоки	60
Груши	60
Вода питьевая	40

Контрольные вопросы

1. Что такое нитраты?
2. Какие продукты являются повышенным источником нитратов?
3. Что приводит к повышенному содержанию нитратов в продуктах питания?
4. Какие последствия в организме человека вызывает переизбыток нитратов?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: предметные стекла, пробирки, пипетки, стаканы, раствор дифениламина (1 %) в концентрированной серной кислоте, NaNO_3 ,

Ход работы

1. В стакан налить 10 мл исходного раствора NaNO_3 , соответствующего по концентрации максимальному содержанию нитратов в овощах – 3000 мг на кг (3 г/л).
2. Приготовить серию калибровочных растворов путем разбавления в 2 раза каждого предыдущего раствора (например, к 3 мл исходного раствора прибавляется 3 мл дистиллированной воды, взбалтывается и т. д.) Получают серию растворов с разным содержанием нитратов: 3000, 1500, 750, 375, 188, 94, 47, 23 мг/кг.
3. Под предметное стекло подложить лист белой бумаги, на стекло нанести две капли изучаемого раствора и две такие же капли дифениламина.
4. Описать реакцию согласно следующей градации, которую можно использовать как для калибровочных растворов, так и для анализов (табл. 2).

Градации содержания нитратов по характеру окраски

Балл	Характер окраски	Содержание нитратов, мг/кг
6	Сок или срез окрашиваются быстро и интенсивно в иссиня-черный цвет. Окраска устойчива и не пропадает	>3000
5	Сок или срез окрашиваются в темно-синий цвет. Окраска сохраняется некоторое время	3000
4	Сок или срез окрашиваются в синий цвет. Окраска наступает не сразу	1000
3	Окраска светло-синяя, исчезает через 2–3 мин	500
2	Окраска быстро исчезает, окрашиваются главным образом проводящие пучки	250
1	Следы голубой, быстро исчезающей окраски	100
0	Нет ни голубой, ни синей окраски. На целых растениях возможно порозовение	0

5. Овощи и плоды расчленить на части: зона, примыкающая к плодоножке, кожура, периферийная часть, срединная часть, кочерыжка (у капусты), жилки, лист без жилок. Вырезанные части мелко порезать ножом и быстро растереть в ступке, сок отжать через 2–3 слоя марли.

6. Под предметное стекло подложить лист белой бумаги, на стекло нанести две капли изучаемого раствора и две такие же капли дифениламина. Описать все наблюдаемые реакции согласно схеме. В случае сомнений в содержании нитратов в той или иной части овощной продукции накапать рядом калибровочный раствор с известной концентрацией вещества и повторить реакцию с дифениламином.

7. Анализ начать с сока капусты и картофеля, затем поместить эти овощи в термостойкий химический стакан с кипящей дистиллированной водой и кипятить 10–15 мин.

8. Сделать анализ на нитраты отварных овощей и отвара.

Лабораторная работа 11

Определение количества йода в йодированной соли

Цель работы – определение содержания йода в йодированной соли.

Йод – единственный из микроэлементов, участвующих в образовании гормонов щитовидной железы. Гормоны, которые она вырабатывает в кровь, стимулируют обмен веществ во всех клетках, поддерживают работу сердца, головного мозга, мышц, опорно-двигательного аппарата и репродуктивной системы. В организме человека содержится от 20 до 50 мг йода, из них не менее 60 % сосредоточено в щитовидной железе, 40 % – в мышцах, яичниках, крови. Соответственно, заболевание этой железы влечет за собой сбой в жизнедеятельности всего организма.

Йод принимает участие в регуляции энергетического обмена; температуры тела; скорости биохимических реакций; обмена белков, жиров, водно-электролитного обмена; метаболизма ряда витаминов; процессов роста и развития организма, включая нервно-психическое развитие.

Кроме того, он повышает потребление кислорода тканями. Йод обеспечивает организм большей энергией, способствует росту, облегчает соблюдение диеты за счет сжигания избыточного жира, активизирует умственную работу, гарантирует здоровье зубам, коже, ногтям, волосам.

Продукты питания, содержащие йод:

- морские продукты – красные и бурые водоросли (ламинария), палтус, треска, сельдь, креветки, пикша, морская соль, моллюски, сардины;
- йодированная соль;
- говяжья печень, яйца, молоко;
- лук, щавель, белокочанная капуста, морковь (если выращены на почве, богатой йодом).

Отчасти йод поступает с водой.

Рекомендуемый уровень суточного потребления йода для взрослого человека – 150 мкг, максимально допустимое количество потребления – 300 мкг. В период беременности и лактации норма возрастает до 175 – 200 мкг.

Дефицит йода детям и подросткам грозит задержкой физического развития, приводит к расстройствам нервной системы и психики, умственной отсталости, а также является одной из причин низкорослости; людям всех возрастных групп – снижением интеллекта и формированием зоба. Эндемический зоб – заболевание, поражающее население в географических регионах, биосфера которых бедна йодом, развитие которого достаточно просто предупредить путем всеобщего йодирования поваренной соли, что уже было достигнуто в более чем 70 странах мира.

Дефицит йода возникает, если количество поступления микроэлемента в день – менее 10 мкг.

подавляющая часть йода находится в океане. Большое количество минерального вещества вымывается с поверхности почвы снегом, замораживанием, дождем, ветром, наводнениями и реками. Все зерновые культуры, которые выращиваются на таких почвах, имеют недостаток йода – 10 мкг/кг вместо 1 мг/кг.

Причины недостатка йода в организме человека:

- Неудовлетворительное количество поступления микроэлемента с продуктами питания.
- Незначительное потребление морепродуктов.
- Отсутствие йодной профилактики в йоддефицитных регионах.
- Наличие в рационе питания факторов, которые препятствуют усвоению и утилизации йода (прием избыточного количества брома, железа, марганца, свинца, кальция, хлора, кобальта).
- Прием лекарственных средств, которые затрудняют усвоение и утилизацию йода (карбоната лития).
- Нарушения обмена йода.
- Увеличение радиационного фона.
- Загрязнение среды обитания.
- Повышение чувствительности организма к аллергенам.

Симптомы дефицита йода в организме человека:

1. Увеличение выработки гормонов щитовидной железы.
2. Образование зоба.
3. Возникновение йоддефицитных патологий:
 - гипотиреоз (крайние проявления у детей – кретинизм, у взрослых – микседема);
 - упадок сил, снижение работоспособности, сонливость, развитие отеков конечностей, туловища, лица;
 - повышенный уровень холестерина;
 - прибавление массы тела;
 - брадикардия (вид аритмии с низкой частотой сердечных сокращений);
 - запоры;
 - понижение интеллектуального уровня: замедление умственной реакции, нарушение когнитивных функций, внимания;
 - кретинизм: у эмбриона развиваются физические, неврологические, умственные дефекты кретинизма при дефиците йода в первые 6 месяцев беременности матери, что возможно предотвратить с помощью проведенной в срок йодизации матери;
 - глухонмота;

- различные виды параличей;
- снижение фертильности (способности половозрелого организма к воспроизведению потомства), рождение мертвого плода, врожденные пороки развития;

- повышенная смертность в перинатальный период.

Использование обогащенной йодом соли – наиболее простой и доступный метод профилактики йододефицитных состояний. Йодирование соли достигается путем внесения солей йода (йодида или йодата калия). Практически каждый человек потребляет 5–6 г соли в день (рекомендуемое суточное потребление соли), поэтому использование обогащенной йодом соли – это дополнительное регулярное потребление 100–150 мкг йода. При этом отсутствует какой-либо риск «передозировки».

Таблица 1

Необходимая суточная потребность в йоде для различных групп населения

Группы населения	Потребность в йоде, мкг/сут
Младенцы до 3 мес.	50
Младенцы от 4 до 12 мес.	60
Дети от 1 до 3 лет	70
Дети от 4 до 6 лет	100
Дети от 6 до 10 лет	110
Дети от 11 до 14 лет	130
Дети от 15 лет и старше	140
Взрослые	150
Беременные, кормящие	180–200

Актуальным становится контроль за качеством соли, поскольку не всегда уровень йода, указанный на упаковках, соответствует нормативным документам.

Контрольные вопросы

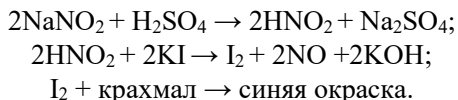
1. В каких процессах в организме человека принимает участие йод?
2. Какие продукты являются источником йода?
3. Перечислить причины недостатка йода в организме человека.
4. Какие патологии вызывает дефицит йода?

Экспериментальная часть

Оборудование и реактивы: пробирки, пипетки, колбы конические, бюретки, H_2SO_4 (20 %), KI (12 %), крахмал (0,5 %), NaNO_2 (1 %), HCl (5 M), $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (0,005 M), H_2SO_4 (1 M), KI (10 %), крахмал (1 %).

Опыт 1. Качественное определение йода в поваренной соли

Метод «пятна» для йодида. Данный метод основан на следующих реакциях:

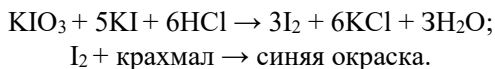


Ход работы

1. 50 мл 0,5%-ного раствора крахмала смешать с 10 каплями (0,5 мл) 1%-ного раствора нитрита натрия и 10 каплями (0,5 мл) 20%-ного раствора серной кислоты. Полученный раствор пригоден для анализа в течение 2–3 дней.

2. Небольшое количество поваренной соли поместить в блюдце и увлажнить 2 каплями полученного раствора. Соль, содержащая йодид, сразу же становится синей, причем окраска сохраняется в течение нескольких минут.

Метод «пятна» для йодата. Данный метод основан на следующих реакциях:



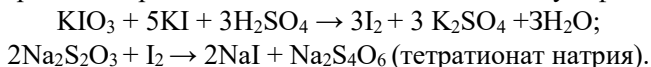
Ход работы

1. 25 мл раствора крахмала смешать с 25 мл 12%-го раствора йодида калия и 12 каплями (0,6 мл) раствора 5 М соляной кислоты. Полученный раствор пригоден для анализа в течение 2–3 дней.

2. Небольшое количество поваренной соли поместить в блюдце и увлажнить 2 каплями полученного раствора. Соль, содержащая йодат, мгновенно становится серой/синей (окраска сохраняется в течение нескольких минут).

Опыт 2. Количественное определение содержания йода в виде йодата

Метод основан на взаимодействии йодата калия с йодидом калия в кислой среде и титровании выделившегося йода тиосульфатом натрия.



Ход работы

1. Навеску исследуемой пробы массой 10 г растворить в 100 мл дистиллированной воды в конической колбе объемом 250 мл. Если полученный раствор мутный, его необходимо профильтровать.

2. К полученному раствору добавить 1 мл H_2SO_4 (1М), перемешать, добавить 5 мл 10% KI, перемешать, закрыть колбу пробкой и поместить на 10 мин в темное место.

3. К исследуемому раствору, приобретшему темно-желтую окраску, добавить из бюретки при перемешивании 0,005 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до перехода окраски в светло-желтую.

4. Добавить в исследуемый раствор 2 мл индикаторного раствора крахмала (1 %), от чего смесь должна приобрести темно-синюю окраску. Продолжить титрование до тех пор, пока окраска не исчезнет. Отметить объем раствора тиосульфата, пошедший на титрование.

Количество йода в мг на 1 кг исследуемой соли вычисляют по формуле:

$$X = \frac{V \cdot 0,1057 \cdot 1000}{10} = V \cdot 10,57 \text{ (мг/кг)},$$

где V – объем 0,005М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, пошедший на титрование, мл;

10 – навеска соли, взятая на анализ, г;

1000 – пересчет на 1кг соли;

0,1057 – количество йода из йодата калия исследуемого образца соли, соответствующее 1 мл пошедшего на титрование этого образца 0,005М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Из уравнений реакций, лежащих в основе данного метода определения йода в соли, обогащенной KIO_3 , следует, что из общего количества йода, оттитровываемого тиосульфатом натрия в исследуемой пробе, на долю йода, происходящего из KIO_3 , приходится 1/6 часть, то есть не 0,6345, а 0,1057 мг.

Для облегчения расчета количества йода в исследуемой соли можно также пользоваться переводной табл. 2.

Таблица 2

Перевод показаний шкалы бюретки в концентрацию йода в пробе (мг/г)

Показания шкалы	мг/г	Показания шкалы	мг/г	Показания шкалы	мг/г
0,0	0,00	3,4	0,0349	6,7	0,0698
0,1	0,001	3,5	0,0360	6,8	0,0709
0,2	0,0021	3,6	0,0370	6,9	0,0719
0,3	0,0032	3,7	0,0381	7,0	0,0730
0,4	0,0042	3,8	0,0391	7,1	0,0741
0,5	0,0053	3,9	0,0402	7,2	0,0751
0,6	0,0063	4,0	0,0413	7,3	0,0762
0,7	0,0074	4,1	0,0423	7,4	0,0772
0,8	0,0085	4,2	0,0434	7,5	0,0783
0,9	0,0095	4,3	0,0444	7,6	0,0794
1,0	0,0106	4,4	0,0455	7,7	0,0804
1,1	0,0116	4,5	0,0466	7,8	0,0815
1,2	0,0127	4,6	0,0476	7,9	0,0825
1,3	0,0138	4,7	0,0487	8,0	0,0836
1,4	0,0148	4,8	0,0497	8,1	0,0846
1,5	0,0159	4,9	0,0508	8,2	0,0857
1,6	0,0169	5,0	0,0519	8,3	0,0868
1,7	0,0180	5,1	0,0529	8,4	0,0878
1,8	0,0190	5,2	0,0540	8,5	0,0889
1,9	0,0201	5,3	0,0550	8,6	0,0899
2,0	0,0212	5,4	0,0561	8,7	0,0910
2,1	0,0222	5,5	0,0571	8,8	0,0920
2,2	0,0233	5,6	0,0582	8,9	0,0930
2,3	0,0243	5,7	0,0592	9,0	0,0942
2,4	0,0254	5,8	0,0603	9,1	0,0952
2,5	0,0265	5,9	0,0614	9,2	0,0963
2,7	0,0275	6,0	0,0624	9,3	0,0973
2,8	0,0286	6,1	0,0635	9,4	0,0984
2,9	0,0296	6,2	0,0645	9,5	0,0995
3,0	0,0307	6,3	0,0656	9,6	0,1005
3,1	0,0317	6,4	0,0667	9,7	0,1016
3,2	0,0328	6,5	0,0677	9,8	0,1026
3,3	0,0339	6,6	0,0688	9,9	0,1037

Литература

1. Егоров, В. В. Экологическая химия / В. В. Егоров. – СПб: Лань, 2022. – 184 с.
2. Основы экологического мониторинга : учебное пособие / И. О. Тихонова. – Москва : Форум, 2015. – 239 с.
3. Экологический мониторинг и экологическая экспертиза : учебное пособие / М. Г. Ясовеев. – Минск : Новое знание, 2015. – 303 с.
4. Хаханина, Т. И. Химические основы экологии / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, И. Н. Петухов. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Юрайт, 2019. – 233 с.
5. Петросян, В. С. Химия и токсикология окружающей среды / В. С. Петросян, Е. А. Шувалова. – М: «Буки Веди», 2017. – 640 с.
6. Грушко, М. П. Прикладная экология / М. П. Грушко, Э. И. Мелякина, И. В. Волкова, В. Ф. Зайцев. – СПб: Лань, 2018. – 268 с.

Содержание

Лабораторная работа 1. Моделирование парникового эффекта и выпадения кислотных осадков.....	3
Лабораторная работа 2. Влияние загрязнения воздуха аммиаком на растения. Действие кислотных и щелочных дождей на растения	9
Лабораторная работа 3. Определение прозрачности, цветности, запаха воды, наличие взвешенных веществ и кислотности воды	14
Лабораторная работа 4. Минеральный состав воды.....	22
Лабораторная работа 5. Определение щелочности и жесткости воды	32
Лабораторная работа № 6. Определение pH и влажности почвы	39
Лабораторная работа № 7. Определение устойчивости растений к высоким температурам.....	49
Лабораторная работа 8. Определение тяжелых металлов в воде и почве	55
Лабораторная работа 9. Определение содержания витамина С в продуктах	67
Лабораторная работа 10. Определение нитратов в продуктах питания	72
Лабораторная работа 11. Определение количества йода в йодированной соли	76
Литература	82

Учебное издание

Тарун Екатерина Ивановна
Слобода Наталья Александровна
Шахаб Сиямак Насер

ЭКОЛОГИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Л. М. Корневская*
Компьютерная верстка *М. Ю. Мошкова*
Техническое редактирование *М. Ю. Мошкова*

Подписано в печать
Формат 60×90 1/16. Бумага офсетная.
Усл. печ. л. 5,25. Уч.-изд. л. 3,82.
Тираж 100 экз. Заказ №

Республиканское унитарное предприятие
«Информационно-вычислительный центр
Министерства финансов Республики Беларусь».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/161 от 27.01.2014, № 2/41 от 29.01.2014,
ул. Кальварийская, 17, 220004, г. Минск.