

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования

Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники  
(ТУСУР)

Кафедра радиоэлектронных технологий и экологического мониторинга  
(РЭТЭМ)

**И.А. Екимова**

# **ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКОЛОГИИ**

**Методические указания к лабораторному практикуму  
для студентов специальности «Экология и природопользование»**

**Томск 2013**

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования

ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ СИСТЕМ УПРАВЛЕНИЯ  
И РАДИОЭЛЕКТРОНИКИ  
(ТУСУР)

Кафедра радиоэлектронных технологий и экологического мониторинга  
(РЭТЭМ)

УТВЕРЖДАЮ  
Зав. кафедрой РЭТЭМ, д.т.н.  
\_\_\_\_\_ В.И. Туев  
«\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2013 г.

## **ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКОЛОГИИ**

Методические указания к лабораторному практикуму  
для студентов специальности  
«Экология и природопользование»

Разработчик:  
Доцент каф. РЭТЭМ, к.х.н.  
\_\_\_\_\_ И.А. Екимова  
«\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2013 г.

**Екимова И.А.**

Физико-химические основы экологии: методические указания к лабораторному практикуму / И.А. Екимова. – Томск: ТУСУР, 2013. – 83 с.

Содержит описания 11 лабораторных работ по основным разделам курса «Физико-химические основы экологии», правила работы и требования по технике безопасности в лаборатории химии, требования к оформлению отчетов. В описании работ содержатся необходимые теоретические аспекты и методика выполнения, контрольные вопросы. Ко всему циклу лабораторных работ прилагается общий список рекомендуемой литературы.

Указания предназначены для студентов, обучающихся по специальности «Экология и природопользование»; а также преподавателям, студентам и аспирантам технических вузов.

© Екимова И.А., 2013

© Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники ТУСУР, 2013

## ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....	<b>7</b>
<b>ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ</b> .....	<b>8</b>
Правила техники безопасности.....	8
Оказание первой помощи.....	9
<b>ПОРЯДОК ОФОРМЛЕНИЯ РАБОТ</b> .....	<b>10</b>
<b>КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ</b> .....	<b>10</b>
<b>Лабораторная работа №1. РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ</b> .....	<b>15</b>
1. Введение.....	15
2. Теоретическая часть.....	15
3. Порядок выполнения работы.....	17
3.1. Опыт 1. Сравнение химической активности кислот.....	17
3.2. Опыт 2. Реакции, идущие с образованием осадка.....	18
3.3. Опыт 3. Реакции, идущие с образованием слабого электролита.....	18
3.4. Опыт 4. Реакции, идущие с образованием газа.....	18
3.5. Опыт 5. Амфотерные электролиты.....	18
4. Контрольные вопросы.....	19
<b>Лабораторная работа №2. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ</b> .....	<b>19</b>
1. Введение.....	19
2. Теоретическая часть.....	20
3. Порядок выполнения работы.....	23
3.1. Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.....	23
3.2. Опыт 2. Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора.....	23
3.3. Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры.....	24
3.4. Опыт 4. Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом.....	24
4. Контрольные вопросы.....	24
<b>Лабораторная работа №3. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ</b> .....	<b>25</b>
1. Введение.....	25
2. Теоретическая часть.....	25
3. Порядок выполнения работы.....	28
3.1. Опыт 1. Влияние среды на окислительно-восстановительные реакции.....	28
3.2. Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитрита калия.....	28
3.3. Опыт 3. Реакция диспропорционирования.....	29
3.4. Опыт 4. Внутримолекулярная реакция.....	29
4. Контрольные вопросы.....	29
<b>Лабораторная работа №4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ</b> .....	<b>30</b>
1. Введение.....	30
2. Теоретическая часть.....	30

3. Порядок выполнения работы.....	32
3.1. Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой.....	32
3.2. Опыт 2. Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы.....	32
3.3. Опыт 3. Действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы.....	33
3.4. Опыт 4. Действие щелочи на металлы.....	33
4. Контрольные вопросы.....	33
<b>Лабораторная работа №5. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.....</b>	<b>34</b>
1. Введение.....	34
2. Теоретическая часть.....	34
3. Порядок выполнения работы.....	36
3.1. Опыт 1. Влияние образования гальванической пары на процесс растворения металла в кислоте.....	36
3.2. Опыт 2. Роль защитной пленки в ослаблении коррозии.....	37
3.3. Опыт 3. Защитные свойства металлических покрытий.....	37
4. Контрольные вопросы.....	38
<b>Лабораторная работа №6. рН В КАЧЕСТВЕ КРИТЕРИЯ ОЦЕНКИ КАЧЕСТВА РАСТВОРОВ ПРИРОДНОГО И ТЕХНОГЕННОГО ПРОИСХОЖДЕНИЯ.....</b>	<b>38</b>
1. Введение.....	38
2. Теоретическая часть.....	39
3. Порядок выполнения работы.....	40
3.1. Методика измерения рН с помощью рН-метра типа ИПЛ–101... ..	40
3.2. Методика измерения рН, основанная на использовании универсальной индикаторной бумаги (рН 0 – 12).....	41
4. Контрольные вопросы.....	42
<b>Лабораторная работа №7. ИТОГОВАЯ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА: ОПЫТЫ С МАТЕРИАЛАМИ ПРИРОДНОГО И ТЕХНОГЕННОГО ПРОИСХОЖДЕНИЯ.....</b>	<b>43</b>
1. Введение.....	43
2. Теоретическая часть и порядок выполнения работы.....	43
2.1. Опыт 1. Дым без огня – 1.....	43
2.2. Опыт 2. Дым без огня – 2.....	44
2.3. Опыт 3. Дым без огня – 3.....	45
2.4. Опыт 4. Силикатный сад.....	45
2.5. Опыт 5. Силикатные медузы – 1.....	46
2.6. Опыт 6. Силикатные медузы – 2.....	47
2.7. Опыт 7. Синие растворы.....	47
2.8. Опыт 8. Было желтым, стало оранжевым.....	48
2.9. Опыт 9. Опыты с хлорофиллом.....	48
2.9.1. Получение экстракта хлорофиллов.....	48
2.9.2. Действие кислот и щелочей на хлорофилл.....	49
2.9.3. Получение хлорофиллоподобных производных цинка и меди (II).....	49
3. Контрольные вопросы.....	50
<b>Лабораторная работа №8. ОЦЕНКА УРОВНЯ ЗАГРЯЗНЕНИЯ</b>	

<b>АТМОСФЕРНОГО ВОЗДУХА ОБЪЕКТАМИ ТЕХНОСФЕРЫ.....</b>	<b>50</b>
1. Введение.....	50
2. Теоретическая часть и порядок выполнения работы.....	50
2.1. Ход работы.....	52
3. Контрольные вопросы.....	54
<b>Лабораторная работа №9. ИЗМЕРЕНИЕ ПОВЕРХНОСТНОГО НАТЯЖЕНИЯ РАСТВОРЕННОГО ПАВ В ВОДНЫХ ОБЪЕКТАХ.....</b>	<b>55</b>
1. Введение.....	55
2. Теоретическая часть и порядок выполнения работы.....	55
2.1. Порядок выполнения лабораторной работы.....	59
3. Контрольные вопросы.....	61
<b>Лабораторная работа №10. ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ СИСТЕМ. ДИАЛИЗ. КОАГУЛЯЦИЯ.....</b>	<b>62</b>
1. Получение дисперсных систем.....	62
1.1. Оборудование и материалы.....	62
1.2. Порядок выполнения лабораторной работы.....	62
1.2.1. Физическая конденсация (метод замены растворителя).....	62
1.2.2. Химическая конденсация.....	63
1.2.3. Методы диспергирования (пептизация).....	63
1.2.4. Значение концентрации реагирующих веществ для получения коллоидных растворов.....	64
1.2.5. Получение гидрофильных зелей. Золь крахмала.....	65
2. Диализ.....	65
3. Определение знака заряда коллоидной частицы.....	65
3.1. Капиллярный анализ.....	65
4. Коагуляция.....	66
5. Сравнение устойчивости гидрофильных и гидрофобных зелей к действию электролитов.....	67
6. Контрольные вопросы.....	67
<b>Лабораторная работа №11. РАСЧЕТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ ПОЧВ ПРИ ВНЕСЕНИИ УДОБРЕНИЙ.....</b>	<b>67</b>
1. Порядок выполнения работы .....	67
1.1. Материалы и оборудование.....	68
1.2. Применение гербицидов.....	68
1.3. Применение удобрений.....	71
1.4. Применение биопрепаратов.....	77
2. Примерный перечень задач.....	80
3. Контрольные вопросы.....	81
<b>СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....</b>	<b>82</b>
<b>Приложение А. Пример оформления титульного листа.....</b>	<b>83</b>

## ВВЕДЕНИЕ

Последние десятилетия убедили нас в том, что вторжение человека в природу – прямое или косвенное – наносит ей не только непосредственный ущерб, но и вызывает ряд новых процессов, влияющих тем либо иным образом на всю окружающую среду. Это относится к большому количеству химических реакций, протекающих в атмосфере, гидросфере и литосфере и вызванных продуктами антропогенной деятельности. Некоторые из этих процессов характеризуются образованием токсичных продуктов, но в ряде случаев, напротив, происходит распад или обезвреживание загрязняющих природу веществ.

Известно, что на ход химических превращений, приводящих к образованию вредных для окружающей среды веществ, оказывают влияние климатические условия, состояние почвы, уровень развития производства, рельеф местности, уровень и длительность солнечной активности и т.п. Это еще раз убеждает в том, что такая сложная проблема, как физическая химия процессов взаимодействия продуктов антропогенной деятельности и естественных источников с окружающей средой, не может рассматриваться односторонне и при ее изучении необходим многоплановый подход. Он поможет ответить на вопрос – может ли вмешательство человека в дела природы создать такие условия, что не сработает механизм естественного саморегулирования и обновления и в какой степени наблюдаемые изменения внешней среды вызваны антропогенной деятельностью.

Дать ответ на поставленный вопрос можно посредством сопоставления результатов изменения окружающей среды, вызванных, с одной стороны, антропогенной деятельностью, а с другой – естественными причинами. Наиболее наглядно это прослеживается при использовании количественной оценки, учете фактора времени и токсичности продуктов, образующихся при различных видах деятельности человека.

Любой вид человеческой деятельности сопровождается образованием различного вида продуктов и сопутствующих им отходов, зачастую опасных для человека и всего живого. Появление и накопление различных токсичных загрязнений в окружающей среде может определяться как природными элементами и соединениями, так и образованием новых веществ, опасных для биосферы.

Дисциплина «Физико-химические основы экологии» предназначена для формирования у специалистов соответствующих профессиональных компетенций. Эти компетенции позволяют специалистам ориентироваться в довольно сложных физико-химических процессах миграции и трансформации естественных и антропогенных поллютантов в различных компонентах биосферы и техносферы.

Пособие ставит своей целью быть максимально полезным и доступным для студентов ТУСУРа. Оно содержит 11 лабораторных работ по дисциплине «Физико-химические основы экологии». К каждой лабораторной работе дано теоретическое введение, в котором кратко обоснованы основные понятия и закономерности, связанные с работой.

Выполнение лабораторных работ имеет большое значение для усвоения теоретического курса «Физико-химические основы экологии» и получения необходимых практических навыков.

## **ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ**

Для успешного выполнения лабораторных работ каждый работающий в лаборатории обязан содержать свое место в чистоте и порядке; работать в лаборатории можно только в халатах. В лаборатории запрещается снимать и развешивать верхнюю одежду, громко разговаривать. Звуковые сигналы сотовых телефонов во время занятий должны быть отключены. Приступая к работе, необходимо ознакомиться с устройством приборов и аппаратов, их принципом действия, используя для этого методическое пособие, учебник и конспект лекций, знать свойства применяемых веществ и методы безопасной работы с ними. Можно пользоваться только реактивами, имеющими этикетки и стоящими на полке рабочего стола. Если реактива нет, необходимо обратиться к лаборанту. Излишек взятого реактива не возвращать в посуду, из которой он был взят, а перенести в специальную емкость. По окончании работы следует убрать свое рабочее место, выключить приборы, которые Вы использовали, сдать рабочее место лаборанту.

### **Правила техники безопасности**

1. Запрещается пробовать на вкус химические вещества.
2. Щелочи, кислоты и другие ядовитые вещества необходимо набирать в пипетку только при помощи резиновой груши или шприца во избежание химических ожогов полости рта или отравления.
3. При взвешивании сыпучих веществ применять тарированные часовые стекла; химические вещества нельзя оставлять на весах.
4. При взбалтывании растворов в колбах или пробирках необходимо закрывать их пробкой.
5. При нагревании жидкостей пробирку следует держать отверстием в сторону от себя и соседей по работе.
6. Во избежание ожогов от брызг и выбросов не наклоняться над сосудом, в котором кипит или налита какая-либо жидкость.
7. При переносе сосудов с горячими жидкостями держать их обеими руками: одной поддерживать дно, другой - верхнюю часть; руки от ожога предохранять полотенцем, которым обертывают сосуд.
8. При работе с горячими и легковоспламеняющимися веществами (эфир, спирты, бензин и т.д.) нельзя нагревать их на открытом огне или сетке.
9. При определении запаха вещества не следует делать глубокого вдоха, а лишь движением руки направлять к себе воздух.
10. Концентрированию серную кислоту следует приливать в воду тонкой струей при непрерывном перемешивании.
11. Химические стаканы, колбы из обычного стекла нельзя нагревать на голом огне без асбестовой сетки. Категорически запрещается использовать



посуду, имеющую трещины или отбитые края.

12. Использованную химическую посуду и приборы, содержащие кислоты, щелочи и другие едкие вещества, нужно освобождать от остатков и тщательно мыть. Прежде чем слить в раковину, едкие вещества надо нейтрализовать.

13. При мытье химической посуды запрещается работать с хромовой смесью без резиновых перчаток и защитных очков, а также прорезиненного фартука.

14. Нельзя оставлять без присмотра работающие установки, включенные электронагревательные приборы, газовые горелки.

15. При обнаружении дефектов в приборах немедленно сообщать преподавателю, учащимся запрещается устранять неисправности.

16. Если разбит ртутный термометр или электрод, содержащий ртуть (о случившемся немедленно сообщить лаборанту), следует капли ртути собрать амальгамированными пластинками из белой жести или меди. После удаления капель ртути необходимо залить место ее разлива 20 %-ным раствором  $\text{FeCl}_3$ .

17. Во избежание отравлений категорически запрещается принимать пищу в химических лабораториях.

18. Органические вещества, использованные в работе, нельзя выливать в канализацию. Их сливают в специальную емкость, имеющуюся в лаборатории.

19. Категорически запрещается выносить реактивы за пределы лаборатории.

### **Оказание первой помощи**

1. При термических ожогах осторожно обнажить обожженный участок и закрыть сухой асептической повязкой. Обожженный участок нельзя как-либо очищать и мочить водой, этиловым спиртом,  $\text{H}_2\text{O}_2$  или смазывать мазью.

2. При химических ожогах промыть обожженное место большим количеством проточной воды (10 – 15 мин), в случае кислых реагентов – раствором бикарбоната натрия (2 %-ным), а в случае щелочных – разбавленным раствором борной или уксусной кислот.

3. При порезах стеклом: а) промыть рану можно только в случае попадания в нее едких или ядовитых веществ, в остальных случаях, даже, если в рану попал песок, ржавчина и т. п., промывать ее водой нельзя; б) нельзя смазывать рану мазями; перед наложением повязки смазать настойкой иода участок вокруг раны; в) удалять из раны мелкие осколки стекла может только врач.

4. При отравлении химическими веществами немедленно вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи – если яд попал внутрь – вызвать рвоту, дать противоядие.

В лаборатории должен быть список веществ, вызывающих отравления, и применяемые противоядия.

В лаборатории должна быть аптечка с набором медикаментов.

## ПОРЯДОК ОФОРМЛЕНИЯ РАБОТ

В процессе выполнения лабораторной работы студент должен наблюдать за ходом эксперимента, отмечая все его особенности: изменение цвета, тепловые эффекты, выделение газа и т.д. Результаты наблюдений записывают в лабораторный журнал, придерживаясь определенной последовательности:

- название лабораторной работы, дата выполнения;
- цель работы;
- краткая теория вопроса;
- результаты эксперимента;
- выводы по результатам работы.

Записи в лабораторном журнале производят чернилами.

Отчет оформляется в соответствии с требованиями ГОСТ ОС ТУСУР 6.1-97\*. Пример оформления титульного листа приводится в приложении А.

Для оформления Отчета также необходимо ознакомиться со следующими стандартами:

ГОСТ 7.12-93 ССИБИД. Сокращение русских слов и словосочетаний в библиографическом описании произведений печати.

ГОСТ 7.32-91 ССИБИД. Отчет о научно-исследовательской работе. Структура и правила оформления.

ГОСТ 2.105-95 ЕСКД. Общие требования к текстовым документам.

### КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Полный парк лабораторных работ на кафедре содержит более 10 работ, ко всем имеются методические указания. Руководства к выполнению лабораторных работ, разработанные на кафедре, приведены в данном учебном издании. Ниже в виде примера дана краткая характеристика типичных работ, выполняемых студентами.

№№ и названия разделов и тем	Цель и содержание лабораторной работы	Результаты лабораторной работы
<b>Лабораторная работа № 1. Реакции в растворах электролитов.</b>		
<i>Раздел 3. «Физико-химические свойства гидросферы. Трансформация загрязнителей в ней».</i>  Тема: Главные ионы, растворенные газы, газовая фаза, твердые частицы,	Изучение основных классов неорганических веществ с точки зрения теории электролитической диссоциации.	Ознакомление с основными процессами трансформации загрязнителей в гидросфере. Получение и закрепление навыков составления химических реакций, написание их в полной молекулярной и сокращенной ионной формах.

биогенные вещества, микроэлементы в воде.		
<u>Лабораторная работа № 2. Гидролиз солей.</u>		
<p><i>Раздел 3. «Физико-химические свойства гидросферы. Трансформация загрязнителей ней».</i></p> <p>Тема: Гидролиз солей и органических соединений в природных водоемах.</p>	Изучение процесса гидролиза солей.	<p>Ознакомление с основными процессами трансформации загрязнителей в гидросфере. Получение и закрепление навыков составления химических реакций, написание их в полной молекулярной и сокращенной ионной формах.</p>
<u>Лабораторная работа № 3. Окислительно-восстановительные реакции.</u>		
<p><i>Раздел 3. «Физико-химические свойства гидросферы. Трансформация загрязнителей ней».</i></p> <p>Тема: Процессы окисления и восстановления в природных водоемах.</p>	Изучить окислительно-восстановительные реакции.	<p>Ознакомление с основными процессами трансформации загрязнителей в гидросфере. Получение и закрепление навыков составления уравнений ОВР.</p>
<u>Лабораторная работа № 4. Химические свойства металлов.</u>		
<p><i>Раздел I. «Введение. Биосфера и ее составляющие».</i></p> <p>Тема: Понятие о поведении загрязнителей как о сложных процессах взаимодействия его с компонентами среды.</p>	Изучить металлы как важнейший класс неорганических соединений, а также их химические свойства.	<p>Рассмотрение основных процессов поведения твердых загрязняющих частиц – металлов – с компонентами среды.</p>

Лабораторная работа № 5. Коррозия металлов.

<p><i>Раздел 2. «Физика и химия атмосферы и ее загрязнителей».</i></p> <p>Тема: Воздействие оксидов серы, оксидов азота, озона, аэрозолей и других загрязняющих веществ на строительные и конструкционные материалы, памятники культуры.</p>	<p>Изучить процессы коррозии металлов.</p>	<p>Рассмотрение возможных реакций взаимодействия загрязняющих веществ атмосферы на металлические материалы. Получение и закрепление навыков составления электрохимических реакций.</p>
--	--	--

Лабораторная работа № 6. pH в качестве критерия оценки качества растворов природного и техногенного происхождения.

<p><i>Раздел 3. «Физико-химические свойства гидросферы. Трансформация загрязнителей в ней».</i></p> <p>Тема: Кислотность вод в объектах гидросферы.</p>	<p>Экспериментальное исследование pH растворов природного и техногенного происхождения. Освоение метода pH-метрии.</p>	<p>Оценка, изучение, анализ качества состояния окружающей среды города Томска и Томской области, а также водных проб бытового назначения.</p>
---	--	---

Лабораторная работа № 7. Опыты с материалами природного и техногенного происхождения.

<p><i>Раздел 5. «Миграция загрязнителей атмосферы, гидросферы и литосферы. Биотический перенос загрязнителей».</i></p> <p>Тема: Рассеивание и миграция примесей в</p>	<p>Изучение и исследование свойств различных материалов природного и техногенного происхождения.</p>	<p>Рассмотрение вопросов в области защиты окружающей среды, в частности, в процессах миграции и трансформации естественных и антропогенных поллютантов в различных компонентах биосферы и техносферы.</p>
---	--	---

атмосфере, гидросфере почве.	и		
<u>Лабораторная работа № 8. Оценка уровня загрязнения атмосферного воздуха объектами техносферы.</u>			
<i>Раздел 2. «Физика и химия атмосферы и ее загрязнителей».</i>		Провести оценку уровня загрязнения атмосферного воздуха отработанными газами автотранспорта на автомобильной развязке и прилегающих территориях в районах г. Томска (по концентрации СО).	Оценка уровня загрязнения атмосферного воздуха по концентрации СО на автомобильной развязке и прилегающих территориях в районах г. Томска.
Тема: Общие сведения о состоянии воздушной среды.	о		
<u>Лабораторная работа № 9. Измерение поверхностного натяжения растворенного ПАВ в водных объектах.</u>			
<i>Раздел 3. «Физико-химические свойства гидросферы. Трансформация загрязнителей в ней».</i>		Определить поверхностное натяжение растворов ПАВ.	Измерение поверхностного натяжения. Определение зависимости поверхностного натяжения жидкостей от температуры, природы и концентрации растворенного вещества.
Тема: Поверхностно-активные вещества в водоемах.	в		
<u>Лабораторная работа № 10. Получение коллоидных систем. Диализ. Коагуляция.</u>			
<i>Раздел 3. «Физико-химические свойства гидросферы. Трансформация загрязнителей в ней».</i>		Освоить методики получения золь. Написать формулы мицелл полученных золь.	Знакомство с методом пептизации, диспергирования и конденсации. Составление уравнений получения различных типов мицелл в природных водах.
Тема: Загрязнители вод.	в		
<u>Лабораторная работа № 11. Расчет загрязнения почв при внесении удобрений.</u>			
<i>Раздел 4. «Физико-химические процессы в литосфере».</i>		Изучить гербициды, удобрения и биопрепараты условия их	Освоить новую терминологию, приобрести практические знания и навыки по перечню гербицидов, удобрений и

<i>Загрязнения почв».</i> Тема: Минеральные удобрения и соли.	применения.	биопрепаратов, разрешенных на территории РФ.
--	-------------	--

# Лабораторная работа №1

## РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: изучение основных классов неорганических веществ с точки зрения теории электролитической диссоциации. Получение и закрепление навыков составления химических реакций, написание их в полной молекулярной и сокращенной ионной формах.

### 1. Введение

Электролитическая диссоциация – одно из важных явлений, наблюдаемых при растворении различного рода веществ; заключается в полном или частичном распаде растворенного вещества на ионы. Растворы электролитов – сложные системы, свойства которых зависят от характера взаимодействия между собой ионов и молекул растворителя, а также от характера взаимодействия ионов с молекулами растворителя.

### 2. Теоретическая часть

*Вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами. Распад молекул вещества на ионы называется электролитической диссоциацией.* К электролитам относятся кислоты, основания, соли.

Кислоты – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием ионов водорода:

$$\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$$

Основания – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов:

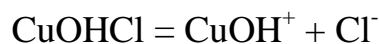
$$\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

Существуют электролиты, которые могут диссоциировать как кислоты и как основания, например:



Такие электролиты называются амфотерными. К ним относятся  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  и многие другие.

Соли – электролиты, которые при растворении в воде диссоциируют, отщепляя положительные ионы, отличные от ионов водорода, и отрицательные ионы, отличные от гидроксид-ионов:

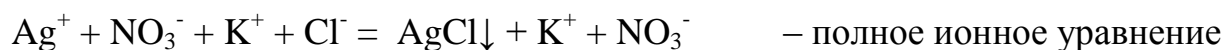


Все электролиты делят на сильные и слабые. Сильные электролиты полностью диссоциируют на ионы. Сильными электролитами являются почти все соли, основания щелочных и щелочноземельных металлов, кислоты, например  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ .

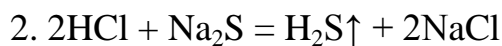
Слабые электролиты в растворах диссоциируют лишь частично. К слабым электролитам относят большинство органических кислот, например уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Из важнейших неорганических соединений к ним принадлежат  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

Реакции в растворах электролитов протекают между ионами и идут практически необратимо, если в результате реакции образуются осадки, газы, слабые электролиты. Обычно такие реакции изображаются при помощи ионных уравнений. В ионных уравнениях осадки, газы, слабые электролиты пишутся в виде молекул. Хорошо растворимые сильные электролиты пишутся в виде ионов.

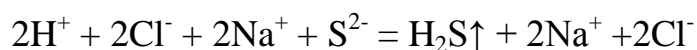
Рассмотрим типичные варианты реакций в растворах электролитов.



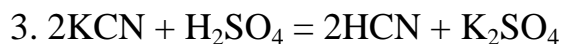
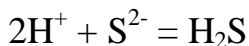
Сокращенное ионное уравнение выражает сущность протекающей реакции.



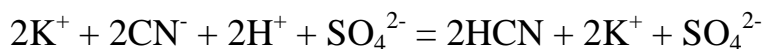
газ



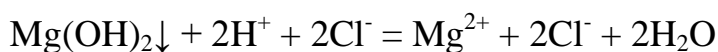




слабый электролит



Нередко встречаются процессы, в уравнениях которых с одной стороны равенства имеется малорастворимое соединение, а с другой – слабый электролит. Так, равновесие в системе:



смещено вправо, поскольку ионы  $\text{OH}^-$  связываются в малодиссоциированные молекулы воды полнее, чем в гидроксиде магния.

### 3. Порядок выполнения работы

#### 3.1. Опыт 1. Сравнение химической активности кислот

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; две пробирки на 10 мл; раствор уксусной кислоты (0,5 моль/л); раствор соляной кислоты (0,5 моль/л); кусочки мрамора.

Ход работы: В одну пробирку налейте 1-2 мл раствора уксусной кислоты, в другую – столько же раствора соляной кислоты. Возьмите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и бросьте по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет более энергично? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше? Сделайте вывод об относительной силе исследованных кислот.

### **3.2. Опыт 2. Реакции, идущие с образованием осадка**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; три пробирки на 10 мл; раствор хлорида железа (III) (0,2 моль/л); раствор сульфата магния (0,2 моль/л); раствор сульфата меди (0,2 моль/л); раствор щелочи (0,1 моль/л).

Ход работы: Налейте в три пробирки по 1-2 мл хлорида железа (III), сульфата магния, сульфата меди и прибавьте в каждую по такому же количеству щелочи. Наблюдайте образование осадков, отметьте цвет. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Осадки сохраните до следующего опыта.

### **3.3. Опыт 3. Реакции, идущие с образованием слабого электролита**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; три пробирки на 10 мл; раствор соляной кислоты (0,5 моль/л).

Ход работы: К полученным в предыдущем опыте осадкам гидроксидов железа, магния и меди прилейте раствор соляной кислоты до полного их растворения. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Объясните растворение осадков.

### **3.4. Опыт 4. Реакции, идущие с образованием газа**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; одна пробирка на 10 мл; раствор карбоната натрия (0,2 моль/л); раствор соляной кислоты (0,5 моль/л).

Ход работы: Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора карбоната натрия, прилейте в нее раствор соляной кислоты. Наблюдайте выделение газа. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции.

### **3.5. Опыт 5. Амфотерные электролиты**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; четыре пробирки на 10 мл; раствор хлорида цинка (0,2 моль/л); раствор сульфата хрома (III) (0,2 моль/л); раствор щелочи (0,1 моль/л); раствор соляной кислоты (0,5 моль/л).

Ход работы: К 2 – 3 мл растворов солей хлорида цинка и сульфата хрома (III) добавьте разбавленный раствор щелочи до выпадения осадков гидроксидов. В каждом случае осадки разделите на две пробирки. В одну из пробирок прилейте

раствор соляной кислоты, а в другую – раствор щелочи до растворения осадков. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций для всех химических процессов. Запишите уравнения диссоциации полученных гидроксидов по типу кислот и по типу оснований.

#### **4. Контрольные вопросы**

1. Какие вещества называют электролитами? Приведите примеры электролитов.
2. Что такое электролитическая диссоциация?
3. Дайте определения кислот, оснований, солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.
4. Какие частицы образуются в результате электролитической диссоциации?
5. Что такое сильные и слабые электролиты?
6. Дайте характеристику слабым и сильным электролитам на конкретных примерах.

### **Лабораторная работа №2**

#### **ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

Цель работы: изучение процесса гидролиза солей. Получение и закрепление навыков составления химических реакций, написание их в полной молекулярной и сокращенной ионной формах.

#### **1. Введение**

Гидролиз – это обменная реакция между веществом и водой, при которой образуются кислоты и основания. Гидролиз солей, как правило, – обратимая реакция, которая характеризуется отношением концентрации гидролизованных молекул к общей концентрации данной соли в растворе (степенью гидролиза). Если при гидролизе соли образуется нерастворимое или легколетучее вещество, реакция идет до практически полного разложения исходного вещества. Благодаря гидролизу солей возможно существование буферных растворов.

## 2. Теоретическая часть

**Гидролизом солей** называется *обменное взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит образованию слабого электролита и сопровождается изменением рН среды.*

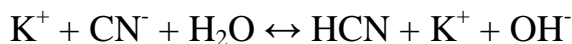
Суть гидролиза заключается в следующем. При внесении в воду солей, в состав которых входят ионы слабых кислот или слабых оснований, эти ионы связываются с ионами  $H^+$  или  $OH^-$  из воды с образованием слабого электролита, в результате чего нарушается равновесие электролитической диссоциации воды  $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ . В растворе накапливаются ионы  $H^+$  или  $OH^-$ , сообщая полученному раствору кислую или щелочную реакцию. Следовательно, гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят катионы слабого основания или анионы слабой кислоты или те и другие одновременно. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой ( $KCl$ ,  $LiNO_3$ ,  $Na_2SO_4$  и т.п.) гидролизу не подвергаются. В этом случае ни катион, ни анион соли не будут связывать ионы воды в малодиссоциированные продукты, поэтому равновесие диссоциации воды не нарушается. Реакция среды в растворах таких солей нейтральная ( $pH = 7$ ).

Можно выделить три типа гидролиза:

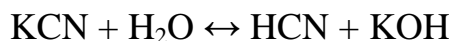
1. Гидролиз по аниону происходит в растворах солей, состоящих из анионов слабых кислот и катионов сильных оснований ( $KCN$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $Cs_3PO_4$  и т.п.) В качестве примера рассмотрим гидролиз цианида калия  $KCN$ . Эта соль образована сильным основанием  $KOH$  и слабой кислотой  $HCN$ . При растворении в воде  $KCN$  полностью диссоциирует на ионы  $K^+$  и  $CN^-$ . Катионы  $K^+$  не могут связывать ионы  $OH^-$  воды, так как  $KOH$  – сильный электролит. Анионы же  $CN^-$  связывают ионы  $H^+$  воды, в результате чего в растворе появляются молекулы слабой кислоты  $HCN$  и гидроксид-ионы  $OH^-$ . Сокращенное ионное уравнение реакции гидролиза имеет вид



Для написания уравнения реакции в полной ионной форме прибавим к левой и правой частям уравнения ионы, не претерпевающие в результате гидролиза никаких изменений. В рассматриваемом примере – это катионы калия.

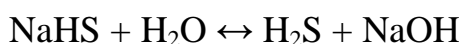
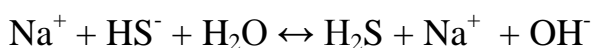
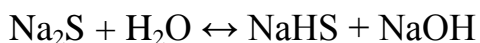


Молекулярное уравнение легко получить из полной ионной формы, соединяя ионы в молекулы с учетом знаков заряда



Далее при рассмотрении реакций гидролиза сохранен этот порядок записи уравнений: сокращенное ионное уравнение; полное ионное уравнение; молекулярное уравнение.

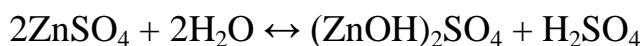
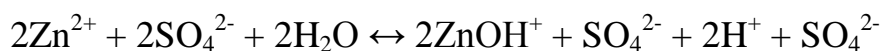
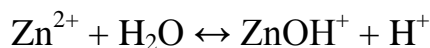
Если соль образована сильным основанием и многоосновной слабой кислотой, то гидролиз протекает ступенчато. Например, гидролиз  $\text{Na}_2\text{S}$  ( $\text{NaOH}$  – сильное основание,  $\text{H}_2\text{S}$  – слабая двухосновная кислота) протекает в две ступени:



При комнатной температуре гидролиз проходит только по первой ступени, поскольку  $\text{HS}^-$  (продукт первой ступени) более слабый электролит, чем  $\text{H}_2\text{S}$  (продукт второй ступени).

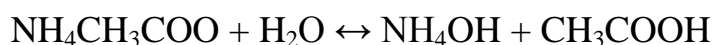
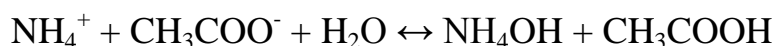
При гидролизе солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, в растворе создается избыток гидроксид-ионов, и реакция раствора будет щелочной ( $\text{pH} > 7$ ).

2. Гидролиз по катиону происходит в растворах солей, состоящих из катионов слабых оснований и анионов сильных кислот ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$  и т.п.). Рассмотрим гидролиз  $\text{ZnSO}_4$  – соли слабого двухкислотного основания  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и сильной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В этом случае катион  $\text{Zn}^{2+}$  связывает гидроксид-ионы воды, образуя катионы основной соли  $(\text{ZnOH})^+$ . Образование молекулы  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  не происходит, так как ионы  $(\text{ZnOH})^+$  диссоциируют намного труднее, чем молекулы  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  с ионами  $\text{H}^+$  слабого электролита не образуют. Таким образом, соль гидролизуется по катиону:



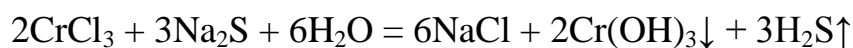
В результате гидролиза такой соли в растворе образуется избыток ионов  $\text{H}^+$ , т.е.  $\text{pH} < 7$ .

3. Гидролиз по аниону и катиону одновременно происходит в растворах солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами ( $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  и т.п.). В этом случае с водой взаимодействует как катион слабого основания, так и анион слабой кислоты, например



Гидролиз идет по катиону и аниону, среда близка к нейтральной.  $\text{pH} \sim 7$ .

Как правило, гидролиз – обратимый процесс: протеканию реакции до конца препятствует обратная реакция нейтрализации. Практически необратимо гидролизуются только те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений. Необратимо гидролизующиеся соли невозможно получить в результате реакции обмена в водных растворах. Например, вместо ожидаемого  $\text{Cr}_2\text{S}_3$  при смешивании растворов  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  образуется осадок  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и выделяется газообразный  $\text{H}_2\text{S}$ .



На равновесие гидролиза влияют температура и концентрация. Смещение равновесия гидролиза происходит в соответствии с принципом Ле Шателье.

Гидролиз – это реакция, обратная нейтрализации, а нейтрализация – экзотермический процесс, следовательно, гидролиз – эндотермический. Поэтому увеличение температуры усиливает гидролиз (то есть смещает равновесие вправо). При постоянной температуре равновесие гидролиза можно сместить вправо (усилить гидролиз), разбавляя раствор водой и удаляя продукты гидролиза. Гидролиз подавляется (равновесие смещается влево), если увеличить концентрацию продуктов гидролиза.

### 3. Порядок выполнения работы

#### 3.1. Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

Посуда и реактивы: универсальная индикаторная бумага; шесть пипеток; раствор хлорида натрия (0,2 моль/л); раствор сульфата меди (0,2 моль/л); раствор нитрата свинца (0,2 моль/л); раствор карбоната натрия (0,2 моль/л); раствор ацетата калия (0,2 моль/л); раствор ацетата аммония (0,2 моль/л).

Ход работы: На полоски универсальной индикаторной бумаги нанесите по капле раствора хлорида натрия, сульфата меди, нитрата свинца, карбоната натрия, ацетата калия и ацетата аммония. По изменению окраски индикатора сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Напишите сокращенные, полные ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей и укажите тип гидролиза каждой соли (по катиону или аниону). В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнения реакций только для первой ступени.

Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой; слабым основанием и сильной кислотой; слабым основанием и слабой кислотой; сильным основанием и сильной кислотой.

#### 3.2. Опыт 2. Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; одна пробирка на 10 мл; пипетка; раствор нитрата висмута (0,2 моль/л); дистиллированная вода; концентрированная азотная кислота.

Ход работы: Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора нитрата висмута и постепенно разбавляйте водой до выпадения осадка. Напишите уравнения реакции гидролиза нитрата висмута по первой и второй ступени.

Прибавьте в пробирку с осадком несколько капель концентрированной азотной кислоты. Что происходит с осадком? Дайте объяснения исходя из принципа Ле Шателье.

### **3.3. Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; две пробирки на 10 мл; раствор ацетата натрия (0,2 моль/л); спиртовой раствор фенолфталеина; горелка.

Ход работы: В пробирку налейте 5-6 мл раствора ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и 1 – 2 капли фенолфталеина. Содержимое пробирки разделите на 2 части, одну из них оставьте для сравнения, другую – нагрейте до кипения. Сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Дайте пробирке охладиться и снова сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Опишите и поясните свои наблюдения.

Составьте уравнения реакции гидролиза соли. Сделайте вывод о реакции среды и о влиянии температуры на гидролитическое равновесие.

### **3.4. Опыт 4. Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; две пробирки; раствор сульфата меди (0,2 моль/л); раствор хлорида железа (III) (0,2 моль/л); раствор карбоната натрия (0,2 моль/л).

Ход работы: В одну пробирку налейте 2 – 3 мл раствора сульфата меди, в другую – столько же хлорида железа (III). Затем в каждую пробирку добавьте по 2 – 3 мл раствора карбоната натрия. Отметьте выделение углекислого газа в обеих пробирках и выпадение осадков. В первой пробирке в осадок выпадает гидрокарбонат меди (II), во второй – гидроксид железа (III). Напишите уравнение реакций гидролиза, добавив в левые части уравнений  $\text{H}_2\text{O}$ . Почему не получились карбонаты меди и железа?

## **4. Контрольные вопросы**

1. Дайте определение понятию «гидролиз»?
2. В чем сущность гидролиза? Укажите типы гидролиза.
3. Расскажите про гидролиз по катиону.
4. Расскажите про гидролиз по аниону.
5. Расскажите про гидролиз по катиону и по аниону.



## Лабораторная работа №3

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: изучить окислительно-восстановительные реакции. Получение и закрепление навыков составления уравнений ОВР.

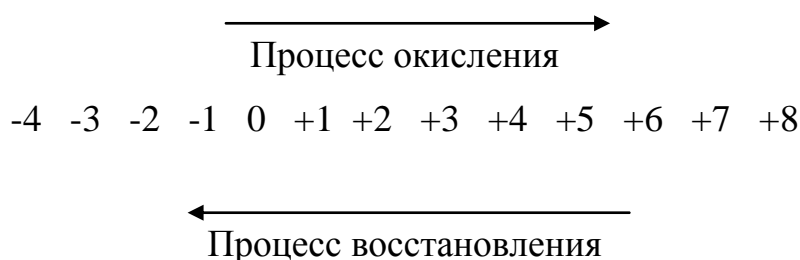
#### 1. Введение

Реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов, называются окислительно-восстановительными. Окислительно-восстановительные реакции имеют очень большое значение в биологических системах. Фотосинтез, дыхание, пищеварение – все это цепи ОВР. В технике значение окислительно-восстановительных реакций также очень велико. Так, например, вся металлургическая промышленность основана на окислительно-восстановительных процессах, в ходе которых металлы выделяются из природных соединений.

#### 2. Теоретическая часть

**Окислительно-восстановительными реакциями** называются *реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов*. Под степенью окисления понимают заряд атома элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит из ионов.

**Окисление** – *процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления*. **Восстановление** – *процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления*.



Окисление и восстановление – взаимосвязанные процессы, протекающие одновременно.

**Окислителями** называются *вещества (атомы, ионы или молекулы), которые в процессе реакции присоединяют электроны, восстановителями – вещества, отдающие электроны*. Окислителями могут быть атомы галогенов и кислород, положительно заряженные ионы металлов ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ), сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла в высшей степени окисления ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NaBiO}_3$  и др.), атомы неметаллов в положительной степени окисления ( $\text{HNO}_3$ , концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{NaBrO}$  и др.).

Типичными восстановителями являются почти все металлы и многие неметаллы (углерод, водород) в свободном состоянии, отрицательно заряженные ионы неметаллов ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  и др.), положительно заряженные ионы металлов в низшей степени окисления ( $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^+$  и др.).

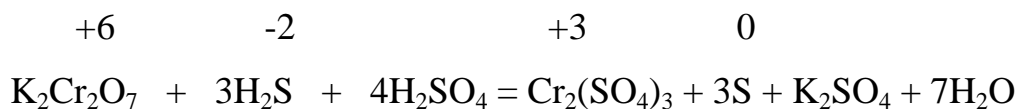
Соединения, содержащие элементы в максимальной и минимальной степенях окисления, могут быть соответственно или только окислителями ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{PbO}_2$ ), или только восстановителями ( $\text{KI}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ). Если же вещество содержит элемент в промежуточной степени окисления, то в зависимости от условий проведения реакции оно может быть и окислителем, и восстановителем. Например, нитрит калия  $\text{KNO}_2$ , содержащий азот в степени окисления +3, пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , содержащий кислород в степени окисления -1, в присутствии сильных окислителей проявляют восстановительные свойства, а при взаимодействии с активными восстановителями являются окислителями.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций рекомендуется придерживаться следующего порядка:

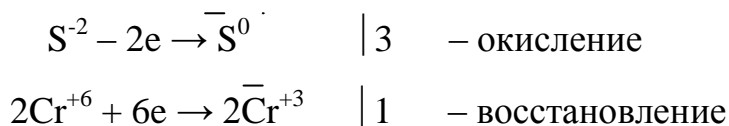
1. Написать формулы исходных веществ. Определить степень окисления элементов, которые могут ее изменить, найти окислитель и восстановитель. Написать продукты реакции.
2. Составить уравнения процессов окисления и восстановления. Подобрать множители (основные коэффициенты) так, чтобы число электронов,

отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции.



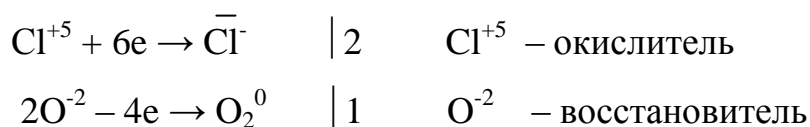
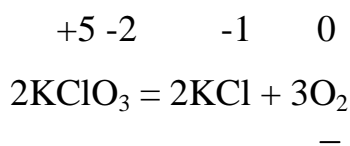
окислитель      восстановитель      среда



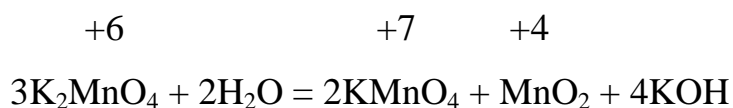
Характер многих окислительно-восстановительных реакций зависит от среды, в которой они протекают. Для создания кислой среды чаще всего используют разбавленную серную кислоту, для создания щелочной – растворы гидроксидов натрия или калия.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования.

**Межмолекулярные** окислительно-восстановительные реакции – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. Рассмотренная выше реакция относится к этому типу. К **внутримолекулярным** относятся реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одном и том же веществе.



В реакциях **диспропорционирования** (самоокисления – самовосстановления) молекулы одного и того же вещества реагируют друг с другом как окислитель и как восстановитель.





### 3. Порядок выполнения работы

Проделайте следующие опыты, напишите уравнения реакций. Укажите в каждой реакции окислитель, восстановитель, среду, процессы окисления и восстановления. Расставьте коэффициенты.

#### 3.1. Опыт 1. Влияние среды на окислительно-восстановительные реакции

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; три пробирки на 10 мл; три пипетки; раствор перманганата калия (0,2 моль/л); раствор серной кислоты (0,1 моль/л); дистиллированная вода; концентрированный раствор щелочи; раствор сульфита натрия (0,2 моль/л).

Ход работы: В три пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку прилейте 1 – 2 мл разбавленной серной кислоты, во вторую 1 – 2 мл воды, в третью – 1 – 2 мл концентрированного раствора щелочи.

В каждую пробирку добавьте по 2 – 3 мл свежеприготовленного раствора сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

Запишите наблюдения, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и объясните результаты опыта. Учтите, что фиолетовая окраска характерна для ионов  $\text{MnO}_4^-$ , бесцветная или слабо-розовая для ионов  $\text{Mn}^{2+}$ , зеленая – для ионов  $\text{MnO}_4^{2-}$ , бурый цвет имеет осадок  $\text{MnO}_2$ .

#### 3.2. Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитрита калия

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; две пробирки на 10 мл; раствор нитрата калия (0,2 моль/л); раствор серной кислоты (0,1 моль/л); раствор дихромата калия (0,2 моль/л); раствор иодида калия (0,2 моль/л).

Ход работы: В две пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора нитрита калия  $\text{KNO}_2$ . Добавьте в каждую из них по 1 – 2 мл разбавленной серной кислоты. Затем в одну из них прилейте раствор дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в другую – раствор

иодида калия KI. Что наблюдается? Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Объясните, какова функция  $KNO_2$  в проведенных реакциях.

### 3.3. Опыт 3. Реакция диспропорционирования

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; одна пробирка на 10 мл; лопатка; кристаллический иод; концентрированный раствор щелочи; горелка.

Ход работы: Поместите в пробирку 1 – 2 кристалла иода, 3 – 5 капель концентрированного раствора щелочи NaOH (или KOH) и нагрейте. Как меняется цвет раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что продуктом окисления иода в щелочной среде является иодат натрия  $NaIO_3$  (или  $KIO_3$ ).

### 3.4. Опыт 4. Внутримолекулярная реакция

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; одна пробирка на 10 мл; лопатка; кристаллический перманганат калия; горелка; дистиллированная вода.

Ход работы: В сухую пробирку поместите небольшое количество кристаллов перманганата калия  $KMnO_4$  и осторожно нагрейте. Во время нагревания поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучину. Что наблюдается? Нагревание продолжайте до прекращения выделения газа. Охладите пробирку и прилейте немного воды. Раствор слейте с осадка диоксида марганца ( $MnO_2$ ) и разбавьте водой. Какова окраска раствора? Составьте уравнения реакций.

## 4. Контрольные вопросы

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции?
2. Чем характеризуется процесс окисления?
3. Чем характеризуется процесс восстановления?
4. Дайте определение межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям.
5. Дайте определение внутримолекулярным окислительно-восстановительным реакциям.
6. Поясните, что такое реакция диспропорционирования.

## Лабораторная работа №4

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

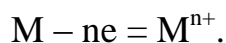
Цель работы: изучить металлы как важнейший класс неорганических соединений, а также их химические свойства.

### 1. Введение

Металлы – это простые вещества, обладающие высокими значениями электро- и теплопроводности, отрицательным температурным коэффициентом электропроводности, способностью хорошо отражать световые волны (что обуславливает их блеск и непрозрачность), пластичностью. Из 107 элементов периодической системы 83 – металлы. Многие эксплуатационные характеристики металлов зависят от их химических свойств и структуры, определяемые условиями получения и последующей обработки. Это создает возможность широко изменять свойства металлов и делает их важнейшими конструкционными, электротехническими, жаропрочными и другими материалами.

### 2. Теоретическая часть

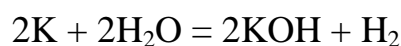
Металлы, имея низкие потенциалы ионизации, легко отдают валентные электроны и образуют положительно заряженные ионы:



Поэтому металлы в химических реакциях являются восстановителями и способны взаимодействовать с различными веществами – окислителями.

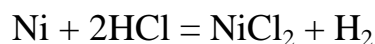
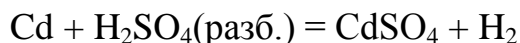
Рассмотрим некоторые типичные случаи такого взаимодействия.

1. Металлы высокой химической активности могут разлагать воду с вытеснением водорода при комнатных температурах:

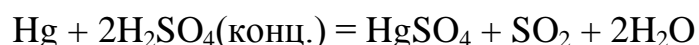


2. С кислотами металлы реагируют различно в зависимости от активности самого металла и окислительных свойств кислоты:

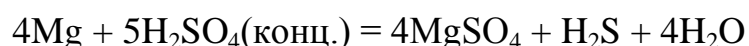
– В разбавленной серной кислоте и в растворах галогеноводородов окислителем является ион  $H^+$ , поэтому в них растворяются металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода:



– Концентрированная серная кислота является окислителем за счет иона  $SO_4^{2-}$  и может при нагревании окислять металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода. Продукты ее восстановления могут быть различными в зависимости от активности металла. При взаимодействии с малоактивными металлами кислота восстанавливается до  $SO_2$ .

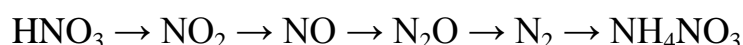


При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как  $SO_2$ , так и свободная сера и сероводород.

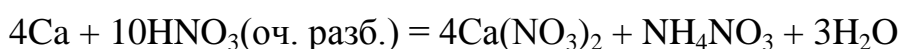
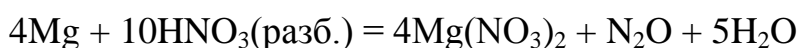
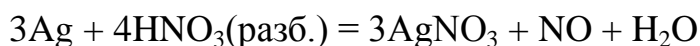
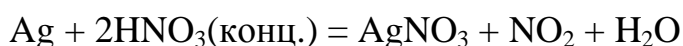


В этих реакциях часть молекул серной кислоты выполняет роль среды.

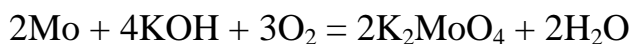
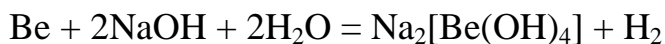
– Азотная кислота является сильнейшим окислителем за счет иона  $NO_3^-$ . Продукты восстановления различны и зависят от концентрации кислоты и активности металла:



При реакциях с концентрированной кислотой чаще всего выделяется  $NO_2$ . При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами выделяется  $NO$ . В случае более активных металлов выделяется  $N_2O$ . Сильно разбавленная азотная кислота взаимодействует с активными металлами с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония.



3. Со щелочами реагируют металлы, дающие амфотерные гидроксиды, а также металлы, обладающие высокими степенями окисления в присутствии сильных окислителей:



### 3. Порядок выполнения работы

#### 3.1. Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой

Посуда и реактивы: кристаллизатор; пинцет; фильтровальная бумага; нож; дистиллированная вода; спиртовой раствор фенолфталеина; натрий.

Ход работы: В кристаллизатор с водой добавьте несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достаньте кусочек натрия (или кальция) из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушите его фильтровальной бумагой. Ножом отрежьте небольшую часть (размером со спичечную головку) и пинцетом перенесите в кристаллизатор с водой. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

#### 3.2. Опыт 2. Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; пять пробирок на 10 мл; раствор серной кислоты (0,5 моль/л); концентрированный раствор серной кислоты; железо; цинк; медь; горелка.

Ход работы:

– В три пробирки налейте по 2 – 3 мл разбавленной серной кислоты и опустите в одну из них кусочек железа, в другую – цинка, в третью – меди. Какие металлы реагируют с кислотами? Напишите уравнения реакций.

– (Проводить под тягой!) В две пробирки налейте по 2 – 3 мл концентрированной серной кислоты. В одну из них опустите кусочек цинка, в другую – кусочек меди. Обе пробирки слегка нагрейте. Наблюдайте выделение серы и по запаху определите выделяющийся газ в первой пробирке. Какой газ выделяется во второй пробирке? Напишите уравнения реакций.



### **3.3. Опыт 3. Действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; четыре пробирки на 10 мл; раствор азотной кислоты (0,5 моль/л); концентрированный раствор азотной кислоты; цинк; медь; горелка.

Ход работы:

– (Проводить под тягой!) В две пробирки налейте по 2 – 3 мл разбавленной азотной кислоты и опустите в одну из них кусочек цинка, в другую – кусочек меди. Слегка нагрейте обе пробирки. Наблюдайте выделение газа. Напишите уравнения происходящих реакций.

– (Проводить под тягой!) В две пробирки налейте по 2 – 3 мл концентрированной азотной кислоты и опустите в одну из них кусочек цинка, в другую – кусочек меди. Какой газ выделяется? Напишите уравнения реакций.

### **3.4. Опыт 4. Действие щелочи на металлы**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; две пробирки на 10 мл; концентрированный раствор щелочи; цинковые опилки; алюминиевый порошок; горелка.

Ход работы: В две пробирки налейте по 2 – 3 мл концентрированного раствора щелочи. В одну из них насыпьте небольшое количество цинковых опилок, в другую – алюминиевого порошка. Если реакция не идет, слегка нагрейте. Когда начнется интенсивное выделение газа, поднесите к отверстиям пробирок зажженную лучинку. Что наблюдается? Составьте уравнения происходящих реакций.

## **4. Контрольные вопросы**

1. Что такое металлы и как их можно охарактеризовать?
2. Расскажите про характерные реакции для металлов.
3. В каком случае образуются амфотерные гидроксиды?
4. Что такое ионы?

## Лабораторная работа №5

# КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы – изучить процессы коррозии металлов. Получение и закрепление навыков составления электрохимических реакций.

### 1. Введение

Металлические материалы – металлы и сплавы на основе металлов, – приходя в соприкосновение с окружающей их средой (газообразной или жидкой), подвергаются с той или иной скоростью разрушению. Причина этого разрушения лежит в химическом взаимодействии: металлы вступают в окислительно-восстановительные реакции с веществами, находящимися в окружающей среде, и окисляются.

Самопроизвольное разрушение металлических материалов, происходящее под химическим воздействием окружающей среды, называется коррозией (от латинского «corrodere» – разъедать).

Ежегодно из-за коррозии безвозвратно теряются огромные количества металла. Но еще больший вред связан с порчей изделий, вызываемой коррозией. Также существенными бывают косвенные потери, вызванные коррозией. К ним можно отнести, например, утечку газа или нефти из подвергшихся коррозии трубопроводов, порчу продуктов питания, потерю здоровья, а иногда и жизни людей. Таким образом, изучение процессов коррозии – важная научная задача, которая требует комплексного подхода со стороны многих естественных наук.

### 2. Теоретическая часть

**Коррозией** называется *самопроизвольное разрушение металлов под воздействием окружающей среды*. Коррозия представляет собой окислительно-восстановительный гетерогенный процесс, происходящий на поверхности раздела фаз. По механизму протекания коррозионного процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

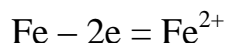
**Химической коррозией** называется окисление металла, не сопровождающееся возникновением электрического тока в системе. Такой механизм наблюдается при взаимодействии металлов с агрессивными газами при высокой температуре (газовая коррозия) и с органическими жидкими неэлектролитами (коррозия в неэлектролитах).

**Электрохимической коррозией** называется разрушение металла в среде электролита, сопровождающееся возникновением внутри системы электрического тока. Металлы, применяемые в технике, содержат примеси других металлов, поэтому при соприкосновении с раствором электролита на их поверхности образуется большое количество непрерывно действующих микрогальванических элементов. Разрушается более активный металл. Например, при контакте железа с медью в растворе электролита – соляной кислоты – возникает гальванический элемент

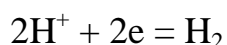


и происходит электрохимическая коррозия.

На аноде происходит процесс окисления:

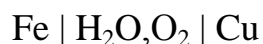


На катоде – процесс восстановления:

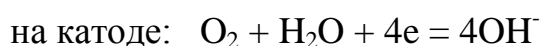


В результате железо разрушается в месте контакта, а на меди выделяется водород.

При контакте железа с медью во влажном воздухе образуется гальванический элемент



и процесс коррозии выражается уравнениями:



Под влиянием кислорода воздуха гидроксид железа (II) окисляется по уравнению:  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

Методы защиты металлов от коррозии весьма разнообразны. Важнейшими являются защитные покрытия металлов, легирование металлов, изменение свойств коррозионной среды, электрохимическая защита. Защитные покрытия изолируют металл от внешней среды и могут быть неметаллическими (лаки, краски, эмали) и металлическими. Различают катодные и анодные металлические покрытия. *Покрытие защищаемого металла менее активным металлом* называется **катодным**, например, луженое железо. *Покрытие защищаемого металла более активным* называется **анодным**, например, оцинкованное железо. В случае нарушения целостности покрытий и наличия раствора электролита разрушается более активный металл. Так, в случае хромированного железа будет разрушаться хром:



на аноде:  $\text{Cr} - 3\text{e} = \text{Cr}^{3+}$

на катоде:  $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$

В случае никелированного железа разрушается железо:



на аноде:  $\text{Fe} - 2\text{e} = \text{Fe}^{2+}$

на катоде:  $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$

### 3. Порядок выполнения работы

#### 3.1. Опыт 1. Влияние образования гальванической пары на процесс растворения металла в кислоте

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; одна пробирка на 10 мл; раствор соляной кислоты (0,5 моль/л); цинк; медная проволока.

Ход работы: В пробирку налейте раствор разбавленной соляной кислоты и бросьте в него кусочек цинка. Напишите уравнение реакции. В этот раствор поместите медную проволоку, не дотрагиваясь до кусочка цинка. Выделение водорода на меди не происходит (почему?). Введите медную проволоку глубже, до соприкосновения с цинком. На поверхности меди появляются пузырьки водорода. Объясните процессы, происходящие в пробирке. Какая

гальваническая пара образуется? Что является анодом, что – катодом? Какие процессы происходят на электродах? Напишите уравнения реакций.

### **3.2. Опыт 2. Роль защитной пленки в ослаблении коррозии**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; пробирка на 10 мл; наждачная бумага; алюминий; раствор нитрата ртути (0,2 моль/л); дистиллированная вода.

Ход работы: Тщательно очистите кусочек алюминия от оксидной пленки и опустите в раствор нитрата ртути. Напишите уравнение реакции. Алюминий как более активный металл вытесняет ртуть и образует с ней амальгаму (сплав алюминия с ртутью), препятствующую возникновению защитной пленки на поверхности алюминия.

Амальгамированный алюминий промойте водой и оставьте на воздухе. Через некоторое время наблюдайте образование продукта коррозии – рыхлых хлопьев гидроксида алюминия. Составьте схему гальванопары и напишите уравнения анодного и катодного процессов.

### **3.3. Опыт 3. Защитные свойства металлических покрытий**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; три пробирки на 10 мл; раствора сульфата железа (II) (0,2 моль/л); раствор гексацианоферрата (III) калия; раствор серной кислоты (0,5 моль/л); оцинкованное железо; луженое железо.

Ход работы: Налейте в пробирку 2 – 3 мл раствора сульфата железа (II) и прибавьте несколько капель гексацианоферрата (III) калия, который является реактивом на катион  $\text{Fe}^{2+}$ . Наблюдайте образование синего осадка  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ . Составьте уравнение реакции.

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора серной кислоты и по две капли раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . В одну из пробирок опустите полоску оцинкованного железа, в другую – луженого железа. Через несколько минут в одной из пробирок (какой?) наблюдается интенсивное синее окрашивание. Дайте объяснение происходящим процессам. Составьте схемы образующихся гальванопар и уравнения реакций, происходящих на электродах.

#### **4. Контрольные вопросы**

1. Что такое коррозия?
2. Дайте определение химической коррозии.
3. Охарактеризуйте процесс электрохимической коррозии.
4. Что такое анод и катод?
5. Значение процессов коррозии в техносфере.

#### **Лабораторная работа №6**

### **рН В КАЧЕСТВЕ КРИТЕРИЯ ОЦЕНКИ КАЧЕСТВА РАСТВОРОВ ПРИРОДНОГО И ТЕХНОГЕННОГО ПРОИСХОЖДЕНИЯ**

Цель работы – экспериментальное исследование рН растворов природного и техногенного происхождения (оценка, изучение, анализ качества состояния окружающей среды города Томска и Томской области). Освоение метода рН-метрии.

#### **1. Введение**

Водородный показатель (рН) – количественная характеристика кислотности водных растворов. Измерение рН проводят в различных лабораториях химии, биологии, медицины и т.д. Особо важное значение имеет непрерывный контроль и регулирование величины рН в разных отраслях промышленности и техники. Это необходимо для стандартизации технологических процессов, улучшения и уменьшения потерь продукции со сточными водами, а также предотвращения загрязнения водоемов сточными водами.

Водородный показатель равен десятичному логарифму концентрации водородных ионов, взятому с обратным знаком. рН измеряется различными методами. Сравнительно грубое, но быстрое его определение можно провести с помощью универсальной индикаторной бумаги. Точное значение рН можно определить, измерив э.д.с. гальванического элемента, имеющего электрод, потенциал которого зависит от концентрации ионов водорода. В качестве такого электрода обычно используют так называемый стеклянный электрод,

действие которого основано на свойстве тонкой стеклянной мембраны быть проницаемой только для ионов водорода.

## 2. Теоретическая часть

В различных видах научной и практической деятельности человека издавна применяется метод наблюдения – способ познания, основанный на относительно длительном целенаправленном и планомерном восприятии предметов и явлений окружающей действительности. Блестящие образцы организации наблюдений за природной средой описаны еще в первом веке нашей эры в «Естественной истории» Гая Секунда Плиния. Тридцать семь томов, содержащих сведения по астрономии, физике, географии, зоологии, ботанике, сельскому хозяйству, медицине, истории, служили наиболее полной энциклопедией знаний до эпохи средневековья.

Много позднее, уже в XX веке, в науке возник термин **мониторинг** для определения системы повторных целенаправленных наблюдений за одним или более элементами окружающей природной среды в пространстве и времени.

В последние десятилетия общество все шире использует в своей деятельности сведения о состоянии природной среды. Эта информация нужна в повседневной жизни людей, при ведении хозяйства, в строительстве, при чрезвычайных обстоятельствах – для оповещения о надвигающихся опасных явлениях природы. Но изменения в состоянии окружающей среды происходят и под воздействием биосферных процессов, связанных с деятельностью человека.

Определение вклада антропогенных изменений в окружающую природную среду представляет собой особую специфическую задачу, а состояние окружающей природной среды в современной России можно охарактеризовать как экологический кризис, поэтому **актуальность** данной работы неоспорима.

Для изучения качества состояния окружающей природной среды Первомайского района Томской области было взято десять проб снега в разных участках района – с. Сергеево, д. Альмяково, п. Комсомольск, п. Улу-Юл – ул. 50 лет октября, ул. Пролетарская, ул. Советская, ул. Комарова, д. Апсогачево, с. Первомайское – ул. Ленина, ул. Коммунистическая.

Взятие исследуемых материалов при проведении экспериментов происходило следующим образом: в специальные пластмассовые бюксы набирался снег, в таком количестве, чтобы при его таянии получилось не менее 100 мл талой воды. И затем необходимо измерить рН этой талой воды.

Значение рН измеряется на шкале от 0 до 14. В воде и водных растворах присутствуют как ионы водорода ( $H^+$ ), так и гидроксид-ионы ( $OH^-$ ). Когда концентрация ионов водорода ( $H^+$ ) в воде или растворе равна концентрации гидроксид-ионов ( $OH^-$ ) в том же растворе, то такой раствор является нейтральным. Значение рН нейтрального раствора равняется 7 (по шкале от 0 до 14). При растворении кислот в воде повышается концентрация свободных ионов водорода ( $H^+$ ). Они то и повышают кислотность воды или, иными словами, рН воды. При этом, с повышением концентрации ионов водорода ( $H^+$ ) понижается концентрация гидроксид-ионов ( $OH^-$ ). Те растворы, значение рН которых на приведенной шкале находится в пределах от 0 до  $< 7$ , называются кислотными. Когда в воду попадают щелочи, то в воде повышается концентрация гидроксид-ионов ( $OH^-$ ). При этом в растворе понижается концентрация ионов водорода ( $H^+$ ). Растворы, значение рН которых находится в пределах от  $> 7$  до 14, называются щелочными.

Помимо проб талого снега производили отбор проб воды из реки Томь и проб растворов бытовой химии.

### **3. Порядок выполнения работы**

#### ***3.1. Методика измерения рН с помощью рН-метра типа ИПЛ – 101***

К средствам измерения рН, вспомогательным устройствам, реактивам, материалам для данной работы относят:

- рН-метр типа ИПЛ–101;
- электроды: хлорсеребряный, стеклянный;
- лабораторный встряхиватель;
- колбы с притертыми пробками вместимостью 50 мл;
- стаканчики вместимостью 50 мл.



Для определения величины рН необходимо провести измерения рН исследуемых растворов: в потенциометрическую ячейку необходимо ввести 10 мл исследуемого раствора. После стабилизации потенциала стеклянного электрода исследуемый раствор необходимо непрерывно перемешивать с помощью магнитной мешалки. Первые замеры кислотности исследуемого раствора нужно производить через 5 – 10 секунд контакта, интервал после последующего измерения можно увеличивать. Фиксировать изменение кислотности необходимо до наступления адсорбционно-десорбционного равновесия (не более 1 часа).

### ***3.2. Методика измерения рН, основанная на использовании универсальной индикаторной бумаги (рН 0 – 12)***

Необходимо опустить бумажку в исследуемый раствор, положить на белую непромокаемую подложку и сравнить окраску полоски с эталонной шкалой. Таким образом, определить, приблизительно какой рН данного раствора.

Если цвет бумажки остался без изменения или стал зеленым (рН 5, 6, 7), то рН в норме.

Если стал розовым (рН 1-3) – много кислоты.

Если стал синим (рН 10-13) – много щелочи.

Показатели всех исследованных проб и растворов необходимо привести в виде таблицы 1. Указать какие пробы талого снега показали отклонения от нормы рН.

Таким образом, данные методы анализа просты в техническом отношении, наглядно показывают состояние окружающей природной среды, могут заинтересовать изяществом своего исполнения.

Таблица – Данные по рН исследуемых растворов и проб талого снега

Наименование пробы	Изменение цвета	Область рН	рН	Примечание
1	2	3	4	5
Серная кислота (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	сиреневый	0 – 1	1,0	кислый раствор
Щелочь (NaOH)	темно-синий	11 – 12	12,1	щелочной раствор
Вода из р. Томь (реч. вокзал)	желто-зеленый	6 – 7	6,4	нейтральный раствор
Вода из р. Томь (пр. Ленина)				
FARY (средство для мытья посуды)				
Джонсонс бэби (шампунь)				
Head and Sholders				
Fa (гель для душа)				
Сергеево (снег)				
Альмяково (снег)				
Комсомольск (снег)				
п. Улу-Юл, ул. 50 лет октября (снег)				
п. Улу-Юл, ул. Пролетарская (снег)				
Апсогачево (снег)				
Первомайское, ул. Ленина				
п. Улу-Юл, ул. Советская (снег)				
Первомайское, ул. Коммунистическая (снег)				
п. Улу-Юл, ул. Комарова (снег)				

#### 4. Контрольные вопросы

1. Что такое метод наблюдения и его значение в повседневной жизни?
2. Как Вы понимаете термин – качество окружающей среды?
3. По какой шкале производится измерение рН?
4. Какие пробы и почему показали наибольшие отклонения от оптимального значения рН?

5. Расскажите о способах измерения pH.

### **Лабораторная работа №7**

## **ИТОГОВАЯ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА: ОПЫТЫ С МАТЕРИАЛАМИ ПРИРОДНОГО И ТЕХНОГЕННОГО ПРОИСХОЖДЕНИЯ**

Цель работы – изучение и исследование свойств различных материалов природного и техногенного происхождения.

### **1. Введение**

Знание свойств природных и техногенных материалов необходимо в разных отраслях науки, промышленности, техники и т.д. Особое значение это приобретает при рассмотрении вопросов в области защиты окружающей среды, в частности, в процессах миграции и трансформации естественных и антропогенных поллютантов в различных компонентах биосферы и техносферы.

### **2. Теоретическая часть и порядок выполнения работы**

#### **2.1. Опыт 1. Дым без огня – 1**

Посуда и реактивы: чашка Петри; стеклянная палочка; тиосульфат натрия; гидроперит; дистиллированная вода.

Ход работы: В фарфоровую чашку или чашку Петри насыпьте тиосульфат натрия (фотографический фиксаж) и слегка вдавите в него таблетку лекарственного средства «Гидроперит», смоченную водой. Практически сразу начинается выделение густого белого дыма. Это образуется сернистый газ и пары воды. Поэтому опыт необходимо проводить в хорошо проветриваемом помещении или под тягой!

«Гидроперит» – это комплекс пероксида водорода (содержание примерно 35 %) и мочевины. Называют такой комплекс *клатратом* (соединением включения). Клатрат – это комплексное соединение, в котором частицы одного

вещества («молекулы-гости») внедряются в кристаллическую структуру «молекул-хозяев». В «Гидроперите» в роли «молекул-хозяев» выступают молекулы мочевины, а «гостями» являются молекулы пероксида водорода. Мочевина образует кристаллы, похожие на соты. В их полостях могут находиться другие молекулы подходящего размера (в данном случае это молекулы пероксида водорода). При смачивании таблетки вода извлекает из комплекса пероксид водорода, и он, будучи окислителем, вступает во взаимодействие с восстановителем тиосульфатом натрия.

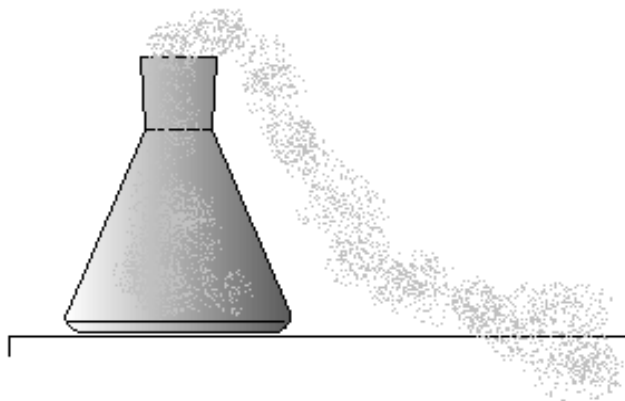
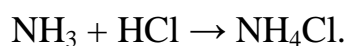
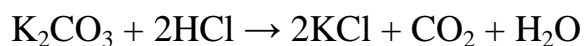


## 2.2. Опыт 2. Дым без огня – 2

Посуда и реактивы: колба на 500 мл; карбонат калия; раствор аммиака (25 %); концентрированный раствор соляной кислоты.

Ход работы: Опыт необходимо проводить в хорошо проветриваемом помещении или в вытяжном шкафу. В большую колбу (на 300–500 мл) насыпьте карбонат калия так, чтобы он покрыл ее дно ровным слоем, и аккуратно прилейте 25 % раствор аммиака, чтобы он его смочил. Потом в колбу медленно (будьте осторожны!) прилейте немного концентрированной соляной кислоты. Произойдет выделение густого белого дыма, который будет выходить из колбы, сползать по ее стенкам и стелиться по поверхности стола. Это выделяется хлорид аммония при взаимодействии соляной кислоты с аммиаком,

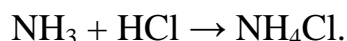
а образующийся углекислый газ, который тяжелее воздуха, будет прижимать его к поверхности стола:



### 2.3. Опыт 3. Дым без огня – 3

Посуда и реактивы: два химических стакана на 50 мл; раствор аммиака (25 %); концентрированный раствор соляной кислоты.

Ход работы: Опыт необходимо проводить в хорошо проветриваемом помещении или в вытяжном шкафу. Возьмите два химических стакана. В один из них налейте несколько капель 25 % раствора аммиака, а в другой – несколько капель концентрированной соляной кислоты (будьте осторожны!). Поднесите стаканы друг к другу. Произойдет выделение белого дыма. Это образуется хлорид аммония:

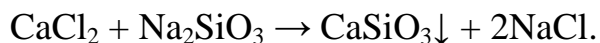


### 2.4. Опыт 4. Силикатный сад

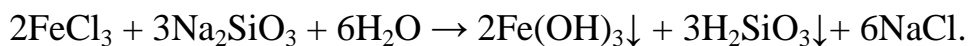
Посуда и реактивы: химический стакан на 100 мл; стеклянная палочка; силикатный клей; дистиллированная вода; соли кальция, никеля, меди, кобальта, железа, бария, цинка, хрома и марганца.

Ход работы: Налейте в химический стакан силикатный клей (можно приобрести в хозяйственном магазине или магазине стройматериалов жидкое стекло – водный раствор силиката натрия, который используется для получения этого клея) и дистиллированную воду в соотношении 1:1. В стакан насыпьте кристаллики солей разных цветов. Можно взять соли кальция, никеля, меди,

кобальта, железа, бария, цинка, хрома и марганца. Через 15–20 минут в стакане появятся «заросли», напоминающие деревья или водоросли. Это образовались осадки силикатов, например:



Некоторые из добавленных солей вступают в реакцию совместного гидролиза с  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Тогда образуются кремниевая кислота и гидроксид металла (или его основная соль):



Из кристалла опущенной соли вытягивается тоненькая полая трубочка, стенки которой состоят из образующегося осадка. Трубочка представляет собой полупроницаемую мембрану, через которую вода проникает во внутрь. Наблюдается *осмос* – одностороннее перемещение вещества через полупроницаемую мембрану. В результате этого в некоторых местах трубочка рвется. Вновь образуется осадок.



### 2.5. Опыт 5. Силикатные медузы - 1

Посуда и реактивы: девять химических стаканов на 100 мл; стеклянная палочка; растворы солей кальция, никеля(II), меди(II), кобальта(II), железа(III), бария, цинка, хрома(III) и марганца(II) с концентрацией 0,2 моль/л (всех соответственно); силикатный клей.

Ход работы: Налейте в химические стаканы растворы солей кальция, никеля(II), меди(II), кобальта(II), железа(III), бария, цинка, хрома(III) и марганца(II). В растворы капните силикатный клей (жидкое стекло). Образующиеся при этом силикаты (см. предыдущий опыт) создают студенистые образования, напоминающие медуз.

## 2.6. Опыт 6. Силикатные медузы - 2

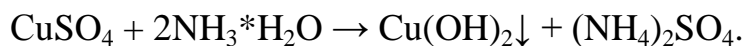
Посуда и реактивы: химический стакан на 100 мл; стеклянная палочка; жидкое стекло; растворы солей кальция, никеля(II), меди(II), кобальта(II), железа(III) и бария с концентрацией 0,2 моль/л (всех соответственно).

Ход работы: В химический стакан налейте жидкое стекло и воду в объемном соотношении 1:1. Компоненты тщательно перемешайте. В полученную смесь добавьте по капле растворов солей кальция, никеля(II), меди(II), кобальта(II), железа(III) и бария, например,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ . Капли капайте на некотором расстоянии друг от друга. Сразу появятся студенистые «медузы», представляющие собой осадки силикатов или кремниевой кислоты в смеси с гидроксидом или основной солью. При этом кобальтовые «медузы» окрашены в синий цвет, медные – в голубой, железные – в желто-коричневый, никелевые – в зеленый, бариевые – в белый, а кальциевые будут полупрозрачными.

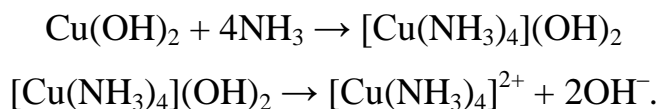
## 2.7. Опыт 7. Синие растворы

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; пробирка на 10 мл; 10 % раствор сульфата меди(II); концентрированный раствор аммиака; 10 % раствор хлорида никеля.

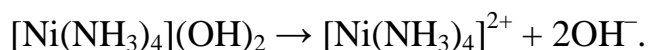
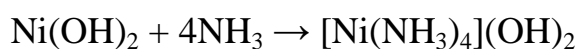
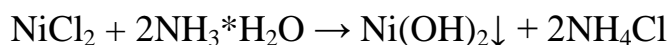
Ход работы: **Опыт проводите под тягой или в хорошо проветриваемом помещении!** В пробирку налейте 5 – 10 % раствор сульфата меди(II). Прилейте к нему несколько капель концентрированного раствора аммиака. Выпадает студенистый осадок гидроксида меди(II):



Продолжайте добавлять в пробирку раствор аммиака. При этом осадок постепенно растворится, а раствор приобретет красивый насыщенный синий цвет. Это образовался комплексный ион  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ :



Аналогичный опыт можно провести, используя растворимую соль никеля, например, хлорид или сульфат. В этом случае также будет образовываться синий раствор:



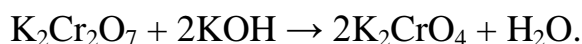
## 2.8. Опыт 8. Было желтым, стало оранжевым

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; пробирка на 10 мл; 5 % раствор хромата калия; 10 % раствор серной кислоты; 10 % раствор щелочи.

Ход работы: В пробирку налейте 5 % раствор хромата калия. Он имеет желтый цвет. К нему прилейте несколько капель 10 % раствора серной кислоты. Раствор становится оранжевым:



Если к этому раствору добавить раствор щелочи, то произойдет восстановление прежней желтой окраски:



## 2.9. Опыт 9. Опыты с хлорофиллом

### 2.9.1. Получение экстракта хлорофиллов

Посуда и реактивы: фарфоровая ступка; пестик; песок; мел; нарезанные листья; ацетон.

Ход работы: Опыт проводите под тягой! Поместите в фарфоровую ступку несколько мелко нарезанных листьев, а также немного чистого песка и мела для нейтрализации растительных кислот. Смесь тщательно перетрите. К полученной массе добавьте 10–15 мл *n*-бутанола (изобутанола или ацетона). Смесь хорошо перемешайте и оставьте отстаиваться. При необходимости проведите фильтрацию.



### **2.9.2. Действие кислот и щелочей на хлорофилл**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; 2 пробирки на 10 мл; концентрированный раствор соляной кислоты; 10 % раствор щелочи.

Ход работы: В пробирку налейте 3 – 5 мл полученного в опыте 2.9.1. экстракта хлорофиллов. Добавьте к нему 1 – 2 капли концентрированной (Соблюдайте осторожность!) или 1 – 2 мл разбавленной соляной кислоты. Наблюдается бурое окрашивание. Содержимое пробирки оставьте для последнего опыта.

В новую пробирку налейте 1 – 2 мл полученного экстракта хлорофиллов и добавьте к нему 1 – 2 капли 5 – 10 % раствора NaOH. Окраска в этом случае не изменяется.

Хлорофиллы легко разрушаются в кислой среде. При этом получают *феофитины*. Они окрашены в бурый цвет. Концентрированные кислоты разрывают сложноэфирную связь с фитолом, образуя *феофорбиды*. При обработке хлорофиллов щелочами происходит разрыв сложноэфирных связей с фитолом и метанолом. При этом зеленая окраска у продуктов распада сохраняется.

### **2.9.3. Получение хлорофиллоподобных производных цинка и меди(II)**

Посуда и реактивы: штатив для пробирок; три пробирки на 10 мл; шпатель; кристаллогидрат сульфата цинка; кристаллогидрат сульфата меди; кристаллогидрат хлорида меди; стакан на 100 мл; дистиллированная вода; плитка.

Ход работы: Смесь, оставшуюся после действия HCl на хлорофиллы (см. опыт 2.9.2.), разлейте поровну по трем пробиркам. В одну из них добавьте на шпателе немного кристаллогидратов  $ZnSO_4$ , в другую –  $CuSO_4$ , а в третью –  $CuCl_2$ . Пробирки поместите в стакан с горячей водой (80 – 90 °C). Появляется окраска, характерная для хлорофилла.

Феофитины, образовавшиеся из хлорофилла после действия кислоты, способны к образованию хлорофиллоподобных комплексов с двухзарядными катионами ( $Zn^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ) при нагревании. Такие комплексы окрашены в зеленый цвет.

### **3. Контрольные вопросы**

1. Что такое гидроперит?
2. Что из себя представляет клатрат?
3. Каким образом можно получить осадки силикатов?
4. Как можно получить экстракт хлорофиллов?
5. Расскажите о поведении хлорофиллов в кислой и щелочной средах.

### **Лабораторная работа №8**

## **ОЦЕНКА УРОВНЯ ЗАГРЯЗНЕНИЯ АТМОСФЕРНОГО ВОЗДУХА ОБЪЕКТАМИ ТЕХНОСФЕРЫ**

Цель работы – провести оценку уровня загрязнения атмосферного воздуха отработанными газами автотранспорта на автомобильной развязке и прилегающих территориях в районах г. Томска (по концентрации CO).

### **1. Введение**

Загрязнение атмосферы – это привнесение в атмосферу или образование в ней физико-химических агентов и веществ, обусловленное как природным, так и антропогенным факторами.

На долю естественных факторов в конце XX столетия приходилось 75% общего загрязнения атмосферы. Остальные 25% возникли в результате деятельности человека. Вопрос о загрязнении атмосферы отработанными газами автотранспорта остается актуальным в связи с ежегодным увеличением количества автомобилей.

### **2. Теоретическая часть и порядок выполнения работы**

Искусственное (антропогенное) загрязнение атмосферы разделяют на радиоактивное, электромагнитное, шумовое, дисперсное и газообразное, а также по отраслям промышленности и видам технологических процессов. Основным загрязнителем воздуха на планете в настоящее время стал автомобиль. Их огромное количество (почти 500 млн. ед.) дает больше

выбросов в атмосферу, чем тепловые электростанции или металлургическая, химическая или иная промышленность. Достаточно сказать, что энергетический потенциал всех автомобилей на порядок выше всех работающих электростанций в мире. Ежегодно автомобили выбрасывают в атмосферу более 50 млн. тонн различных углеводородов и десятки млн. тонн других продуктов неполного сгорания топлива.

Состав выхлопных газов карбюраторных и дизельных двигателей различен и представлен следующим составом: азот, кислород, вода (пары), углекислый газ, окислы азота, угарный газ, углеводороды, альдегиды, сажа и акролеин (для дизельных).

Для защиты воздушного бассейна от негативного антропогенного воздействия в виде загрязнения его вредными веществами большое значение приобретают методы очистки выбросов и охране атмосферного воздуха. В основу всех природоохранных мероприятий положен принцип нормирования качества окружающей природной среды. Этот термин означает установление нормативов (показателей) предельно допустимых воздействий человека на окружающую среду.

Предельно-допустимая концентрация (ПДК) – это такое содержание вредного вещества в окружающей среде, которое при постоянном контакте или при взаимодействии за определенный промежуток времени практически не влияет на здоровье человека и не вызывает неблагоприятных последствий у его потомства. При определении ПДК учитывается не только влияние загрязняющего вещества на здоровье человека, но и его воздействие на животных, растения, микроорганизмы, а также на природные сообщества в целом. В настоящее время установлены ПДК загрязняющих веществ для воздуха, воды, пищевых продуктов и кормов, почвы.

Снижение уровня выбросов возможно при проведении следующих мероприятий:

- запрещение движения автомобилей;
- ограничение интенсивности движения;
- замена карбюраторных грузовых автомобилей дизельными;

- установка средств фильтрации, а также повышение эффективности действующих установок по очистке выбросов.

## 2.1. Ход работы

Загрязнение атмосферного воздуха отработанными газами автомобилей удобно оценивать по концентрации окиси углерода, в мг/м<sup>3</sup>. Исходными данными для работы служат показатели, собранные студентами во время проведения работы.

Формула оценки концентрации окиси углерода ( $K_{CO}$ ):

$$K_{CO} = (0,5 + 0,001N \cdot K_T) \cdot K_A \cdot K_Y \cdot K_C \cdot K_B \cdot K_{II},$$

где 0,5 – фоновое загрязнение атмосферного воздуха нетранспортного происхождения, мг/м<sup>3</sup>; N – суммарная интенсивность движения автомобилей на городской дороге, автом./час;  $K_T$  – коэффициент токсичности автомобилей по выбросам в атмосферный воздух окиси углерода;  $K_A$  – коэффициент, учитывающий аэрацию местности;  $K_Y$  – коэффициент, учитывающий изменение загрязнения атмосферного воздуха окисью углерода в зависимости от величины продольного уклона;  $K_C$  – коэффициент, учитывающий изменения концентрации окиси углерода в зависимости от скорости ветра;  $K_B$  – то же в зависимости от относительной влажности воздуха;  $K_{II}$  – коэффициент увеличения загрязнения атмосферного воздуха окисью углерода у пересечений.

Коэффициент токсичности автомобилей определяется как средневзвешенный для потока автомобилей по формуле:

$$K_T = \sum P_i K_{Ti},$$

где  $P_i$  – состав автотранспорта в долях единицы,  $K_{Ti}$  – определяется по таблице:

Тип автомобиля	Коэффициент $K_{Ti}$
Легкий грузовой	2,3
Средний грузовой	2,9
Тяжелый грузовой (дизельный)	0,2
Автобус	3,7
Легковой	1,0

Значение коэффициента  $K_A$ , учитывающего аэрацию местности,

определяется по следующей таблице:

<b>Тип местности по степени аэрации</b>	<b>Коэффициент <math>K_A</math></b>
Транспортные тоннели	2,7
Магистральные улицы и дороги с многоэтажной застройкой с двух сторон	1,0
Жилые улицы с одноэтажной застройкой, улицы и дороги в выемке	0,6
Городские улицы и дороги с односторонней застройкой, набережные, эстакады, высокие насыпи	0,4
Пешеходные тоннели	0,3

Значение коэффициента  $K_y$ , учитывающего изменение загрязнения воздуха окисью углерода в зависимости от величины продольного уклона, определяют по таблице:

<b>Продольный уклон</b>	<b>Коэффициент <math>K_y</math></b>
0	1,00
2	1,06
4	1,07
6	1,18
8	1,55

Коэффициент изменения концентрации окиси углерода в зависимости от скорости ветра  $K_C$  определяется по таблице:

<b>Скорость ветра, м/с</b>	<b>Коэффициент <math>K_C</math></b>
1	2,70
2	2,00
3	1,50
4	1,20
5	1,05
6	1,00

Значение коэффициента  $K_B$ , определяющего изменение концентрации окиси углерода в зависимости от относительной влажности воздуха, приведено в

таблице:

Относительная влажность	Коэффициент $K_B$
100	1,45
90	1,30
80	1,15
70	1,00
60	0,85
50	0,75

Коэффициент увеличения загрязнения воздуха окисью углерода у пересечений приведен в таблице:

Тип пересечения	Коэффициент $K_n$
Регулируемое пересечение:	
- со светофорами обычное,	1,8
- со светофорами управляемое,	2,1
- саморегулируемое.	2,0
Нерегулируемое пересечение:	
- со снижением скорости,	1,9
- кольцевое,	2,2
- с обязательной остановкой.	3,0

Подставив значения коэффициентов в формулу, оценим уровень загрязнения атмосферного воздуха окисью углерода ( $K_{CO}$ ), полученные данные сравниваем с ПДК выбросов автотранспорта по окиси углерода, которая равна  $5 \text{ мг/м}^3$  и делаем выводы.

### 3. Контрольные вопросы

1. Дайте понятие «загрязнение атмосферы».
2. Назовите основные виды источников загрязнения атмосферы.
3. Дайте понятие «нормирование качества окружающей среды».
4. Что такое предельно допустимая концентрация вредного вещества?

5. От чего зависит уровень загрязнения атмосферного воздуха отработанными газами автотранспорта?
6. От чего зависит коэффициент токсичности автомобилей?
7. С какой целью, на Ваш взгляд, проводится данная оценка уровня загрязнения атмосферного воздуха?
8. Какие Вы предлагаете мероприятия по уменьшению загрязнения атмосферного воздуха автотранспортом?

### **Лабораторная работа №9**

## **ИЗМЕРЕНИЕ ПОВЕРХНОСТНОГО НАТЯЖЕНИЯ РАСТВОРЕННОГО ПАВ В ВОДНЫХ ОБЪЕКТАХ**

Цель работы – измерение поверхностного натяжения; определение зависимости поверхностного натяжения жидкостей от температуры, природы и концентрации растворенного вещества.

### **1. Введение**

Поверхностное натяжение  $\sigma$  является важной характеристикой поверхности раздела фаз и поверхностных явлений. Оно характеризует избыток поверхностной энергии, приходящейся на единицу межфазной поверхности и выражается в Дж/м<sup>2</sup> или Н/м. Чем больше различия в интенсивности межмолекулярных взаимодействий граничащих фаз, тем больше поверхностное натяжение. При температуре 20 °С поверхностное натяжение ртути составляет 485,0 мДж/м<sup>2</sup>, воды – 72,8 мДж/м<sup>2</sup>, этанола – 22,0 мДж/м<sup>2</sup>, подсолнечного масла – 33,0 мДж/м<sup>2</sup>, сливок – 42,0 мДж/м<sup>2</sup>, вина – 45...55 мДж/м<sup>2</sup>.

### **2. Теоретическая часть и порядок выполнения работы**

Поверхностное натяжение раствора  $\sigma$  почти всегда отличается от поверхностного натяжения растворителя  $\sigma_0$ , так как растворенные вещества в зависимости от их природы могут концентрироваться на поверхности раствора или переходить в объем раствора. Вещества, которые уменьшают

поверхностное натяжение, называются поверхностно-активными (ПАВ). ПАВ относительно воды являются спирты, органические кислоты, амины и др.

Поверхностное натяжение индивидуальных веществ на границе с газом повышается с повышением температуры, причем температурный коэффициент  $\alpha$  имеет практически постоянное отрицательное значение. Для большинства полярных жидкостей  $\sigma_T = \sigma_0 - \alpha \Delta T$ , где  $\sigma_T$  и  $\sigma_0$  – поверхностное натяжение при температуре  $T$  и стандартной температуре;  $\Delta T$  – разность температур;  $\alpha = -d\sigma/dt$ .

Наиболее доступными для экспериментального измерения поверхностного натяжения являются системы жидкость–газ и жидкость–жидкость. Наиболее часто используют статические или полустатические методы, позволяющие измерять равновесные значения поверхностного натяжения жидкостей. К статическим относятся методы капиллярного поднятия жидкости и висячей (лежащей) капли. Полустатическими являются методы максимального давления в капле (пузырьке), отрыва кольца или пластины и сталагмометрический метод. Наиболее часто для определения поверхностного натяжения применяют следующие методы: наибольшего давления, сталагмометрический, отрыва кольца и уравнивания пластинки (метод Вильгельми).

*Метод наибольшего давления* основан на продавливании пузырька газа или воздуха под воздействием внешнего давления  $p$  через калиброванный капилляр радиусом  $r_0$  (рисунок а). С увеличением давления пузырек растёт, а радиус кривизны его поверхности  $R$  превышает радиус капилляра (положение 1:  $R > r_0$ ). Дальнейшее увеличение объема пузырька будет происходить до тех пор, пока внутреннее давление достигнет своего максимального значения; радиус кривизны при этом будет минимальным, т.е.  $R = r_0$  (положение 2).



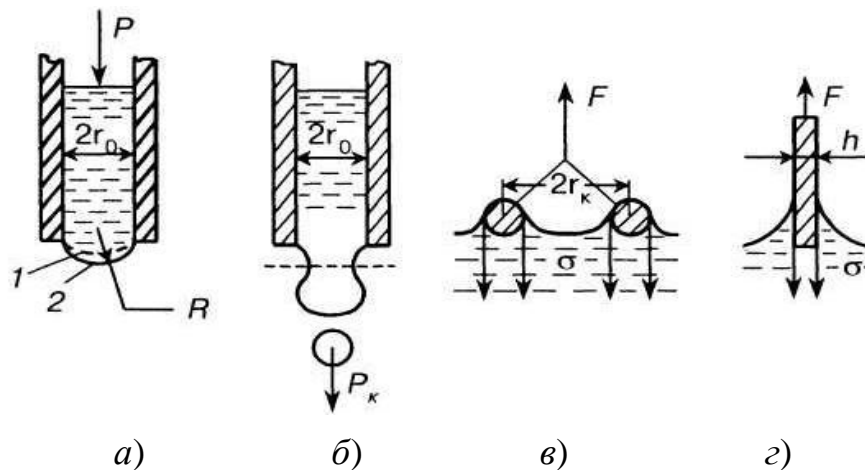


Рисунок – Методы определения поверхностного натяжения:  
*a* – наибольшего давления; *б* – сталагмометрический; *в* – отрыва кольца; *г* – уравнивания пластинки

В этот момент пузырек потеряет устойчивость: при увеличении его объема он отрывается от капилляра. Если в момент отрыва пузырька измерить давление  $p$ , то поверхностное натяжение можно выразить следующим образом:

$$p = \frac{2\sigma}{r_0} \rightarrow \sigma = \frac{pr_0}{2}.$$

Для того чтобы не измерять радиус капилляра, можно определить  $p$  для жидкости, поверхностное натяжение которой известно. В качестве эталонной жидкости часто используют воду. Тогда вместо указанной выше формулы можно записать

$$\sigma = \sigma_{\text{H}_2\text{O}} \frac{p}{p_{\text{H}_2\text{O}}}.$$

В *сталагмометрическом методе* определяют вес капли, которая отрывается от капилляра (рисунок *б*) под действием силы тяжести или в результате выдавливания микрошприцом. Приблизительно считают, что при отрыве вес капли  $P_k$  уравнивается силой, равной поверхностному натяжению, умноженному на длину окружности капилляра радиусом  $r_0$  т.е.

$$P = 2\pi \frac{r_0\sigma}{k^1} \rightarrow \sigma = \frac{Pk^1}{2\pi r_0};$$

$$\sigma = km,$$

где  $k$  – постоянная сталагмометра;  $m$  – масса одной капли.

При измерении поверхностного натяжения методом наибольшего давления и сталагмометрическим методом пузырек и капля формируются сравнительно быстро за время, недостаточное для образования адсорбционного слоя растворенных молекул ПАВ, особенно, если они имеют сравнительно большую молекулярную массу. В этих условиях не успевает установиться равновесное поверхностное натяжение. Для подобных растворов рекомендуется увеличивать время формирования пузырька или капли до тех пор, пока давление или число капель станут постоянными.

В *методе отрыва кольца* (рисунок в) измеряют силу  $F$ , которой противодействует поверхностное натяжение жидкости, смачивающей периметр поверхности кольца,

$$F = 4\pi \frac{r_0 \sigma}{k} .$$

Коэффициент  $k$  является поправочным, он учитывает, что поднимающийся при отрыве кольца столб жидкости не имеет формы правильного полого цилиндра.

В *методе уравнивания пластинки* (или методе Вильгельми) определяют силу  $F$ , необходимую для извлечения из жидкости погруженной в нее тонкой пластинки шириной  $h$  (рисунок з),

$$F = 2\sigma h .$$

Перечисленные выше методы определения поверхностного натяжения доступны, но имеют один общий недостаток – низкую точность измерений. Более точным является метод капиллярного поднятия в том случае, если капилляр хорошо смачивается водой, а его диаметр не изменяется по высоте, что в лабораторных условиях не всегда соблюдается. Причем, чем меньше радиус капилляров, тем точнее результаты измерений поверхностного натяжения.

В основе *метода капиллярного поднятия* лежит зависимость высоты поднятия жидкости  $h$  в узком капилляре от ее поверхностного натяжения. В соответствии с уравнением Лапласа избыточное давление связано с высотой  $h$

жидкости в капилляре соотношениями

$$\Delta p = \frac{2\sigma}{r_m};$$

$$\Delta p = \Delta \rho g h ,$$

где  $r_m$  – радиус кривизны мениска жидкости в капилляре;  $\Delta \rho$  – разность плотностей жидкости и газовой фазы;  $g$  – ускорение свободного падения.

Вводя так называемую капиллярную постоянную  $a$ ,

$$a^2 = \frac{2\sigma}{\Delta \rho g} = r_m h ,$$

и учитывая угол смачивания  $\theta$  жидкостью стенок капилляра радиусом  $r$ , из предыдущих двух уравнений получаем:

$$\sigma = \frac{\Delta \rho g r h}{2 \cos \theta} = \frac{a^2 \Delta \rho g}{2 \cos \theta} .$$

Последнее соотношение известно как уравнение Жюрена. Таким образом, для определения поверхностного натяжения жидкостей этим методом экспериментально находят высоту поднятия  $h$ , радиус капилляра  $r$  и угол смачивания  $\theta$ . Метод капиллярного поднятия является одним из наиболее точных (относительная погрешность менее 0,01 %).

## 2.1. Порядок выполнения лабораторной работы

1. Прежде чем приступить к выполнению практической части лабораторной работы, следует внимательно прочитать материалы теоретической части и изучить схему лабораторной установки.

2. Заполните сталагмометр исследуемой жидкостью (в том числе и носик) и закройте кран сталагмометра.

3. По секундомеру установите скорость истечения жидкости 15–20 капель в минуту.

4. Произведите подсчет капель истекающей из сталагмометра жидкости в мерный цилиндр объемом 10 мл.

5. Результат измерения числа капель исследуемой жидкости запишите в

таблицу. Для расчета используйте формулу  $\sigma = km$  и данные таблицы по плотности некоторых жидкостей при различных температурах.

6. Вновь заполните сталагмометр исследуемой жидкостью. Установите следующую температуру в термостате и повторите измерение согласно пп. 3–4. Таким же образом проведите отсчет капель жидкости при всех указанных температурах. Результаты внесите в таблицу.

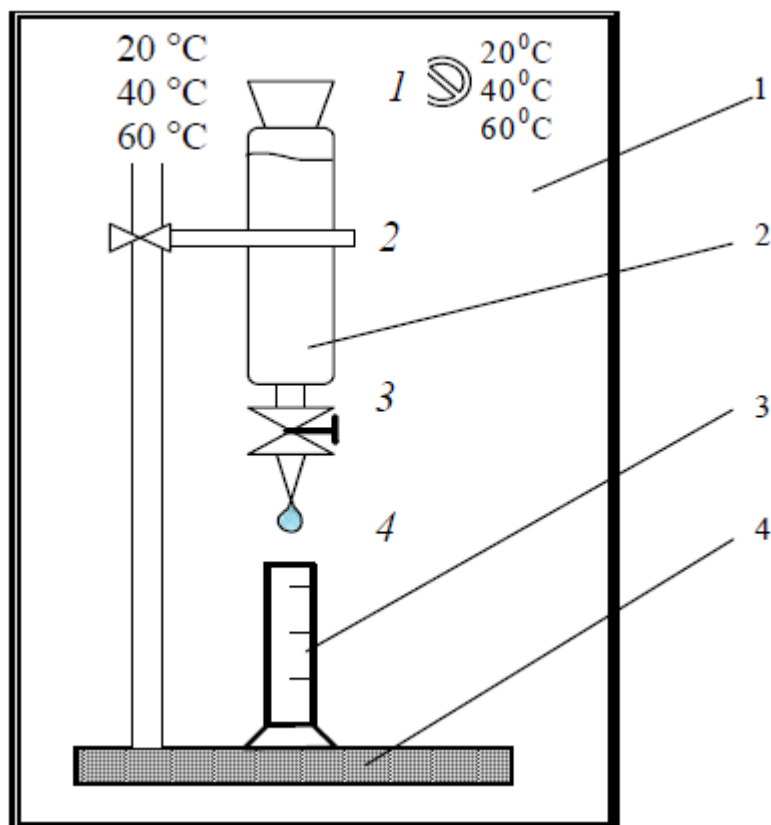


Рисунок – Схема лабораторной установки: 1 – термостат, 2 – сталагмометр, 3 – мерный цилиндр, 4 – штатив.

Таблица – Результаты исследования зависимости  $\sigma$  от температуры

№ опыта	Постоянная сталагмометра $k$ , Дж/(м <sup>2</sup> /кг)	Температура, °С	Объем жидкости $V$ , мл	Количество капель $n$ , шт	Масса одной капли $m$ , кг	Поверхностное натяжение $\sigma$ , Дж/м <sup>2</sup>
1						
2						
3						

Таблица – Плотность некоторых жидкостей при различных температурах

Вещество	Плотность, кг/м <sup>3</sup> , при		
	20 °С	40 °С	60 °С
Вода	998	992	983
Уксусная вода	1048	1027	1004
Этанол	789	772	754

7. Повторите измерения при постоянной температуре, но при изменении концентрации исследуемой жидкости. Заполните таблицу:

Таблица – Результаты исследования зависимости  $\sigma$  от концентрации

№ опыта	Постоянная сталагмометра $k$ , Дж/(м <sup>2</sup> ·кг)	Концентрация исследуемой жидкости $C$ , %	Объем жидкости $V$ , мл	Количество капель $n$ , шт.	Масса одной капли $m$ , кг	Поверхностное натяжение $\sigma$ , Дж/м <sup>2</sup>
1						
2						
3						
4						

8. Постройте графики зависимости поверхностного натяжения от температуры ( $\sigma = f(t \text{ } ^\circ\text{C})$ ) и от концентрации ( $\sigma = f(c)$ ) и сформулируйте выводы.

### 3. Контрольные вопросы

1. Какова причина возникновения избыточной поверхностной энергии?
2. Что называется поверхностным натяжением? В каких единицах оно измеряется?
3. От чего зависит величина поверхностного натяжения?
4. Какие вещества называют поверхностно-активными? Приведите примеры ПАВ.
5. Какие методы измерения поверхностного натяжения Вы знаете?
6. В чем заключается сталагмометрический метод определения  $\sigma$ ?
7. На чем основан метод капиллярного поднятия, использующийся для определения  $\sigma$ ?

8. Какие величины в выполненной лабораторной работе являются экспериментальными (справочными, расчетными)?

## **Лабораторная работа №10**

### **ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ СИСТЕМ. ДИАЛИЗ. КОАГУЛЯЦИЯ**

#### **1. Получение дисперсных систем**

Цель работы – приготовление дисперсных систем, которые в дальнейшем могут быть использованы для исследования их свойств.

В отчете указать способ получения золя, реакцию получения трудно растворимого соединения и формулу мицеллы, учитывая экспериментально найденный знак заряда коллоидной частицы.

#### ***1.1. Оборудование и материалы***

1. Химические стаканчики ёмкостью 100 мл.
2. Пипетки ёмкостью 1, 2, 5, 10 мл.
3. Бюретка.
4. Мешочек для диализа.
5. Растворы солей.

#### ***1.2. Порядок выполнения лабораторной работы***

##### ***1.2.1. Физическая конденсация (метод замены растворителя)***

##### **ЗОЛЬ СЕРЫ**

К 50 мл воды добавляют при взбалтывании 1 мл насыщенного (без нагревания) раствора серы в ацетоне или этиловом спирте. Т.к. сера в воде нерастворима, то при этом образуются мельчайшие ее коллоидные частицы, взвешенные в воде. Наблюдается явление опалесценции.

Как построены мицеллы в этом золе – неизвестно. Роль стабилизирующего вещества, по-видимому, играют продукты окисления спирта и примеси, имеющиеся в сере. Золи серы, полученные по этому методу,

являются типичными лиофобными золями и легко коагулируют при добавлении электролита. Частицы серы заряжены отрицательно.

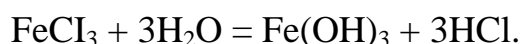
### **1.2.2. Химическая конденсация**

#### **РЕАКЦИИ ВОССТАНОВЛЕНИЯ. ЗОЛЬ ДИОКСИДА МАРГАНЦА**

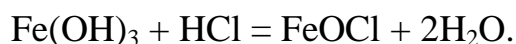
5 мл 1,5% раствора  $\text{KMnO}_4$  разбавляют водой до 50 мл. В разбавленный раствор вводят по каплям 1,5–2 мл 1% раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Образуется вишнево-красный золь диоксида марганца.

#### **РЕАКЦИИ ГИДРОЛИЗА. ЗОЛЬ ГИДРОКСИДА ЖЕЛЕЗА (III)**

Реакция получения  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  идет по схеме:



Поверхностные молекулы агрегата  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  вступают в реакцию с  $\text{HCl}$ :



Молекулы  $\text{FeOCl}$ , подвергаясь диссоциации, образуют ионы  $\text{FeO}^+$  и  $\text{Cl}^-$ . Данное обстоятельство необходимо учесть при составлении формулы мицеллы.

Для получения золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  к 50 мл кипящей воды по каплям добавляют 5-10 мл 2% раствора  $\text{FeCl}_3$ . Золь имеет интенсивный красно – коричневый цвет.

#### **РЕАКЦИИ ДВОЙНОГО ОБМЕНА. ЗОЛИ БЕРЛИНСКОЙ ЛАЗУРИ**

а) К 20 мл 0,1% раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  прибавляют при энергичном взбалтывании 5–6 капель 2% раствора  $\text{FeCl}_3$ . Получают золь, окрашенный в темно – синий цвет.

б) К 20 мл 2%  $\text{FeCl}_3$  прибавляют при энергичном взбалтывании 5-6 капель 0,1% раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Получают золь, окрашенный в зеленый цвет. Чем отличаются полученные золи? Ответ обоснуйте.

### **1.2.3. Методы диспергирования (пептизация)**

#### **ЗОЛЬ БЕРЛИНСКОЙ ЛАЗУРИ.**

В пробирку к 5 мл 2%-го раствора  $\text{FeCl}_3$  прибавляют 1 мл насыщенного раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Осадок отфильтровывают и промывают дистиллированной водой. При обработке осадка на фильтре 3 мл 0.1н раствора

щавелевой кислоты (пептизатор) фильтруется золь берлинской лазури, окрашенный в синий цвет. Анион  $C_2O_4^{2-}$  сильно адсорбируется на частицах осадка, сообщая им заряд и агрегативную устойчивость. Напишите формулу мицеллы.

#### ***1.2.4. Значение концентрации реагирующих веществ для получения коллоидных растворов***

Размеры частиц при реакциях двойного обмена, в результате которого получают нерастворимые продукты, зависят от концентрации реагирующих веществ. При очень высоких и очень низких концентрациях получают высокодисперсные (коллоидные) системы. В первом случае это объясняется возникновением одновременно очень большого количества центров кристаллизации (зародышевых центров), что связано с расходом всего реагирующего вещества. Возможность дальнейшего роста частиц этим ограничивается.

В случае низких концентраций весь возможный избыток вещества расходуется на возникновение сравнительно немногочисленных центров кристаллизации, и дальнейший рост частиц тем самым исчерпывается. При средних концентрациях реагирующих веществ получают грубодисперсные частицы, выпадающие в осадок.

а) В стакан на 100 мл наливают 5 мл 0.005н раствора  $FeCl_3$  и добавляют 5 мл 0.005н раствора  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Разбавляют полученный раствор 50 мл дистиллированной воды. Получается прозрачный золь берлинской лазури.

б) Выполняют то же, что и в опыте а), беря растворы концентрацией 0.1н. Из мутного раствора выпадает осадок берлинской лазури.

в) В стакан на 100 мл наливают 5 мл насыщенного раствора  $FeCl_3$  и 10 мл насыщенного раствора  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Образуется студнеобразный осадок. Часть полученного осадка переносят в стакан со 100 мл дистиллированной воды и размешивают. Получается устойчивый золь берлинской лазури.



### ***1.2.5. Получение гидрофильных зелей. Золь крахмала***

Лиофильные золи получают путем растворения ВМС в соответствующем растворителе: белков – в воде, каучука – в бензоле, целлюлозы – в эфире и т.д. Лиофильные золи обладают значительно большей устойчивостью по сравнению с лиофобными, поэтому они могут быть получены в сравнительно высоких концентрациях и обладают большой вязкостью и осмотическим давлением. Повышение концентрации лиофильных зелей приводит к их застудневанию – переходу в гели.

0.5 г крахмала тщательно растирают в фарфоровой ступке, переносят в фарфоровую чашечку и перемешивают с 10 мл дистиллированной воды, после чего добавляют еще 90 мл воды. Затем при постоянном помешивании доводят полученную смесь крахмала в воде до кипения. После нескольких вскипаний получается 0.5% опалесцирующий золь крахмала. Золь сохраняют для дальнейшей работы.

## **2. Диализ**

В сосудик для диализа наливают золь гидроксида железа и погружают его в сосуд с дистиллированной водой. Спустя некоторое время в отдельной порции воды из наружного сосуда определяют наличие хлорид-ионов по реакции с  $\text{AgNO}_3$ .

## **3. Определение знака заряда коллоидной частицы**

### ***3.1. Капиллярный анализ***

Цель работы – определить знак заряда коллоидных частиц полученных зелей.

Иногда знак заряда коллоидной частицы можно определить, не прибегая к электрофорезу, например, методом капиллярного анализа, используя зависимость адсорбируемости золя от знака заряда поверхности адсорбента. При погружении в воду фильтровальной бумаги целлюлозные стенки капилляров заряжаются отрицательно, а прилегающая к ним вода – положительно. За счет сил поверхностного натяжения вода поднимается по капиллярам бумаги.

Если в воде находятся заряженные коллоидные частицы, то передвижение их вверх возможно тогда, когда они заряжены отрицательно и не притягиваются к стенкам капилляров.

В полученные ранее окрашенные золи опускают край полоски фильтровальной бумаги. Через 3–5 мин. делают заключение о знаке заряда коллоидной частицы.

#### 4. Коагуляция

Цель работы – определить знак заряда коллоидных частиц и определить пороги коагуляции золя (по указанию преподавателя) при действии ионов различного заряда, проверить правило Шульце – Гарди.

Признаком коагуляции служит помутнение золя и дальнейшее образование осадка. Минимальная концентрация электролита, вызывающая явную коагуляцию, называется порогом коагуляции золь (ммоль/л). Порог коагуляции зависит как от природы электролита, так и от валентности коагулирующего иона. Порог коагуляции  $\gamma$  вычисляется по формуле:

$$\gamma = \frac{c_{эл} V_{эл}}{V_{золя}},$$

где  $V_{золя}$  – объем золя, взятого для коагуляции,  $C_{эл}$  – молярная концентрация раствора электролита,  $V_{эл}$  – объем электролита, пошедшего на коагуляцию золя.  $\gamma^I : \gamma^{II} : \gamma^{III} = 730 : 11 : 1$  – правило Шульце – Гарди.

В три чистые пробирки наливают по 1 мл испытуемого золя. Затем в пробирки добавляют по каплям растворы следующих солей: 3н раствор KCl, 0.25 н раствор  $K_2SO_4$  и 0.001 н раствор  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

После каждого добавления электролита пробирки с золем встряхивают, наблюдая за положением золя. Явное помутнение золя принимают за коагуляцию и определяют порог коагуляции.

## **5. Сравнение устойчивости гидрофильных и гидрофобных золей к действию электролитов**

В две пробирки помещают по 5 мл полученных ранее золей берлинской лазури (или золя гидроксида железа) и крахмала. В каждую из пробирок по каплям добавляют насыщенный раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  до коагуляции золей. Определяют и сравнивают пороги коагуляции.

## **6. Контрольные вопросы**

1. Понятие дисперсной системы. Особенности коллоидного состояния.
2. Классификация дисперсных систем.
3. Способы получения дисперсных систем.
4. Способы очистки золей.
5. Строение мицеллы гидрофобного золя.
6. Понятие коагуляции. Коагуляция электролитами. Правило Шульце – Гарди.

## **Лабораторная работа №11**

### **РАСЧЕТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ ПОЧВ ПРИ ВНЕСЕНИИ УДОБРЕНИЙ**

Цель работы – изучить гербициды, удобрения и биопрепараты и условия их применения.

Задачи работы: освоить новую терминологию, приобрести практические знания и навыки по перечню гербицидов, удобрений и биопрепаратов, разрешенных на территории РФ.

#### **1. Порядок выполнения работы**

1. Ознакомиться с пояснениями к работе, коллекцией гербицидов, удобрений и биопрепаратов, используемых при основной обработке почвы.
2. Изучить особенности их применения.
3. Составить проект обработки почвы с применением гербицидов, удобрений и (или) биопрепаратов, согласно выданному заданию.

4. Решить предложенные преподавателем задачи.

### ***1.1. Материалы и оборудование***

1. Гербициды.
2. Удобрения.
3. Биопрепараты.
4. Перечень задач по применению удобрений и гербицидов.
5. Справочные материалы и нормативы.

### ***1.2. Применение гербицидов***

При выращивании посадочного материала затрачивается много труда и средств на борьбу с сорной растительностью, появляющейся на полях. Сократить указанные затраты можно применением гербицидов.

Гербицид – это химическое вещество, применяемое для борьбы с нежелательной травяной растительностью (в данном случае с сорняками). Затраты труда и средств на борьбу с сорняками без применения гербицидов составляют весьма значительную величину (до 70 % от общих затрат). Тем не менее, желаемый результат обеспечивается не всегда. Основная причина – высокая жизнеспособность сорных растений, выработанная в результате постоянной борьбы за существование.

Как правило, для борьбы с сорняками в питомниках гербициды применяют в два этапа. Первоначально уничтожают многолетние сорняки (на полях), затем однолетние и семенное поколение многолетников (при уходах). По общепринятой классификации все гербициды разделяют на общеистребительные (сплошного действия) и избирательные (селективного действия). В зависимости от особенностей распространения по тканям растений все гербициды подразделяют на системные и контактные. Однако, данное разделение по особенностям их действия на растения в известной мере условно, так как некоторым веществам присущи свойства системного и контактного гербицида, а многие препараты в зависимости от дозировок могут быть использованы и как избирательные, и как общеистребительные гербициды.

В целом, рекомендуют следующие варианты применения гербицидов:

1. 2,4-Д (диметиламинная соль) (1–2 кг д.в./га) рекомендуют для случаев с легкими и средними по механическому составу почвами. Опрыскивание проводят в конце мая или в начале июня, но не позднее второй половины июля. Гербицид 2,4-Д наиболее эффективен против однолетних двудольных сорняков. Последующая механическая обработка проводится не ранее чем через 3–4 недели после опрыскивания. Второе опрыскивание (в случае необходимости) проводят не позднее первой половины августа. Это гарантирует инактивацию гербицидов к весне следующего года. Осенью проводят зяблевую вспашку.

2. Раундап (утал, фосулен, глифосат) рекомендуют в качестве наиболее эффективного и совершенного в экологическом отношении гербицида против однолетних и многолетних злаковых и двудольных сорняков. Норма расхода 2–4 л/га. Поле подготавливают по обычной программе, а с весны до середины лета дают возможность отрасти сорнякам. Гербицид следует вносить по хорошо развившимся и вегетирующим сорнякам в летние и осенние месяцы. При дозе раундапа 3 кг д.в./га подавляется большинство распространенных видов сорняков, особенно хорошо злаки. Опрыскивание следует проводить в сухую погоду с таким расчетом, чтобы в течение 4–6 часов после обработки гербицид не был смыт с растений осадками. Механическую обработку почвы следует проводить не ранее, чем через 2–3 недели.

3. Зеллек-супер (галоксифоп-Р-метила кислота) (104 г/л) – системный гербицид для уничтожения однолетних (просо куриное, виды щетинника) и многолетних злаковых сорняков (пырей ползучий) путем опрыскивания. Расход рабочей жидкости 200–300 л на га. Зеллек можно вносить в различные фазы развития сорной растительности, но предпочтительнее в первую половину вегетационного сезона, в период активного роста сорняков, независимо от фазы развития культуры. Дальнейшую механическую обработку почвы можно начинать спустя 3 недели после опрыскивания.

Дозы внесения (д.в.) гербицидов принято выражать в килограммах действующего вещества на 1га обрабатываемой площади, поэтому каждый раз

в зависимости от технической характеристики применяемого гербицида определяют потребное количество химикатов по формуле:

$$K = П * Д * 100 / С ,$$

где П – обрабатываемая площадь, га;

Д – доза действующего вещества, необходимая для внесения на 1 га, кг;

С – содержание действующего вещества в химикате, %.

Перед применением гербицидов их растворяют в воде или смешивают с ней.

В таблице представлен краткий перечень препаратов (гербицидов и фунгицидов), с помощью которых можно бороться с различными сорняками и болезнями. Более подробную информацию можно найти в государственном каталоге пестицидов и агрохимикатов, разрешенных к применению на территории Российской Федерации.

Таблица 4.1 – Краткая характеристика гербицидов, разрешенных на территории РФ

Название/ действующее вещество	Ед. измер.	Количество раствора препарата / площадь, л (кг) / га (т)	Назначение
1	2	3	4
Пантера	мл	5 / 1,0	Против злаковых сорняков
Раундап (глифосат)	мл	6 / 1,0-2,0	Широкого спектра
Титус	г+мл	8 / 2,0	Послевсходовый
Фундазол / биномин	г	2-6 / 1,0	Для обработки семян и посадочного материала различных культур против семенной и почвенной инфекции
Торнадо / изопропиламин ная соль глифосата	г	3-5 / 1,0	В паровых полях лесных питомников против пьрея и др. сорняков, посевы и посадки сосны, ели и кедра

### ***1.3. Применение удобрений***

Для повышения плодородия почв и предупреждения их истощения рекомендуют систематически вносить в них удобрения.

Все удобрения делят на пять групп: органические, органо-минеральные, минеральные, бактериальные, микроудобрения.

По срокам внесения удобрения подразделяются на основные (вносят в поле до посева), припосевные (вносят одновременно с посевом в посевные бороздки) и подкормки (вносят в период роста растений).

Первоочередной задачей при использовании почв является поддержание бездефицитного баланса гумуса – одного из важнейших факторов роста и развития растений. Кроме того, он является основным источником элементов питания. Гумус регулирует буферность почвы (свойство почвы удерживать равновесие при изменении внешних факторов, в частности устойчивость почвы к загрязнению), способствует упрочению и сохранению почвенной структуры. В качестве органических удобрений рекомендуется применять низинный проветренный торф, хорошо перепревший навоз, хорошо подготовленные органические компосты на основе торфа, опилок, коры деревьев, лигнина, перепревшего навоза. Из органических удобрений готовят торфонавозные, торфо-минеральные, торфофекальные, смешанные и другие компосты.

Для приготовления торфонавозного компоста соотношение торфа и навоза принимают 1:1; 2:1; 3:1 в зависимости от разложения торфа (чем больше степень разложения торфа, тем больше его содержание в компосте). Торфонавозный компост готовят послонным, площадным и очаговым способами.

При послонном способе приготовления торф и навоз укладывают слоем в 20–30 см в штабель. Толщина слоев зависит от соотношения торфа и навоза в составе компоста. Компост готовят в любое время года. Длина штабеля произвольная, ширина 3–4 м, высота 1,5–2 м. Сверху штабель укрывают 40–50-сантиметровым слоем торфа.

При площадном способе приготовления компоста на слой торфа толщиной 15–20 см укладывают навоз в принятом соотношении. Все это

перемешивают и затем сгребают бульдозером в штабель. Таким образом, готовят компост осенью или в весенне-летний период.

Очаговым способом закладывают компост зимой. При этом способе на слой торфа (40–50 % общего объема) укладывают навоз кучами на расстоянии 1 м друг от друга, остальной торф укладывают сверху. Торфонавозные компосты перемешивают через 2–3 месяца, при необходимости увлажняют, в почву вносят через год после закладки.

Торфо-минеральные компосты готовят из проветренного торфа (60–70 % влажности), в который вносят минеральные удобрения из расчета на 1 т торфа – 10 кг суперфосфата, 10 кг фосфоритной муки, 6 кг хлористого калия. В зависимости от степени кислотности торфа и требовательности древесных и кустарниковых пород, под которые будет внесен компост, добавляют известь. Доза извести от 3 до 1 т на 1 тонну торфа. Для приготовления торфофосфоритного и торфо-известкового компоста к торфу добавляют фосфоритную муку или молотый известняк, доломитную муку или другие известковые материалы из расчета 2–3 % от массы проветриваемого торфа. Торфо-минеральные, торфофосфоритные и торфо-известковые компосты приготавливают летом. Их можно использовать через 2–3 месяца после закладки. Торфопредприятия выпускают готовые торфо-минеральные удобрения (ТМУ – с добавлением фосфоритной муки, суперфосфата и хлористого калия, ТМАУ – с теми же компонентами + аммиачная вода). Обычные ТМАУ содержат NPK 0,5–1,2 %, концентрированные – 1,4–3,0 %.

Для приготовления смешанного компоста используют растительные отходы: зеленую массу трав, сорняков, лесную подстилку, дерн, солому и т.п. компостируемый материал (25–30 см) переслаивают торфом или землей (15 см). Продолжительность компостирования 1–3 года в зависимости от компостного материала. Всю массу компоста ежегодно 2–3 раза перемешивают и при необходимости увлажняют. Готовность компоста определяют по однородности всей массы. Особого внимания заслуживают компосты, приготовленные из низинного торфа в смеси с дерниной (торфодернинные) и из чистой сосновой подстилки (сосново-подстилочные). Торфодернинный



компост готовят из следующих компонентов: торфа 1 т, дернины 100 кг, песка 160 кг, суперфосфата 8 кг и аммиачной селитры 3 кг. Все это тщательно перемешивают. Продолжительность компостирования 6–8 месяцев. Для поддержания оптимальной микробиологической деятельности влажность компостов из торфа должна быть 50–70 % полной влагоемкости, а сосново-подстилочного 30 %. При низком содержании гумуса в перегнойном горизонте в почву вносят до 60 т./га торфодернинного или сосново-подстилочного компоста.

Так как органические удобрения содержат большое количество семян сорняков, их лучше вносить в поле в мае, чтобы в течение лета была возможность бороться с сорняками с помощью механизированных или химических обработок. Органические удобрения, очищенные от семян сорняков, можно вносить осенью под перепахку пара или непосредственно перед посевом. В последнем случае их вносят полосами на гряды, в посевные ленты или распределяют равномерно по площади. При внесении полосами органические удобрения расходуются более эффективно.

Внесение органических удобрений является обязательным на тяжелых бесструктурных и на песчаных почвах.

В качестве основных минеральных удобрений используют:

а) азотные (аммиачная, натриевая, калийная, кальциевая селитры, мочевина). Внесение азотных удобрений способствует лучшему росту растений. Азотные удобрения вносят в год посева перед весенним боронованием, причем в этом случае предпочтение отдают аммиачной селитре. Мочевину можно вносить осенью в холодную почву. Нормы внесения варьируют (20–180 кг д. в./га) в зависимости от выращиваемой породы, механического состава почвы, содержания гумуса;

б) фосфорные (простой, двойной, гранулированный суперфосфат, фосфоритная мука) – способствует наиболее активному развитию корневой системы растений. Вносят обычно осенью под перепахку пара в дозе 30–200 кг д. в./га. На кислых почвах фосфорные удобрения вносят в сочетании с

известью. На солонцеватых почвах из фосфорных удобрений предпочтение отдается простому суперфосфату, так как в нем содержится до 40 % гипса;

в) калийные (хлористый калий, калийные соли, сильвинит, сульфат калия, углекислый калий) повышают тургор клеток и морозоустойчивость растений. Доза внесения – 15–140 кг д.в./ га. На тяжелых почвах калийные удобрения вносят осенью перед перепахкой пара, на легких – весной перед боронованием. Из калийных удобрений наиболее приемлемым является сульфат калия –  $K_2SO_4$  (46 % д.в.). Применение хлорсодержащих калийных удобрений (например, хлористого калия) из-за токсичного действия хлора не рекомендуется. Наивысший эффект дает применение серосодержащего удобрения. Это удобрение экологически безопасно, быстро растворимо и эффективно для древесных растений. Лучше всего вносить калийные удобрения с осени, особенно содержащие хлор. Однако, сульфат калия можно вносить и под предпосевную культивацию, так как он не содержит токсичного хлора. Поскольку сульфат калия мелкокристаллическое порошкообразное удобрение, его необходимо вносить разбрызгивателями. Недопустимо оставление удобрения на поверхности почвы, особенно в зиму. Рекомендуется его обязательная заделка, чтобы предотвратить потери через необменную фиксацию почвенными минералами.

К бактериальным удобрениям относят:

а) нитрогин (содержит бактерии, которые на корнях бобовых усваивают азот воздуха). Применяют в сидеральных парах из расчёта 0,5 кг препарата на 1 га (на 150–200 кг люпина, гороха или на 50 кг люцерны, донника). Препарат разбавляют водой и раствором смачивают семена бобовых непосредственно перед посевом;

б) препарат АМБ (содержит несколько видов бактерий, перерабатывающих органическое вещество в доступные для растений соединения). Применяют на бедных подзолистых почвах. Вносят в паровое поле вместе с торфом из расчета 1 кг АМБ на тонну торфа и 100 кг извести;

в) азотобактерин (содержит бактерии, которые усваивают свободный азот воздуха). Применяют на плодородных почвах (1–2 кг/га), обрабатывая им семена выращиваемых древесных пород перед посевом;

г) фосфобактерин (содержит бактерии, которые переводят фосфор органических соединений в доступные для растений формы). Применяют так же, как азотобактерин.

д) микоризная земля (содержит грибы – микоризообразователи, необходимые для успешного роста сеянцев хвойных пород). На участках, где эти породы выращиваются впервые, необходимо внесение микоризной земли из расчета 2–3 т/га.

Микроудобрения с содержанием бария, бора, марганца, меди, молибдена, цинка и других элементов можно вносить в паровые поля в дозе 0,1–10 кг д.в./га вместе с органическими и минеральными удобрениями при низкой обеспеченности этими микроэлементами почв.

Нормы внесения удобрений в зависимости от содержания в них действующего вещества рассчитывают так же, как для гербицидов.

Внесение минеральных удобрений в паровое поле осуществляют разбрасывателями. Минеральные удобрения вносят в почву таким образом, чтобы обеспечить наиболее полное использование их корневыми системами сеянцев и саженцев, для этого их заделывают в почву на глубину 8–10 см.

Большие коррективы в режим использования удобрений вносят метеорологические условия. Так, при холодной и затяжной весне необходимо увеличивать дозы удобрений, особенно азотных. В пасмурное лето с пониженными температурами хорошо улучшают вегетацию древесных и кустарниковых растений калийные удобрения. При очень большом количестве осадков ухудшается древесными и кустарниковыми растениями усвоение питательных веществ, затрудняется аэрация почвы, из нее вымываются подвижные формы азота, затухает жизнедеятельность многих полезных микроорганизмов. Действие удобрений снижается также и в засушливые периоды.

Известкование применяют для нейтрализации кислых почв. Для этого под основную вспашку вносят известь, мел, доломитовую муку, золу. Дозы внесения определяют в зависимости от степени кислотности и содержания гумуса в почве (от 2 до 5 тонн  $\text{CaCO}_3$  на 1 га); на тяжёлых по механическому составу почвах дозы внесения выше, чем на лёгких. Гипсование применяют на солонцовых почвах, содержащих большое количество натрия. Вносят гипс или фосфорогипс перед основной вспашкой в дозе 2,5–5,0 т/га.

Предпосевные удобрения можно вносить в посевные бороздки одновременно с посевом семян. В первые фазы развития и роста древесные растения, например, испытывают потребность в фосфорном питании. Поэтому на всех почвах рекомендуется предпосевное внесение фосфорных удобрений. Из всех фосфорных удобрений наиболее растворимым и эффективным является двойной гранулированный суперфосфат ( $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ), содержащий 49 % д.в. Это наиболее распространенное фосфорное удобрение. Указанную дозу фосфорных удобрений лучше всего вносить послойно. Большую часть дозы вносят под перепахку осенью с помощью разрыхлителя, а меньшую дозу (20–30 кг/га) вносят в рядки при посеве семян. Такой способ внесения наиболее эффективен, так как способствует лучшему развитию корневой системы сеянцев, что способствует засухоустойчивости и морозостойкости древесных растений. Можно заменить послойное внесение суперфосфата, на предпосевное внесение под культивацию, однако при таком способе эффективность ниже, так как часть суперфосфата химически поглощается почвой и переходит в трудноподвижное состояние.

В качестве минерального удобрения можно использовать золу. Зола является хорошим калийным и фосфорным удобрением, представляет собой минеральный остаток, содержащий такие химические элементы: кальций ( $\text{CaO}$  – от 5 до 48 %), калий ( $\text{K}_2\text{O}$  – от 1 до 35 %), фосфор ( $\text{P}_2\text{O}_5$  – от 1 до 9 %), а также известь и многие микроэлементы. Эти вещества легко растворимы в воде и доступны для растений.

В чистом виде золу рекомендуется вносить с основным удобрением под основную вспашку почвы.

Существенным резервом повышения плодородия почв могут быть зольно-шлаковые отходы, образующиеся в больших количествах на тепловых электростанциях и других предприятиях, использующих в качестве топлива каменный или бурый уголь. При внесении в почву зольно-шлаковые отходы улучшают рост и повышают продуктивность древесных растений, улучшают физические и агрохимические свойства почв.

При применении минеральных удобрений необходимо учитывать их особенности:

1. Удобрения, не изменяющие кислотность почв. Азотные – кальциевая селитра, натриевая селитра. Фосфорные – преципитат, костная мука. Калийные – углекислый калий, цементная пыль.

2. Удобрения, подкисляющие почву, но которые можно смешивать с известью прямо перед их внесением в паровые поля (для их нейтрализации и снижения кислотности почвы): мочевины, хлористый калий, калийная соль, сильвинит, каинит.

3. Удобрения, которые нельзя смешивать с известью: селитры (аммиачная, кальциевая, натриевая), суперфосфаты, аммофос, преципитат.

4. Использование наиболее распространенных в хозяйстве удобрений, подкисляющих почву, без известкования отрицательно сказывается на ее кислотности. Для нейтрализации 1 центнера внесенной мочевины необходимо 1,83 ц  $\text{CaCO}_3$  (извести), аммиачной селитры – 0,7 ц, сульфата аммония – 0,9 ц извести в пересчете на  $\text{CaCO}_3$ .

Многие породы в процессе роста избирательно потребляют одних элементов больше, а других меньше. Это следует учитывать при внесении удобрений для выращивания тех или иных древесных пород.

#### ***1.4. Применение биопрепаратов***

Интенсификация выращивания посадочного материала в последнее время отрицательно сказалась на почвенной экологии. Биологические свойства почвы ухудшились, отчетливо стали проявляться признаки «почвоутомления», токсикоза и снижения плодородия почвы, нередко на фоне нитратного

засоления, зафосфачивания и даже образования щелочной среды. Биологические свойства почвы и ее активность определяются интенсивностью и направленностью микробиологических и биохимических процессов, обусловленных жизнью почвенного биоценоза. В условиях интенсивного землепользования под воздействием техногенных, химических и антропогенных нагрузок ухудшаются химико-физические и биологические свойства почвы, и как следствие это ведет к значительному сокращению видового и количественного состава почвенной микрофлоры. Наиболее чувствительными ко всем этим нагрузкам, особенно химическим, являются микроорганизмы, принимающие активное участие в образовании гумуса и доступных для растений питательных веществ. Внесение минеральных удобрений зачастую не приводит к улучшению плодородия почвы, так как многие из них усваиваются растениями только после микробиологических превращений. Одним из эффективных и экологически целесообразных путей повышения продуктивности и улучшения почвенной экологии является использование новых высокоэффективных препаратов на основе молочнокислых бактерий и полезных почвенных микроорганизмов. Агротехника с их использованием обеспечивает получение стабильно высокого качества посадочного материала и позволяет снизить негативные последствия длительного химического воздействия на почву. Активизация почвенной микрофлоры способствует накоплению в почве биологического азота и растворимого фосфора, полностью усваиваемых растениями, в результате чего обменные процессы в системе «почва-растение» значительно улучшаются. Однократная обработка семян и почвы биопрепаратами повышает выход сеянцев на 20–25 %; при этом грунтовая всхожесть семян увеличивается на 5–10 %, а сохранность сеянцев – на 10–20 %. Одновременно с этим снижается повреждаемость посевов инфекционными болезнями и повышается качество выращиваемых растений. Применение биопрепаратов экономически оправдано, так как затраты на 1 га составляют 200–250 руб., что значительно ниже стоимости дополнительно получаемой продукции, а также сокращаются нормы и соответственно затраты на внесение минеральных удобрений.

Для практического использования рекомендуются следующие биопрепараты: активатор почвенной микрофлоры (АПМ), активатор прорастания семян (АПС), активатор фотосинтеза (АФ), активатор разложения стерни (АРС), азотовит и бактофосфин. В отличие от уже применяющихся биопрепаратов для защиты растений от вредителей и болезней, а также от гербицидов, загрязняющих окружающую среду токсическими веществами, рекомендуемые препараты являются экологически чистыми. Они производятся в жидкой гелевой форме. Оздоровляя почвенные биоценозы и стимулируя рост растений, они обеспечивают устойчивость агросистем в целом. Указанные выше биопрепараты применяют в виде водных растворов для обработки почвы и семян перед посевом, корневых систем при пересадках и наземных органов растений в период их вегетации. Рабочие растворы готовят путем разбавления препаратов водой, их предпочтительно следует использовать в день приготовления, однако некоторые из них (например, АПС) можно хранить и 5–6 дней при температуре 5–20 °С. Соотношение компонентов растворов, а также технология использования биопрепаратов приведены в таблице.

Таблица – Технология использования биопрепаратов при выращивании садового материала хвойных пород

Название биопрепарата	Количество		Способ применения
	биопрепарата на 1 л. воды, мл	рабочего раствора на 1 га, л	
<b>Обработка семян перед посевом</b>			
АПС	10	-	Обрабатывают путем намачивания в течение 2-3 ч. Рабочий раствор готовят из расчета 1 л на 1 кг семян
Азотовит	0,5-10	-	Приготовление раствора и обработка семян проводится в затененном месте
Бактофосфин	0,5-10	-	
<b>Обработка почвы перед посевом</b>			
АПМ	2,5	400	Обработку путем опрыскивания (ПОМ-630, ПОУ и др.) желательно проводить в пасмурную погоду или вечером
Азотовит	0,5-10	400	
Бактофосфин	0,5-10	400	
<b>Обработка надземных органов</b>			
АФ	2,5	400	2-х кратное опрыскивание с интервалом 12-15 дней в период активного роста растений (июнь)
<b>Обработка корневых систем</b>			
АПМ	2,0-4,0	200	Обмакивание корневых систем саженцев (сеянцев) в торфо-глиняную болтушку с добавлением биопрепаратов, защищая от прямого воздействия солнечных лучей
Азотовит	1,0-2,0	200	
Бактофосфин	1,0-2,0	200	
<b>Обработка стерни</b>			
АРС	2,5	400	Опрыскивание поля сразу после уборки зерновых
<b>Приготовление компоста</b>			
АРС	10	-	Полив из расчета 50 мл препарата на 1т субстрата

## 2. Примерный перечень задач:

1. Определить норму внесения аммиачной селитры (49 %) на участок площадью 3 га, если требуется внести азота 20 кг. д. в./га.



2. Определить норму внесения двойного суперфосфата (45 %) на участок площадью 2 га, если требуется внести фосфора 60 кг. д. в./га.

3. Сколько требуется раундапа (70 %) для обработки 5 га поля при дозе внесения 40 кг на га по д.в.

4. Определить норму внесения азотфита (15 %) для обработки 1,5 га поля перед посевом при дозе внесения 10 мл на га по д.в.

5. Указать дозы и сроки внесения гербицидов велпара и аминной соли 2, 4-Д на полях.

6. Указать дозы и сроки внесения основных минеральных удобрений

### **3. Контрольные вопросы**

1. Гербициды, их свойства и область применения.

2. Какова технология работ по внесению гербицидов, почему необходимо ее соблюдать?

3. Виды и системы удобрений. Сроки и нормы их внесения.

4. Применение экологических биопрепаратов. Их преимущества перед удобрениями.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : Учебник для студентов вузов / Н.С. Ахметов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высшая школа, 1988. – 640 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия : Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка ; ред. А. И. Ермаков. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2005. – 727 с.
3. Инженерная защита поверхностных вод от промышленных стоков : учебное пособие / Д.А. Кривошеин – 2-е издание, стер. – М. : Высшая школа, 2008. – 344 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия : Учебник для технических направлений и специальностей вузов / Н.В. Коровин. – 7-е изд., испр. – М. : Высшая школа, 2006. – 556 с.
5. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов : учебник для вузов / Ю.А. Ершов [и др.] ; ред. Ю.А. Ершов. – 4-е изд., стереотип. – М. : Высшая школа, 2003. – 559 с.
6. Пустовалова Л.М. Общая химия : учебник / Л.М. Пустовалова, И.Е. Никанорова. – 2-е изд. – Ростов н/Д : Феникс, 2006. – 478 с.
7. Рао Ч.Н.Р. Новые направления в химии твердого тела: Структура, синтез, свойства, реакционная способность и дизайн материалов : Пер. с англ. / Ч.Н.Р. Рао, Дж. Гопалакришнан ; ред. : Ф.А. Кузнецов ; пер. : В.Е. Федоров [и др.]. – Новосибирск : Наука, 1990. – 519 с.
8. Садовникова Л.К. Экология и охрана окружающей среды при химическом загрязнении: учебное пособие / Л.К. Садовникова, Д.С. Орлов, И.Н. Лозановская. – 4-е изд., стер. – М. : Высшая школа, 2008. – 334 с.
9. Смирнов Г.В. Химия : Учебное пособие / Г.В. Смирнов, Г.М. Якунина ; Министерство образования Российской Федерации, Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, Кафедра технологии радиоэлектронной аппаратуры. – Томск : ТМЦДО, 2000. – 157 с.
10. Суворов А.В. Общая химия : Учебник для вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - СПб. : Химия, 1997. - 624 с.
11. Трифонов К.И. Физико-химические процессы в техносфере : учебник / К.И. Трифонов, В.А. Девисиллов. – М. : Форум: Инфра – М, 2010. – 240 с.
12. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия : Учебник для вузов / Я.А. Угай. – 4-е изд., стереотип. – М. : Высшая школа, 2004. – 526 с.
13. Хомченко И.Г. Общая химия : Учебное пособие для среднего профессионального образования / И.Г. Хомченко. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : Новая Волна, 2005. – 461 с.
14. Химия : Большой энциклопедический словарь / Ред. И.Л. Кнунянц, Ред. Е.В. Вонский. – 2-е (репринтное) изд. "Химического энциклопедического словаря" 1983 года. – М. : Большая Российская энциклопедия, 1998. – 792 с.
15. Чикин Е.В. Химия : Учебное пособие / Е.В. Чикин ; Федеральное агентство по образованию, Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, Кафедра радиоэлектронных технологий и экологического мониторинга. – Томск : ТУСУР, 2005. – 190 с.

**Приложение А**  
**Пример оформления титульного листа**

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования

ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ СИСТЕМ УПРАВЛЕНИЯ  
И РАДИОЭЛЕКТРОНИКИ  
(ТУСУР)

Кафедра радиоэлектронных технологий и экологического мониторинга  
(РЭТЭМ)

Наименование темы работы (прописными буквами)

Лабораторная работа по дисциплине  
«Физико-химические основы экологии»

Студенты гр.

\_\_\_\_\_ Ф.И.О.

\_\_\_\_\_ /Подпись/

Руководитель работы

\_\_\_\_\_ /Должность/

\_\_\_\_\_ Ф.И.О.

\_\_\_\_\_ /Подпись/

\_\_\_\_\_ /Дата/