

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

А. Г. Булычев, Н. П. Нефедова

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по лабораторным работам
для студентов очной формы обучения по основной профессиональной
образовательной программе специальности
36.05.01 Ветеринария

Калининград
Издательство ФГБОУ ВО «КГТУ»
2022

УДК 577.1 (076)

Рецензент
кандидат технических наук, доцент кафедры химия ФГБОУ ВО «КГТУ»
Г. Е. Степанцова

Булычев, А. Г.

Химия: учеб.-метод. пособие по выполнению лабораторных работ для студентов основной профессиональной образовательной программы высшего образования 36.05.01 Ветеринария / А. Г. Булычев, Н. П. Нефедова. – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 107 с.

В учебно-методическом пособии по выполнению лабораторных работ для дисциплины «Химия» представлены организационно-методические указания, вопросы техники безопасности, методики лабораторных работ по их выполнению для направления подготовки 36.05.01 Ветеринария.

Табл. 14, список лит. – 14 наименований

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала кафедрой химии 6 сентября 2022 г., протокол № 1

Учебно-методическое пособие по выполнению лабораторных работ для студентов обучающихся по основной профессиональной образовательной программы высшего образования 36.05.01 Ветеринария рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института агроинженерии и пищевых систем ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 15 сентября 2022 г., протокол № 9

УДК 577.1 (076)

© Федеральное государственное
бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Калининградский государственный
технический университет», 2022 г.
© Булычев А. Г., Нефедова Н. П.,
2022 г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	5
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ.....	6
ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ.....	9
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПОДГОТОВКЕ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ.....	12
ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ (1-й семестр)	13
1. Техника безопасности, лабораторное оборудование и правила работы в химической лаборатории.....	13
2. Определение молярной массы эквивалента металла.....	19
3. Установление формулы кристаллогидрата.....	24
4. Определение влияния кинетических параметров на скорость химических реакций. Изучение направления смещения химического равновесия.....	27
5. Приготовление и определение концентрации растворов.....	31
6. Проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций. Изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия в ионообменных реакциях (часть 1).....	36
Сравнительная оценка растворимости мало- и труднорастворимых электролитов (произведение растворимости) (часть 2).....	41
7. Идентификация растворов веществ по их кислотности (определение рН).....	44
8. Изучение закономерностей протекания окислительно- восстановительных реакций.....	47
9. Получение и исследование свойств комплексных соединений.....	54
10. Изучение свойств азота и его соединений.....	57
11. Изучение свойств серы и ее соединений.....	59
12. Изучение свойств фосфора и его соединений.....	61
13. Изучение свойств галогенов и их соединений.....	63
14. Изучение свойств углерода и его соединений.....	65
15. Определение суммарной жёсткости водопроводной воды методом комплексометрического титрования.....	67
ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ (2-й семестр)	72
1. Изучение строения и номенклатуры органических соединений по моделям Стюарта-Бриглеба.....	72
2. Изучение способов получения и физико-химических свойств углеводородов (алканов, алкенов). Проведение качественных реакций.....	74

3. Изучение физико-химических свойств гидроксисоединений (спиртов и фенолов). Проведение качественных реакций.....	77
4. Изучение способов получения и физико-химических свойств оксисоединений (альдегидов и кетонов), проведение качественных реакций.....	81
5. Изучение физико-химических свойств карбоновых кислот....	84
6. Изучение физико-химических свойств гидроксикислот.....	88
7. Изучение физико-химических свойств аминокислот, проведение качественных реакций.....	91
8. Проведение цветных реакций на белки и аминокислоты.....	94
9. Изучение физико-химических свойств углеводов (моно-, ди- и полисахаридов), проведение качественных реакций.....	97
10. Изучение физико-химических свойств липидов. Проведение качественных реакций на наличие непредельных жирных кислот в липидах.....	102
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	106

ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие к лабораторным работам по дисциплине «Химия» предназначено для студентов очной и заочной форм обучения в специалитета по направлению подготовки 36.05.01 Ветеринария.

Дисциплина «Химия» относится к математическому и естественнонаучному модулю образовательной программы специалитета по направлениям подготовки 36.05.01 Ветеринария.

Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование знаний теоретических основ химии и свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе и умения их использовать в своей профессиональной деятельности.

Задачами изучения дисциплины являются: изучение основных законов химии; приобретение навыков постановки и проведения лабораторных исследований; умение описывать результаты опытов и делать выводы; способность применять теоретические знания по дисциплине в профессиональной и практической деятельности специалиста.

В результате изучения дисциплины студент должен:

Знать: понятия и законы химии, химические системы; методы и средства химических исследований.

Уметь: самостоятельно осваивать новые разделы фундаментальных наук, используя уровень достигнутых знаний; ориентироваться в химических законах.

Владеть: навыками использования основных законов химии в своей профессиональной деятельности.

Учебный материал по дисциплине «Химия» изучается студентами в 1-м и 2-м семестрах.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

В таблице 1 представлен тематический план лабораторных работ.

Таблица 1. Тематический план лабораторных работ (ЛР)

Номер лабораторной работы	Тема дисциплины	Наименование лабораторной работы
Семестр 1		
1	Введение. Основные понятия и законы химии.	Техника безопасности, лабораторное оборудование и правила работы в химической лаборатории
2		Определение молярной массы эквивалента металла
3		Установление формулы кристаллогидрата
4	Основные закономерности протекания химических реакций	Определение влияния кинетических параметров на скорость химических реакций. Изучение направления смещения химического равновесия
5	Растворы	Приготовление и определение концентрации растворов
6		Проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций. Изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия в ионообменных реакциях. Сравнительная оценка растворимости мало- и труднорастворимых электролитов (произведение растворимости)
7		Идентификация растворов веществ по их кислотности (определение рН). Исследование процессов гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз солей
8	Окислительно-восстановительные реакции	Изучение закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций
9	Комплексные соединения	Получение и исследование свойств комплексных соединений
10	Химия элементов	Изучение свойств азота и его соединений
11		Изучение свойств серы и ее соединений
12		Изучение свойств фосфора и его соединений
13		Изучение свойств галогенов и их соединений
14		Изучение свойств углерода и его соединений
15	Химические методы анализа	Определение суммарной жёсткости водопроводной воды методом комплексонометрического титрования
Семестр 2		
1	Некоторые теоретические представления органической химии	Изучение строения и номенклатуры органических соединений по моделям Стюарта-Бриглеба
2	Углеводороды	Изучение способов получения и физико-химических свойств углеводородов (алканов, алкенов). Проведение качественных реакций

Номер лабораторной работы	Тема дисциплины	Наименование лабораторной работы
3	Гидроксисоединения	Изучение физико-химических свойств гидроксисоединений (спиртов и фенолов). Проведение качественных реакций
4	Оксосоединения	Изучение способов получения и физико-химических свойств оксосоединений (альдегидов и кетонов), проведение качественных реакций
5	Карбоновые кислоты	Изучение физико-химических свойств карбоновых кислот
6	Гидроксикислоты	Изучение физико-химических свойств гидроксикислот
7	Аминокислоты	Изучение физико-химических свойств аминокислот, проведение качественных реакций
8	Белки	Проведение цветных реакций на белки и аминокислоты.
9	Углеводы	Изучение физико-химических свойств углеводов (моно-, ди- и полисахаридов), проведение качественных реакций
10	Липиды	Изучение физико-химических свойств липидов. Проведение качественных реакций на наличие непредельных жирных кислот в липидах
		Итого

Лабораторные работы проводятся параллельно с изучением теоретического материала.

Обучающийся допускается к выполнению лабораторных работ при наличии у него лабораторного журнала (тетради) с оформленным проектом отчёта по лабораторной работе. Перед его оформлением студенту следует самостоятельно изучить теоретический материал по теме лабораторной работы, используя конспект лекций и рекомендуемую учебную литературу, описание лабораторной работы.

Для повышения качества подготовки к лабораторным занятиям студенту следует ответить на вопросы для самостоятельной работы, приведенные в конце описания каждой лабораторной работы.

Проект отчёта по лабораторной работе должен включать:

- название темы лабораторной работы;
- название лабораторной работы;
- необходимые теоретические сведения по теме данной лабораторной работы;
- цель лабораторной работы и для каждого опыта;
- описание хода работы, уравнения соответствующих реакций, расчётные формулы;
- свободное место в тетради для наблюдений, расчётов и выводов.

Наблюдения и выводы по каждому опыту формулируются и записываются только после выполнения каждого опыта в лаборатории органической и биологической химии. В лабораторном журнале следует предусмотреть поля.

Записи в лабораторном журнале выполняются ручкой, аккуратно и разборчиво. Нельзя стирать записи и пользоваться корректором. В случае ошибки слова и цифры зачеркивают и пишут правильные рядом один раз. На титульном листе лабораторного журнала следует привести его название с указанием названия дисциплины, фамилии и инициалов, а также учебной группы студента.

Перед выполнением лабораторной работы преподаватель проверяет у каждого студента наличие оформленного проекта отчета по лабораторной работе, знание им теоретического материала по теме лабораторной работы, хода проведения работы и соответствующих ей уравнений реакций. Преподаватель также обращает внимание студентов на необходимость соблюдения техники безопасности при выполнении лабораторных работ.

Лабораторные работы выполняются студентами индивидуально, что позволяет им тщательно наблюдать ход проведения опытов и на его основе самостоятельно делать выводы, увязывая теоретические знания электронного строения, физических и химических свойств исследуемых органических соединений с практическими наблюдениями. Лабораторные работы включают значительное число опытов в виде качественных реакций на соответствующие функциональные группы. Это будет способствовать более глубокому усвоению студентами закономерностей органической химии, строения и свойств соединений разных классов.

Лабораторные работы включают опыты, проводимые капельным методом, не требующим специального обучения. Работа с малыми количествами веществ позволяет правильнее установить оптимальные количественные соотношения между реагентами для проведения соответствующих органических реакций, при этом расход реактивов значительно сокращается и повышается безопасность работы студентов. В ходе выполнения лабораторных работ студенты записывают в лабораторный журнал наблюдения и формулируют выводы по каждому опыту. Преподаватель контролирует правильность выполнения опытов каждым студентом и оформления им отчёта по лабораторной работе.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

Работа в химической лаборатории связана с некоторой опасностью, поскольку многие вещества в той или иной степени ядовиты, огнеопасны и взрывоопасны. Опыт показывает, что большинство несчастных случаев, происходящих в лаборатории, является следствием небрежности и невнимательности работающих.

Возможность несчастных случаев может быть исключена при выполнении всех мер предосторожности.

Обычно характер предупредительных мер, обеспечивающих безопасность выполнения эксперимента, зависит от вида работы.

Однако существуют общие правила, выполнение которых обязательно для каждого работающего в лаборатории независимо от того, какой эксперимент он выполняет:

1. Работать одному в лаборатории категорически запрещается, так как в случае несчастного случая будет некому оказать помощь пострадавшему и ликвидировать последствия аварии.

2. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности, так как поспешность, неряшливость часто приводят к несчастным случаям с тяжелыми последствиями.

3. Каждый работающий должен знать, где находятся в лаборатории средства противопожарной защиты и аптечка, содержащая все необходимое для оказания первой помощи.

4. Категорически запрещается в лаборатории курить, принимать пищу, пить воду.

5. Нельзя приступать к работе, пока студенты не усвоили технику ее выполнения.

6. Опыты нужно проводить только в чистой посуде. После окончания эксперимента посуду следует мыть сразу же.

7. В процессе работы необходимо соблюдать чистоту, аккуратность. Следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, так как многие вещества (галогенопроизводные, фенолы, нитросоединения, непредельные соединения и др.) вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.

8. Никаких веществ в лаборатории не пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.

9. На всех банках, склянках и другой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки (или надпись маркером по стеклу) с указанием названия веществ.

10. Склянки с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой – снизу поддерживать за дно.

11. Категорически запрещается затягивать ртом в пипетки органические вещества и их растворы.

12. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять их отверстия на себя и соседей. Нельзя также заглядывать сверху в открыто нагреваемые сосуды во избежание возможного поражения при выбросе горячей массы.

13. После окончания работы необходимо выключить газ, воду, электроэнергию.

14. Категорически запрещается выливать в раковины концентрированные растворы кислот и щелочей, а также различные органические растворители, сильно пахнущие и огнеопасные вещества. Все эти отходы нужно сливать в специальные бутылки.

15. В каждом помещении необходимо иметь средства противопожарной защиты: ящик с просеянным песком и совком к нему, противопожарное одеяло (асбестовое или толстое войлочное), заряженные огнетушители (желательно со сжиженным углекислым газом).

16. На доступном месте в лаборатории должны находиться медикаменты для оказания первой помощи: растворы танина (в спирте), перманганата калия, борной кислоты, гидрокарбоната натрия, йодная настойка, вата, бинты, пластырь, мази от ожогов.

17. Работа с металлическим натрием (калием)

Металлический натрий хранят в банке под слоем керосина, отвешивание его производится в бюксе с керосином.

Следует остерегаться попадания воды на натрий; приступая к работе с ним, надо тщательно насухо вытереть стол.

Разрезать куски натрия и срезать с него корки следует на куске бумаги. Обрезки натрия (корки) необходимо собирать в банку с керосином, ни в коем случае нельзя выбрасывать в бак для мусора. Бумагу, на которой резали натрий, обезвреживают следующим образом: сняв с нее все, даже мелкие кусочки натрия, и скомкав, обливают ее в раковине сильной струей воды.

Колбу, в которой проводилась реакция с металлическим натрием, нельзя сразу мыть водой; следует уничтожить остатки натрия, растворяя их в спирте. Если заметного количества натрия в колбе не обнаружено, надо все же обмыть стенки колбы небольшим количеством спирта.

18. Меры первой помощи при несчастных случаях

При термических ожогах, чтобы предупредить образование пузырей, нужно сразу же смочить обожженное место 5%-ным раствором танина в 40%-ном этиловом спирте. Лучше положить небольшой тампон из ваты или марли, смоченный этим раствором.

При ожогах крепкими кислотами немедленно убирают их остатки сухим материалом (тряпочками или фильтровальной бумагой) осторожно промокая, затем промывают обожженный участок сильной струей воды, накладывают тампон из ваты или марли, смоченный 1%-ным раствором соды (гидрокарбонат натрия).

При ожогах крепкими щелочами немедленно промывают обожжённый участок сильной струёй воды и накладывают тампон из ваты или марли, смоченный 1%-ным раствором уксусной кислоты.

Если кислота или щёлочь попали в глаз, то его тщательно промывают водой, а затем либо 1%-ным раствором гидрокарбоната натрия (для нейтрализации кислоты), либо 2%-ным раствором борной кислоты (для нейтрализации щёлочи). Легче промывать глаз, пользуясь специальной глазной ванночкой.

При ожоге бромом поражённое место обрабатывают 10–20%-ным раствором тиосульфата натрия, пока не исчезнет бурая окраска от брома, затем промывают большим количеством воды, и накладывают тампон из ваты или марли, смоченный 5%-ным раствором мочевины. Можно поражённое место промыть спиртом.

При ожоге жидким фенолом побелевший участок кожи растирают глицерином до тех пор, пока не восстановится нормальный цвет кожи. Промывают поражённый участок водой и накладывают тампон из ваты или марли, смоченный глицерином.

При порезах удаляют пинцетом из ранки осколки стекла, смазывают края раны спиртовым раствором йода, положив на рану стерильную повязку, забинтовывают. При сильном кровотечении немедленно перетягивают руку пластичным жгутом из резиновой трубки, лак только остановит кровотечение, жгут надо немедленно снять.

О любом самом незначительном несчастном случае немедленно сообщить преподавателю и лаборанту, не ограничиваться самостоятельным принятием мер.

19. Меры по обеспечению электробезопасности в химической лаборатории:

Особенностью действия электрического тока на человека является его невидимость.

Во время работы в химической лаборатории следует строго выполнять следующие правила электробезопасности:

- включение электрооборудования производить вставкой исправной вилки в исправную розетку;
- если во время работы обнаруживается неисправность электрооборудования или работающий почувствует действие тока, работа должна быть немедленно прекращена и неисправное оборудование должно быть сдано для проверки или ремонта;
- отключать электрооборудование при перерыве в работе и по окончании рабочего процесса.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПОДГОТОВКЕ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Студент допускается к выполнению лабораторной работы при наличии лабораторного журнала (общая тетрадь), подготовленного к работе.

Перед каждым лабораторным занятием студент должен самостоятельно изучить теоретический материал по учебнику, конспекту лекций; прочитать описание лабораторной работы и законспектировать ход работы (проект отчета). Студент, который не подготовился к выполнению лабораторной работы, готовится к ней во время лабораторного занятия под руководством преподавателя и допускается к выполнению работы в том случае, если до окончания лабораторного занятия остается достаточно времени. В случае, если времени для выполнения работы не остается, то студент может выполнить пропущенную лабораторную работу в другой группе по расписанию работы преподавателя.

При оформлении проекта отчета по лабораторной работе необходимо указать название темы и дату, составить краткое теоретическое введение, записать номер и название лабораторной работы; название, цель и составить схему каждого опыта, написать уравнения реакций, описанных в опыте. В лаборатории студент выполняет экспериментальную часть лабораторной работы, внося в практическую часть отчета необходимые сведения: уравнения реакций, расчеты, графики, наблюдения.

Записи в лабораторный журнал необходимо вносить аккуратно и разборчивым почерком.

Категорически запрещается делать записи карандашом и на разрозненных листках бумаги.

Результаты измерений и вычислений студент сразу же вносит в журнал ручкой. В рабочем журнале ничего не исправляют, не стирают и не забеливают корректором. В случае ошибки цифру или слово зачеркивают (только один раз), написав исправленное рядом или над ошибкой. Если неправильным оказался большой материал, не вырывают страницы из журнала: достаточно перечеркнуть их по диагонали.

Наблюдения и выводы по каждому опыту составляют и записывают после того, как лабораторная работа выполнена в учебной химической лаборатории.

Лабораторный практикум считается выполненным, в том случае, если студент выполнил и защитил все лабораторные работы, предусмотренные учебным планом.

Описание каждой лабораторной работы включает теоретический материал, касающийся электронного строения и реакционной способности соответствующих классов органических соединений, подробное описание лабораторной работы (перечень необходимых реактивов и ход выполнения опытов), вопросы для подготовки к защите лабораторной работы и учебную литературу.

ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1-й семестр

Лабораторная работа по химии № 1

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ, ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Цель работы: формирование умений и навыков работы в химической лаборатории.

Задание по работе. Изучить правила работы в лаборатории, правильно называть и пользоваться химической посудой, вспомогательным оборудованием, материалами и реактивами.

Общие правила работы в лаборатории

1. До начала работы, используя методическое пособие (практикум), учебник и конспект лекций, подготовьтесь к ней.

2. В химической лаборатории работайте в халате. В лаборатории запрещается снимать и развешивать верхнюю одежду, громко разговаривать, принимать пищу, курить.

3. Звуковые сигналы мобильных телефонов во время занятий должны быть отключены.

4. Запрещается покидать помещение лаборатории без разрешения преподавателя.

5. Запрещается без разрешения преподавателя включать и выключать электричество на рабочих столах, водяные краны, приборы.

6. Рабочее место содержите в чистоте, не загромождайте его лишними предметами. На рабочем столе должно находиться только то, что нужно для выполнения текущей работы.

7. Храните портфели, сумки и другие вещи в специально отведенных местах.

8. Реактивы, предназначенные для общего пользования, находятся в специально отведенных для них местах (под тягой, на полках рабочих мест или на специальных столах), нельзя перемещать их оттуда. После взятия требуемого количества реактива немедленно возвращайте на место пробки или пипетки от них, чтобы не спутать пробки от разных реактивов. Если к бутылки с раствором не прилагается пипетка, используйте чистую пипетку, которую после этого промойте. Твердые реактивы берите из тары шпателем или фарфоровой ложкой.

9. Если реактив взят в избытке и не израсходован полностью, нельзя возвращать его обратно в тару (склянку или банку).

10. По окончании работы уберите свое рабочее место, выключите приборы, которые Вы использовали, закройте краны с водой. Сдайте свои рабочие места лаборанту.

11. Запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе, без разрешения преподавателя.

12. При создании нестандартной ситуации в лаборатории немедленно сообщите преподавателю и выйдите из лаборатории.

Техника безопасности и меры предосторожности

1. Все опыты, связанные с применением или образованием ядовитых веществ а также вредных паров и газов, проводите только в вытяжном шкафу, дверцы которого должны быть опущены на треть.

2. В случае прекращения работы вентиляционных установок все опыты в вытяжных шкафах должны быть прекращены.

3. Запрещается проводить любые опыты с взрывчатыми и огнеопасными смесями.

4. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводите в малых количествах (не более 2 мл) и вдали от открытого огня.

5. При нагревании растворов и веществ в пробирке используйте держатель. Не обращайтесь отверстие пробирки в сторону работающих.

6. Не наклоняйтесь над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости, во избежание попадания брызг в лицо.

7. При необходимости определить запах паров (выделяющегося газа) легким движением ладони направьте струю газа от горла сосуда к себе и осторожно вдохните.

8. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями вливайте кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, непрерывно помешивая образующийся раствор.

9. Если склянка с легко воспламеняющейся жидкостью опрокинулась или разбилась, немедленно выключите все находящиеся вблизи источники открытого огня, засыпьте разлитую жидкость песком, соберите его и перенесите в предназначенный для этого железный ящик.

10. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промойте место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого можно либо промыть обожженное место 2–3%-ным раствором соды, либо вымыть с мылом.

11. При ожоге концентрированными растворами щелочей промойте обожженное место струей воды до тех пор, пока кожа не будет казаться

скользкой, после чего промойте 1%-ным раствором уксусной кислоты и снова водой.

12. При термическом ожоге охладите пораженное место, для чего поместите его под струю холодной воды. После охлаждения смажьте мазью от ожогов.

13. При сильных ожогах после оказания первой помощи обратитесь к врачу.

14. При попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промойте его большим количеством воды, после чего сразу же обратитесь к врачу.

15. При отравлении газообразными веществами (сероводородом, хлором, парами брома) выйдите (выведите пострадавшего) на свежий воздух, а затем обратитесь к врачу.

Техника лабораторных работ и оборудование

Посуда и оборудование

Химические реакции проводят, как правило, в стаканах, пробирках, колбах, на специальных стеклах или пластинах. Большинство реакций проводят в пробирках. Основная посуда и вспомогательное оборудование представлено на рис. 1.



Рис.1. Основная посуда и вспомогательное оборудование

Пробирки могут быть цилиндрическими и коническими, последние применяются также для центрифугирования. По объему пробирки разделяют на обычные (10–15 мл) и полумикропробирки (от 2 до 6 мл). Реакции без нагревания можно проводить в плоскодонных колбах.

Реакции с малыми количествами вещества (несколько капель) проводят на часовых или предметных стеклах либо в углублениях специальной пластинки – фарфоровой, стеклянной или пластиковой.



Рис. 2. Пипетки

Для того чтобы отобрать или добавить небольшой объем раствора (жидкости), используют пипетки (рис. 2)

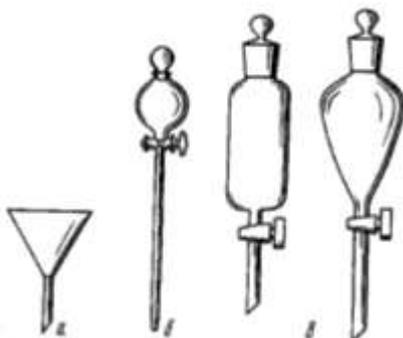


Рис. 3. Химические воронки

Химическая воронка (рис. 3, а) используется для наливания жидкости в сосуды с узкими горлами. Для насыпания порошков используют воронку с укороченным стеблем. Капельная воронка (рис. 3, б) применяется для прибавления жидкости по каплям в реакционную смесь (в течение длительного времени), делительная – для разделения двух несмешивающихся жидкостей (рис. 3, в).



Рис. 4. Штатив

Для сборки приборов служит металлический универсальный штатив с различными лапками и кольцами (рис. 4).

Квалификация реактивов

По существующему положению для реактивов установлены квалификации «технический» (т.), «чистый» (ч.), «чистый для анализа» (ч. д. а.), «химически чистый» (х. ч.) и «особо чистый» (ос. ч.), последняя иногда делится на несколько марок. Содержание примесей может различаться для различных реактивов одной квалификации в несколько раз, в зависимости от того, насколько легко поддается очистке и для чего предназначен препарат. Препараты квалификации «чистый» могут применяться в различных учебных работах, «чистый для анализа» – в аналитических и научно-исследовательских работах, реактивы квалификации «химически чистый» используются для особо ответственных работ. Препараты особой очистки (квалификация ос. ч.) применяются в специальных целях.

Правила работы с химическими реактивами

Сыпучие реактивы из банки (тары) отбирают шпателем (рис. 5, а) (или фарфоровой ложкой, рис. 5, б), растворы (жидкости) наливают из склянок либо отбирают прилагаемыми (вставленными в пробку) пипетками.

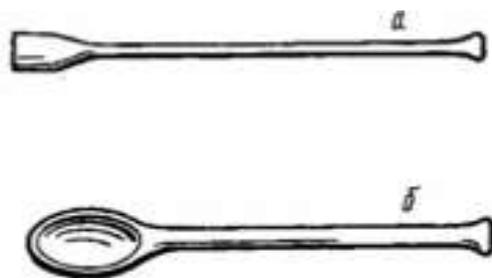


Рис. 5. Шпатель и фарфоровая ложка

Просыпанный (пролитый) реактив или реактив, по ошибке взятый в избытке, нельзя возвращать обратно в тару. Его следует утилизировать.

Утилизация отходов (остатков) реактивов и нейтрализация полученных в результате экспериментов смесей производится следующим образом: водные растворы неопасных веществ (кислот и оснований малой концентрации) выливают в раковину. Отходы органических растворителей, солей серебра и ртути собирают в вытяжном шкафу в отдельные склянки с соответствующими надписями. Растворы, содержащие аммиак, сероводород, хлор и другие опасные летучие вещества, следует выливать в раковину под тягой. После этого сосуд ополаскивают водой и эту воду тоже выливают в раковину под тягой. Только после этого сосуд можно окончательно вымыть в обычной раковине.

Мытье посуды

Стеклянную посуду считают чистой, если вода не образует отдельных капель на стенках, а стекает равномерной пленкой.

Удалять загрязнения со стенок посуды можно различными методами: механическими, химическими или комбинируя их. К механическим способам

можно отнести мытье посуды теплой водой с помощью щеток (ершей) или мытье паром. Физико-химические методы заключаются в удалении загрязнений с помощью органических растворителей (бензин, ацетон, спирты и др.), поверхностно-активных моющих средств или фосфата натрия. Химические методы – мытье посуды хромовой смесью, раствором перманганата калия, смесью соляной кислоты и пероксида водорода, концентрированным раствором щелочи или серной кислотой.

Нагревание

В лаборатории применяют как электрические нагревательные приборы, так и спиртовки (нагревание открытым пламенем). Для поддержания постоянной температуры в процессе эксперимента используются водяные термостаты (интервал температур от комнатной до 80–90 °С) или песчаные бани (100–300 °С).

Для нагрева используют электрические плитки, печи и сушильные шкафы. Для нагревания жидкостей применяются только плитки с закрытой спиралью. При этом следует использовать термостойкую посуду. Растворы (или другие жидкости) можно также нагревать в электрических водяных банях (сосуд с водой, подогреваемый с помощью электричества). Для более равномерного прогревания жидкости рекомендуется вращать сосуд. Жидкости в сосуде при нагревании должно быть не более половины его объема. Для прокаливания, плавки и других операций при высоких температурах используют электрические печи (трубчатые или муфельные).

Для упаривания растворов или просушивания твердых веществ применяют специальную фарфоровую посуду – тигель или выпаривательную чашу. Фарфоровая посуда для этих операций обязательно должна быть тонкостенной.

Задания к работе

Напишите название посуды и оборудования, выданного преподавателем и подпишите его составные части.

Контрольные вопросы

1. Общие правила работы в химической лаборатории.
2. Техника безопасности и меры предосторожности.
3. Правила работы с кислотами, первая помощь при ожогах.
4. Правила работы со щелочами, первая помощь при ожогах.
5. Правила работы с токсичными соединениями, первая помощь при отравлениях.
6. Первая помощь при термических и химических ожогах.
7. Химическая посуда и оборудование.
8. Правила работы с химическими реактивами.

Лабораторная работа № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

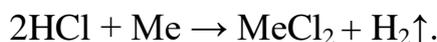
Цель работы – формирование умений и навыков определения молярной массы эквивалента исследуемого металла (метод вытеснения водорода).

Задание по работе. На основании уравнений Менделеева – Клапейрона и объединенного газового закона вычислите массу и объем (н.у.) выделившегося водорода.

Определите молярную массу эквивалента водорода и металла, эквивалентный объем водорода, абсолютную и относительную погрешности и сделайте выводы по проделанной работе.

Методические указания по выполнению работы

В основу метода положена реакция взаимодействия металла с раствором хлороводородной (соляной) кислоты, продуктом которой является газообразный водород



Определение эквивалентной массы металла (молярной массы эквивалента металла) по объему вытесненного водорода проводят, применяя математическое выражение закона эквивалентов $m(\text{в-ва})/m(\text{H}_2) = M_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва})/M_{\text{ЭКВ.}}(\text{H}_2)$ или $m(\text{в-ва})/M_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва}) = V(\text{H}_2) / V_{\text{ЭКВ.}}(\text{H}_2)$.

Получение и измерение объема выделившегося водорода осуществляется в лабораторной установке (рис. 1).

Установка состоит из двух бюреток: рабочей измерительной B_1 и уравнительной B_2 , соединенных резиновой трубкой T и заполненных дистиллированной водой. К рабочей бюретке при помощи газоотводной трубки G присоединена пробирка $П$.

Перед началом выполнения опыта необходимо проверить герметичность установки. Для этого пробирку плотно наденьте на пробку газоотводной трубки, после чего уравнительную бюретку поднимите или опустите на 15–20 см, закрепите ее в этом положении лапками штатива и наблюдайте в течение 1–2 мин за положением в ней уровня жидкости. Если за это время уровень воды не изменится, это будет означать, что прибор герметичен и можно, приступить к выполнению работы.

В пробирку $П$ налейте 1,5–2,0 мл 20%-ного раствора соляной кислоты, опустите в пробирку навеску металла наденьте пробирку на пробку с газоотводной трубкой, не нарушая герметичности прибора запишите начальный объем ($V_{\text{нач.}}$). Затем постукивая пальцем по пробирке, стряхните металл в раствор кислоты.

Когда весь металл растворится и прекратится выделение пузырьков водорода, дайте пробирке в течение 1–2 мин остыть, и, не отсоединяя пробирку, приведите положение жидкости в измерительной и уравнительной бюретке по нижнему краю мениска к одному уровню, для чего уравнительную бюретку

опустите вниз. Запишите показания бюретки $V_{\text{кон}}$. По разности определите объем выделившегося водорода в мл.

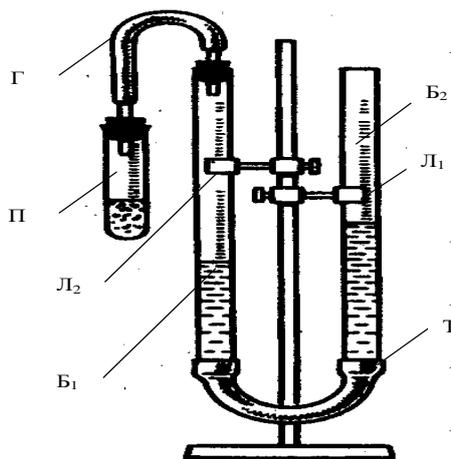


Рис.1. Лабораторная установка для определения эквивалентной массы металла

Запись экспериментальных данных и условий опыта:

Масса металла $m_{\text{Ме}}$, (г) =

Начальный объем, (мл) $V_{\text{нач}}$ =

Конечный объем, (мл) $V_{\text{кон}}$ =

Объем выделившегося водорода, (мл) $V_{\text{H}_2} = V_{\text{кон}} - V_{\text{нач}}$ =

Температура ($^{\circ}\text{C}$) t =

Абсолютная температура (К) $T = 273 + t^{\circ}\text{C}$ =

Атмосферное давление (мм рт. ст.) P =

Давление насыщенного водяного пара (табл. 1), (мм рт.ст.) h , =

Парциальное давление водорода, (мм.рт.ст.) $P_{\text{H}_2} = P - h$ =

Универсальная газовая постоянная, (мл·мм.рт.ст./ моль· К) = 62400

ВЫЧИСЛЕНИЯ

Рассчитайте молярную массу эквивалента металла двумя способами:

1. Подставив в уравнение Менделеева – Клапейрона

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT$$

соответствующие величины вычисляем массу выделившегося водорода m_{H_2} (Подставив $R = 62400$ мм рт. ст./ моль · К)

$$m_{\text{H}_2} = \frac{MPV}{RT}$$

Затем, по закону эквивалентов, вычислите молярную массу эквивалента металла:

$$M_{\text{эме}} = \frac{m_{\text{Ме}} \cdot M_{\text{эв, (H}_2)}}{m_{\text{(H}_2)}}$$

2. По уравнению объединенного газового закона:

$$\frac{PV}{T} = \frac{p_0 v_0}{T_0}$$

приводим объем выделившегося водорода к нормальным условиям (определяем $V_{0\text{H}_2}$).

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T}$$

Вычисляем молярную массу эквивалента металла, заменив массу и молярную массу эквивалента водорода в уравнении закона эквивалентов на соответствующие им объёмные значения:

$$M_{Эм} = m_{Me} \cdot 11200 / V_{0(H_2)}$$

3. Вычислите абсолютную ошибку опыта. Для этого рассчитайте теоретическую молярную массу эквивалента металла, взяв атомную массу металла (из таблицы Д.И. Менделеева), и разделите её на валентность:

$$\text{Абсолютная ошибка } \Delta = M_{ЭКВ.ТЕОР.} - M_{ЭКВ.ЭКСПЕР.} [\text{Г/МОЛЬ}].$$

4. Вычислите относительную ошибку опыта в процентах:

$$\text{Относительная ошибка } \Delta\% = (\Delta / M_{ЭТЕОР}) \cdot 100.$$

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

Эквивалентом (химическим) называют реальную или условную частицу вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим способом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях

Из закона постоянства состава следует, что атомы элементов соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях. То же можно сказать и о взаимодействии сложных веществ. В связи с этим были введены понятия фактора эквивалентности (эквивалента) и молярной массы эквивалента вещества.

Фактором эквивалентности ($f_{ЭКВ}$) называется число, показывающее, какая доля частицы (атома, молекулы) этого вещества равноценна одному иону H^+ в реакциях обмена или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях

$$f_{ЭКВ} = 1 / z.$$

Молярная масса эквивалента ($M_{ЭКВ}$) – это масса одного моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ частиц) эквивалента вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества

$$M_{ЭКВ.} = f_{ЭКВ.} \cdot M = M/z.$$

Число эквивалентности (эквивалентное число) z – переменная величина, зависящая от состава вещества или от конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

Определение числа эквивалентности

Z (атома элемента в соединении) = степени окисления элемента в веществе (с.о.).

Например: Чему равняется число эквивалентности серы в следующих соединениях:



$Z = \text{с.о.}$ – степень окисления элемента в химическом соединении.
 $\text{с.о.}(S) = - 2; Z = 2; 2.\text{с.о.}(S) = + 4, Z = 4; 3.\text{с.о.}(S) = + 6; Z = 6.$

$Z(\text{кислоты}) =$ основности кислоты в данной реакции, т.е. числу замещенных катионов водорода ($n\text{H}^+$) на другие катионы.

$Z(\text{кислой соли}) =$ числу замещенных катионов водорода ($n\text{H}^+$).

$Z(\text{основания}) =$ кислотности основания в данной реакции, т.е. числу гидроксил ионов ($n\text{OH}^-$), замещенных на кислотные остатки.

$Z(\text{основной соли}) =$ числу гидроксил-ионов ($n \text{OH}^-$), замещенных на кислотные остатки.

$Z(\text{нормальной (средней) соли}) =$ суммарному заряду катиона.

$Z(\text{вещества, участвующего в ОВР}) =$ числу принятых электронов одним молекул окислителя или отданных одним молекул восстановителя (ne).

Количество вещества эквивалента $n_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва})$ – количество вещества, в котором частицами являются эквиваленты. Выражается в молях, как и любое количество вещества

$$n_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва}) \text{ [моль]} \text{ или}$$
$$n_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / m_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва}) \text{ [моль]}.$$

Молярный объем эквивалентов газообразного вещества (эквивалентный объем) Широко используется такое понятие, как объем эквивалента газообразного вещества (эквивалентный объем). Это объем, который занимает при нормальных условиях 1 моль эквивалентов газообразного вещества. Известно, что один моль любого газа (н.у.) занимает постоянный объем, равный 22,4 л (следствие из закона Авогадро).

$V_{\text{ЭКВ.}}$ – объем одного моль эквивалента газа.

$$V_{\text{ЭКВ.}} = f_{\text{ЭКВ.}} \cdot V_{\text{M}}(\text{газа}) = V_{\text{M}}(\text{газа}) / z \text{ [л/моль]},$$

где $V_{\text{M}}(\text{газа})$ – молярный объем газа, л (н.у.), который равен 22,4 л/моль.

Закон эквивалентов: массы реагирующих веществ, прямо пропорциональны молярным массам эквивалентов этих веществ.

На основе закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс сложных веществ:

Например, для двух компонентной системы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{ЭКВ.1}}}{M_{\text{ЭКВ.2}}}, \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{ЭКВ.1}}}{V_{\text{ЭКВ.2}}}$$

где m_1 и m_2 – массы реагирующих веществ;

$M_{\text{ЭКВ.1}}$ и $M_{\text{ЭКВ.2}}$ – молярные массы эквивалентов реагирующих веществ,

$V_{\text{ЭКВ.1}}$ и $V_{\text{ЭКВ.2}}$ – молярные объемы эквивалентов реагирующих веществ.

Эквивалентом сложного вещества является такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом любого другого вещества.

Такие расчеты возможны благодаря закону эквивалентов.

Таблица 1. Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой

Температура, °С	18	19	20	21	22	23	24	25
Давление пара, кПа	2,06	2,20	2,37	2,48	2,64	2,80	2,98	3,16
Давление пара, мм рт.ст.	15,47	16,48	17,53	18,65	19,89	21,09	22,37	23,75

Вопросы к защите работы

1. Что называется эквивалентом вещества, молярной массой эквивалента? Как вычислить молярную массу эквивалента элемента и сложного вещества? В чем сущность закона эквивалентов?
2. Определите эквивалентную массу металла, из 1 г которого образуется 1,2518 г оксида.
3. При взаимодействии с водой 6,65 г щелочного металла выделилось 0,56 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Какой это металл?



- Учебная литература: [1, с. 25; 2, с. 37–40; 3, с.15]

Лабораторная работа № 3

УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА

Цель работы – формирование умений и навыков, освоить один из методов химического гравиметрического (весового) анализа аналитической химии и определить состав исследуемого кристаллогидрата.

Задание по работе. На основании результатов опыта вычислите количество молей кристаллизационной воды, приходящееся на один моль безводной соли. Написать формулу кристаллогидрата и установить её соответствие закону постоянства состава.

Методические указания по выполнению работы

Гравиметрический метод заключается в точном измерении массы (взвешивании) определяемого компонента исследуемого вещества, выделенного в виде соединения известного состава. В основе данного метода лежит реакция разложения исследуемого кристаллогидрата, продуктами которой являются безводная соль известного состава и неопределенное количество кристаллизационной воды.

Записать номер тигля. Прокалить фарфоровый тигель, охладить его в эксикаторе, взвесить на электронных технических весах с точностью до 0,01 г. Взвесить в тигле 0,5–1 г растертого в порошок кристаллогидрата (соль). Поставить тигель с солью в сушильный шкаф или на песчаную баню, нагревать в течение 30–40 мин при температуре 240–260 °С. При прокаливании кристаллогидрата наблюдать за изменением цвета соли. По окончании обезвоживания (кристаллогидрат изменит свой цвет), поместить тигель с помощью тигельных щипцов в эксикатор и оставить на 10–20 мин до полного охлаждения.

Остывший тигель вынуть из эксикатора и взвесить. Повторять нагревание, охлаждение и взвешивание тигля до тех пор, пока разница показаний между предыдущим и последующим взвешиванием не составит 0,01 г.

Запись данных опыта и расчеты. Результаты всех измерений записать в лабораторный журнал.

Номер тигля –

Масса тигля, m_1 , г =

Масса тигля + масса кристаллогидрата, m_2 , г =

Масса кристаллогидрата, $m_3 = (m_2 - m_1)$, г =

Масса тигля с безводной солью после прокаливании, m_4 , г =

Масса безводной соли $m_5 = (m_4 - m_1)$, г =

Масса удаленной воды $m_6 = (m_3 - m_5)$, г =

Рассчитать число молей воды, приходящееся на 1 моль безводной соли, и составить химическую формулу кристаллогидрата:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{соли}) / m(\text{соли}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})[\text{моль}].$$

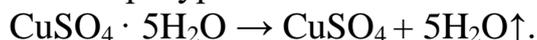
Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

Закон постоянства состава

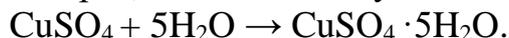
Всякое химически чистое вещество (химическое соединение), независимо от способа и места его получения, имеет постоянный, качественный и количественный состав. Но, как известно, что не все вещества строго подчиняются этому закону. Вещества с немолекулярной структурой, к которым относятся кристаллогидраты, вещества часто имеют переменный состав. Это можно объяснить условиями получения и хранения таких веществ.

Кристаллогидраты – это вещества, кристаллизующиеся с одной или несколькими молекулами воды. Вода, входящая в состав кристаллогидрата, называется **кристаллизационной**.

Кристаллизационную воду можно удалить из кристаллогидрата только **при прокаливании**. Например, кристаллогидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ теряет полностью кристаллизационную воду при температуре 258°C , превращаясь в безводную соль CuSO_4 , реакция разложения безводного сульфата меди (II) начинается при температуре 653°C .



На воздухе кристаллы безводной соли через некоторое время могут снова превратиться в кристаллогидрат, поглотив влагу из воздуха



Особенно склонны к образованию кристаллогидратов соли. Кристаллогидратами являются многие природные соединения (минералы), например, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Точка между веществами означает не знак умножения, а наличие химической связи (водородной).

Название кристаллогидрата состоит из слова гидрат с приставкой, указывающей число молей воды, приходящихся на 1 моль вещества и названия безводной соли.

Примеры:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пентагидрат сульфата меди (II);

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – декагидрат сульфата натрия.

Применяют и тривиальные названия:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль.

Кристаллогидраты можно рассматривать как физико-химические смеси безводных кристаллов вещества и кристаллизационной воды и выражать их состав в массовых долях, указывающих содержание сухого вещества и кристаллизационной воды в кристаллогидрате:

$$\omega_{\text{сухого в-ва}} = M_{\text{сухого в-ва}} / M_{\text{крист.гидр}};$$

$$\omega_{\text{кр, воды}} = M_{\text{кр, воды}} / M_{\text{крист,гидр}}.$$

Например, состав медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$\omega_{\text{CuSO}_4} = M_{\text{CuSO}_4} / M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}};$$

$$\omega_{\text{CuSO}_4} = 159,5/249,5 = 0,639 \cdot 100 = 63,9 \%;$$

$$\omega \text{H}_2\text{O} = \frac{M n \cdot \text{H}_2\text{O}}{M \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}};$$
$$\omega \text{H}_2\text{O} = \frac{5 \cdot 18}{249,5} = 0,361 \cdot 100 = 36,1 \%$$

При определении $M_{\text{кристаллогидрата}}$ структурной единицей вещества условно считается **ассоциация**, состоящая из одной молекулы соли и n молекул кристаллизационной воды.

Вопросы к защите работы

1. Почему тигель с безводной солью нельзя охлаждать на воздухе?
2. Чему равняется молярная масса гексагидрата сульфата железа (II)?
3. Какова массовая доля (в %) воды в гипсе?

➤ Учебная литература: [3, с. 74, 274; 6, с. 32–33]

Лабораторная работа № 4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВЛИЯНИЯ КИНЕТИЧЕСКИХ ПАРАМЕТРОВ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ИЗУЧЕНИЕ НАПРАВЛЕНИЯ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Целью работы формирование умений и навыков в экспериментальном определении влияния концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора; изучение направления смещения химического равновесия в гомогенных обратимых реакциях в зависимости от внешних воздействий.

Задание по работе. На основании экспериментальных данных заполните таблицы; Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации одного из реагирующих веществ. На оси абсцисс отложите в определенном масштабе относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости. Сформулируйте и напишите вывод в соответствии с законом действия масс. В опыте 2 запишите свои наблюдения. Напишите кинетические уравнения для прямой и обратной реакций и выражение константы равновесия.

Ответьте на следующие вопросы:

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе в состоянии равновесия?
2. Какое вещество придает раствору кроваво-красную окраску?
3. Как изменяется интенсивность окраски раствора, и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении избытка:
а) хлорида железа (III); б) тиоцианата (роданида) калия; в) хлорида калия?

Сформулируйте и напишите вывод в соответствии с принципом ЛеШателье.

В опыте 3 зафиксировать время появления опалесценции раствора при различных температурах, но одинаковых концентрациях реагирующих веществ. В опыте 4 Изучение влияния катализатора на скорость реакции можно на примере восстановления перманганата калия. Запишите визуальные наблюдения к опытам, сделайте выводы.

Опыт № 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Предварительно проделайте качественную реакцию, для чего в пробирку № 1 внесите 10 капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 каплю 2н раствора серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдайте появление слабой опалесценции (сине-фиолетовое свечение) и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы.

В трех сухих пробирках приготовьте растворы тиосульфата натрия различных концентраций. Для чего: во **2-ю** пробирку внесите 5 капель 1н раствора тиосульфата натрия и 10 капель дистиллированной воды, во **3-ю** – 10 капель тиосульфата натрия и 5 капель воды, в **4-ю** – 15 капель тиосульфата натрия. Растворы во второй и третьей пробирках тщательно перемешайте. Таким образом, относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (в моль) будет в пробирке № 2 – 1С, в пробирке № 3 – 2С, в пробирке № 4 – 3С.

Включите секундомер, затем в пробирку № 2 внесите одну каплю 2н раствора серной кислоты, тщательно перемешайте. По секундомеру измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции (сине-фиолетовое свечение). Также последовательно внесите по одной капле раствора серной кислоты в пробирки № 3 и 4 и измерьте время от момента добавления H_2SO_4 до появления в растворе заметной опалесценции. Данные опыта занесите в табл. 1.

Таблица 1. Данные опыта № 1

Номер пробирки	Число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель H_2O	Число капель H_2SO_4	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время τ , сек	Скорость Реакции $1/\tau$
1	10	0	1	Качественная реакция		
2	5	10	1	1С		
3	10	5	1	2С		
4	15	0	1	3С		

Опыт № 2. Смещение химического равновесия обратимых реакций

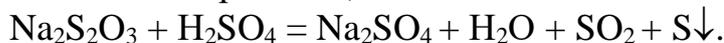
В четыре конические пробирки внесите по 5 капель 0,0025 н раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и по 5 капель 0,0025 н раствора тиоцианата (роданида) калия KSCN . Растворы тщательно перемешайте и поставьте в штатив. Напишите уравнение реакции: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$.

Пробирку № 1 с полученным раствором (контроль) сохраните для сравнения с результатами опытов (пробирки № 2, 3, 4). В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в пробирку № 2 – 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), № 3 – 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата калия,

№ 4 – 1 каплю насыщенного раствора хлорида калия KCl. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски контрольного раствора.

Опыт № 3. Влияние температуры на скорость химической реакции

В основе опыта лежит та же реакция, что и в опыте 1:



Налейте в стаканы на 1/2 высоты воду: в первый стакан – водопроводную, во второй – смесь водопроводной и горячей (температура должна быть на 10 °C выше, чем в первом стакане), в третий – горячую (температура на 10 °C выше, чем во втором стакане).

В три пробирки наберите по 10 капель 1 н раствора тиосульфата натрия и опустите по одной в стаканы.

Измерьте температуру в стаканах. Не вынимая пробирку с тиосульфатом, добавьте в нее 1 каплю 2 н серной кислоты и измерьте время по секундомеру от момента добавления кислоты до появления легкой опалесценции. Повторите опыты с раствором тиосульфата и серной кислотой при двух других температурах. Произведите отсчет времени реакции по секундомеру, как и в первом случае. Результаты наблюдений внесите в табл. 2.

Таблица 2. Влияние температуры на скорость реакции

Номер наблюдения	Температура опыта, °C	Время течения реакции по секундомеру, τ (с)	Скорость реакции $v_{отн.} = 1/\tau$, усл. ед.
1			
2			
3			

Опыт № 4. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Процесс протекает при комнатной температуре медленно. Ускоряют эту реакцию ионы марганца (II).

В две пробирки поместите несколько капель раствора перманганата калия KMnO_4 , 1М раствора щавелевой $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и серной кислоты H_2SO_4 . В одну из них бросьте кристаллик сульфата марганца (II) MnSO_4 . Через некоторое время отметьте изменение окраски растворов в пробирках. Сделайте вывод о роли MnSO_4 . Напишите уравнение реакции.



Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

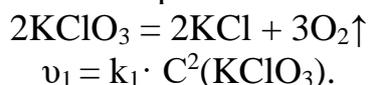
Химическая кинетика – раздел физической химии, изучающий вопросы о скоростях и механизмах химических реакций.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционного пространства.

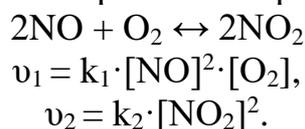
Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления и присутствия катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ выражается основным законом химической кинетики – **законом действия масс**. При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов.

Химические реакции, в которых исходные вещества целиком превращаются в продукты реакции, называются необратимыми:



Значительно чаще происходят реакции, идущие одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном:



Состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой, называется **химическим равновесием**.

При химическом равновесии $v_1 = v_2$, откуда:

$$K_C = k_1 / k_2 = [\text{NO}_2]^2 / [\text{NO}]^2 [\text{O}_2],$$

где K_C – константа химического равновесия (величина табличная), выраженная через равновесные молярные концентрации реагирующих веществ; k_1, k_2 – константы скоростей прямой и обратной химических реакций; $[\text{NO}_2], [\text{NO}], [\text{O}_2]$ – равновесные молярные концентрации реагирующих веществ.

Для обратимой химической реакции отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ есть величина постоянная при постоянной температуре, и называется **константой химического равновесия**. Она зависит от температуры, природы реагирующих веществ, и не зависит от концентраций реагирующих веществ.

Вопросы к защите работы

1. Сформулируйте закон действующих масс и принцип Ле Шателье?
2. Дайте определение гомогенных и гетерогенных химических реакций?
3. Как повлияет катализатор на состояние равновесия обратимой реакции?

➤ Учебная литература: [1, с. 186–208; 2, с. 240–258; 3, с. 142–152]

Лабораторная работа № 5

ПРИГОТОВЛЕНИЕ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Цель работы – формирование умений и навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли и определение концентрации путем измерения плотности полученных растворов.

Задание по работе. Приготовление раствора хлорида натрия заданной концентрации: необходимо рассчитать массу соли ($m_{\text{в-ва}}$) и массу воды ($m_{\text{р-ля}}$) для приготовления данной массы раствора хлорида натрия NaCl с заданной массовой долей вещества, определить с помощью ареометра плотность раствора хлорида натрия и массовую долю в нем растворенного вещества.

Методические указания по выполнению работы

Опыт № 1. Приготовление раствора хлорида натрия

Взвесьте на технотхимических весах соль NaCl, воду отмерьте цилиндром, так как плотность воды равна 1 г/мл, то по абсолютной величине масса и объем воды равны. Высыпьте соль в воду и тщательно перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения соли.

Опыт № 2. Измерение плотности раствора

Принцип действия ареометра основан на применении закона Архимеда. Согласно закону, сила тяжести, приводящая к погружению ареометра в раствор, уравновешивается выталкивающей силой равной массе раствора вытесненного ареометром.

Ареометр (рис. 3) представляет собой стеклянную трубку, расширенная (нижняя) часть которой заполнена балластом – чистой и сухой металлической дробью, залитой слоем смолы с температурой плавления не ниже 80 °С. На узкую (верхнюю) часть нанесена шкала, отградуированная в единицах плотности. Отсчет плотности с помощью ареометра проводят по показанию шкалы, которое находится на одном уровне с нижним краем вогнутой поверхности (мениска). Значение плотности исследуемых растворов с точностью до 0,001 г/мл или г/см³ необходимо занести в лабораторный журнал.

Концентрацию исследуемого раствора находят, пользуясь табличными данными плотности в зависимости от концентрации раствора. Плотность водных растворов хлорида натрия приведена в таблице.

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

Растворы относятся к дисперсным системам. Системы, полученные в результате распределения одного вещества в виде мелких частиц в другом, называются дисперсными. Вещество, которое распределяется, называется дисперсной фазой, а вещество, в котором распределяется дисперсная фаза, называется дисперсионной средой или растворителем.

Дисперсные системы делятся на три группы: грубодисперсные (взвеси), коллоидные и истинные растворы. Истинными растворами называются гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными единицами – долями или процентами, либо величинами размерными – концентрациями.

Ниже приведены наиболее часто употребляемые в химии способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.

Массовая доля (w) – это процентное отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора; выражается в процентах:

$$\omega = (m_{B-BA} / m_{P-PA}) \cdot 100 [\%], \text{ отсюда } m_{B-BA} = \omega \cdot m_{P-PA} / 100 [\text{г}].$$

Молярная доля – это отношение количества растворенного вещества к сумме количества всех веществ, находящихся в растворе.

$$N_1 = n_1 / (n_1 + n_2); \quad N_2 = n_2 / (n_1 + n_2), \text{ а } n_{B-BA} = m_{B-BA} / M_{B-BA} [\text{моль}]$$

где n_1 – количество растворителя, моль; n_2 – количество растворенного вещества, моль.

Молярная концентрация или молярность (C_M или M) – это отношение количества растворенного вещества к объёму раствора; выражается в моль/л:

$$C_M = n_{B-BA} / V_{P-PA}; \quad C_M = m_{B-BA} / M_{B-BA} \cdot V_{P-PA};$$

где V – объём раствора, л; $V = m_{P-PA} / \rho$; ρ – плотность раствора, г/мл.

Моляльная концентрация или моляльность (C_m или m) – это отношение количества растворенного вещества к массе растворителя; выражается в моль/кг:

$$C_m = n_{B-BA} / m_{P-ЛЯ}; \quad C_m = m_{B-BA} \cdot 1000 / M_{B-BA} \cdot m_{P-ЛЯ} (\text{H}_2\text{O}).$$

Молярная концентрация эквивалентов или нормальность (C_N или N) – это отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объёму раствора; выражается в моль · экв /л или н.:

$$C_N = n_{ЭВ-BA} / V_{P-PA} [\text{моль} \cdot \text{экв} / \text{л}]; \quad C_N = m_{B-BA} / M_{Экв. B-BA} \cdot V[\text{л}].$$

Титр (массовая концентрация) – масса в граммах растворенного вещества содержащегося в 1 мл раствора; выражается в г /мл:

$$T = m_{B-BA} / V_{P-PA}; \quad T = C_N \cdot M_{Экв.} / 1000 [\text{г/мл}]; \quad T = C_M \cdot M / 1000 [\text{г/мл}].$$

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: мерные колбы, пипетки и бюретки.

Мерные колбы – тонкостенные плоскодонные сосуды с длинным узким горлом, на котором нанесена круговая (кольцевая) метка. На каждой колбе имеется клеймо, на котором указана емкость и температура, при которой колба откалибрована. Колба должна плотно закрываться пробкой (рис.1).

Пипетки используют для отбора определенного объема раствора.

Пипетки Мора представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, а на верхний нанесена кольцевая метка, по которой устанавливают точный объем. На пипетке указан номинальный объём и температура, при которой проводили калибровку мерной пипетки (нанесение кольцевой метки). Широко применяют также градуиро-

ванные пипетки различной вместимости, на наружной стенке которых нанесены деления (градуировка). Для заполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 1–2 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие, указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний край мениска (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, убирают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет полностью, пипетку еще 5 сек, прислонив капилляр к стенке сосуда, слегка поворачивают вокруг оси. Нельзя выдувать раствор из пипетки, так как при этом нарушается точность измерения объема.

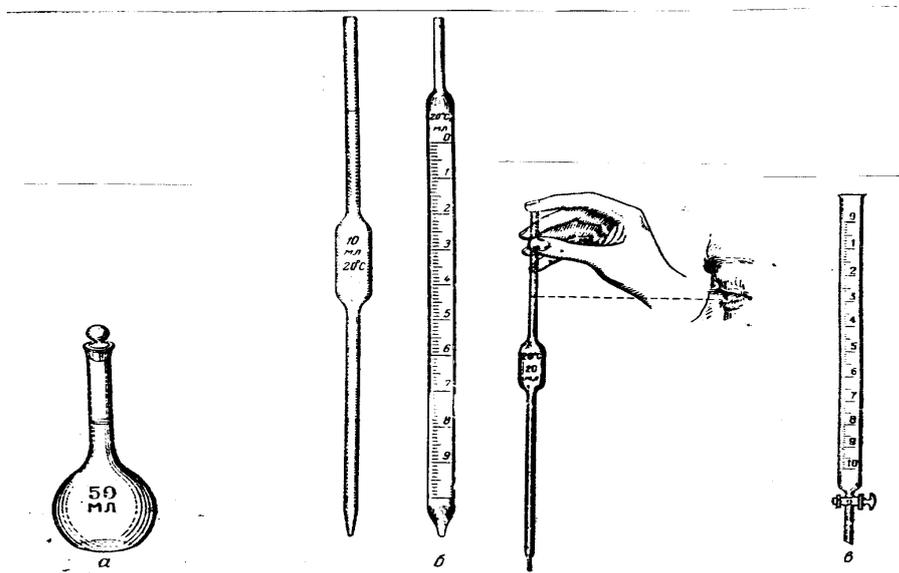


Рис. 1. Мерная посуда:
а – мерная колба; б – пипетки; в – бюретка

Бюретки применяют для измерения точных объемов при титровании и т.д.

Объемные бюретки – это стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженным краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесена градуировка, цена большого деления равна 1 мл или 1 см³, а цена самого маленького деления – 0,1мл. К оттянутому концу бескрановой пипетки с помощью резиновой трубки, в которую закладывают стеклянную бусинку, присоединяют пипетку. Бюретку заполняют жидкостью через воронку. Затем открывают кран или зажим, чтобы заполнить раствором пипетку. При этом уровень жидкости в бюретке устанавливают несколько выше нулевого деления шкалы бюретки, и осторожно приоткрывая зажим, устанавливают уровень жидкости (нижний край мениска) на нулевое деление. Каждое титрование

следует начинать только после установления уровня раствора в бюретке на нулевое деление (на нуле).

Для менее точного измерения объемов жидкости используют цилиндры и мензурки (рис. 2).

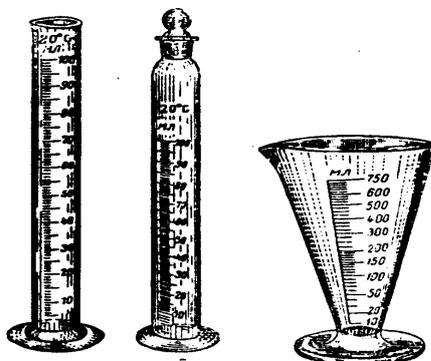


Рис. 2. Мерные цилиндры и мензурка

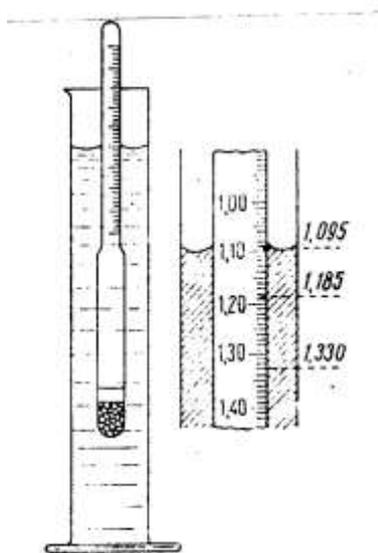


Рис. 3. Ареометр и отсчет по его шкале

Таблица 1. Плотность и процентное содержание растворов хлорида натрия

Концентрация, %	Плотность · 10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре		Концентрация, %	Плотность · 10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре	
	10 °С	20 °С		10 °С	20 °С
1	1,0071	1,0053	14	1,1049	1,1008
2	1,0144	1,0125	15	1,1127	1,1065
3	1,0218	1,0196	16	1,1206	1,1162
4	1,0292	1,0268	17	1,1285	1,1241
5	1,0366	1,0340	18	1,1364	1,1319

Концентрация, %	Плотность · 10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре		Концентрация, %	Плотность · 10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре	
	10 °С	20 °С		10 °С	20 °С
6	1,0441	1,0413	19	1,1445	1,1398
7	1,0516	1,0486	20	1,1525	1,1478
8	1,0591	1,0559	21	1,1607	1,1559
9	1,0666	1,0633	22	1,1689	1,1639
10	1,0742	1,0707	23	1,1772	1,1722
11	1,0819	1,0782	24	1,1856	1,1804
12	1,0895	1,0857	25	1,1940	1,1888
13	1,0972	1,0933	26	1,2025	1,1972

Вопросы к защите работы

1. Дайте определение концентраций?
2. Как определить, что раствор приготовлен правильно?

➤ Учебная литература: [1, с. 216–217; 2, с. 40–42; 3, с. 85–86]

Лабораторная работа № 6 (часть 1)
ПРОВЕДЕНИЕ НЕОБРАТИМЫХ И ОБРАТИМЫХ ИОНООБМЕННЫХ
РЕАКЦИЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ. ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ УСЛОВИЙ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ НА СОСТОЯНИЕ РАВНОВЕСИЯ
В ИОНООБМЕННЫХ РЕАКЦИЯХ

Цель работы – формирование умений и навыков, рассмотреть реакции ионного обмена, идущие «до конца»; смещение химического равновесия в обратимых реакциях.

Задание по работе. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций.

Наблюдайте (в опыте 1) изменения окраски индикатора по сравнению с контрольной пробиркой. Объясните, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия

Наблюдайте (в опыте 2) изменение окраски индикатора по сравнению с контрольной пробиркой. Как смещается равновесие в этом растворе при добавлении к нему хлорида аммония? Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет?

Почему равновесие смещается в сторону образования воды (опыт 2) при участии в реакции нейтрализации молекул слабого электролита, уксусной кислоты? Сравните константы диссоциации воды и уксусной кислоты.

В каких случаях (опыт 3) осадки растворились только в щелочи или только в кислоте, и какие осадки растворились как в щелочи так в кислоте? Напишите уравнения соответствующих реакций. При этом следует учесть, что при растворении амфотерных гидроксидов в водных растворах щелочей образуются гидроксокомплексы.

Например, при растворении гидроксида цинка в избытке раствора гидроксида натрия образуется тетрагидроксицинкат натрия:



Укажите кислотными, основными или амфотерными свойствами обладают гидроксиды магния, алюминия, кремния, никеля и цинка? Составьте уравнения диссоциации (суммарные), полученных гидроксидов, без учета процессов гидратации.

Методические указания по выполнению работы

Опыт № 1. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

а) Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

В две пробирки внесите по 5 капель раствора уксусной кислоты CH_3COOH и по одной капле индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контроля, а в другую внесите 3 капли ацетата натрия CH_3COONa .

б) Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

В две пробирки внесите по 5 капель раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и по одной капле фенолфталеина (индикатор). Одну пробирку с раствором аммиака

оставьте в качестве контроля, а в другую внесите 2-3 капли хлорида аммония NH_4Cl .

Опыт № 2. Направление обменных процессов в растворах электролитов

а) Образование малорастворимых веществ

В три пробирки внесите по 5 капель следующих растворов: в первую хлорид железа (III) (FeCl_3) и едкий натрий NaOH , во вторую – силикат натрия Na_2SiO_3 и соляную кислоту (HCl), в третью – серную кислоту H_2SO_4 и хлорид бария BaCl_2 . Наблюдайте выпадение осадков соответственно гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, метакремниевой кислоты H_2SiO_3 и сульфата бария BaSO_4 .

б) Реакции нейтрализации

В две пробирки с 7 каплями раствора щелочи NaOH и 1 каплей индикатора фенолфталеина добавьте в первую – 7 капель соляной кислоты HCl , во вторую – 7 капель уксусной кислоты CH_3COOH до полного обесцвечивания раствора. В какой пробирке обесцвечивание наступает быстрее?

в) Образование летучих продуктов реакции

В первую пробирку с раствором соды Na_2CO_3 (6 капель) добавьте 5 капель серной кислоты. Наблюдайте выделение углекислого газа CO_2 .

Во вторую пробирку с сульфидом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (6 капель) добавьте 5 капель соляной кислоты. Здесь ощущается запах сероводорода H_2S .

Опыт № 3. Характер диссоциации гидроксидов

Поставьте в два ряда 10 пробирок. Затем в две пробирки № 1 внесите по 2 капли 0,5 н раствора хлорида магния MgCl_2 , № 2 – нитрата алюминия $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, № 3 – силиката натрия Na_2SiO_3 , № 4 – сульфата никеля (II) NiSO_4 , № 5 – сульфата цинка ZnSO_4 .

В две пробирки № 1, 2, 4, 5 по каплям добавляйте 2 н раствор гидроксида натрия NaOH до выпадения осадков гидроксидов магния, алюминия, никеля и цинка. В две пробирки № 3 добавляйте 2 н раствор хлороводородной кислоты HCl до выпадения осадка гидроксида кремния (кремниевая кислота H_2SiO_3). Напишите уравнения, протекающих реакций. Отметьте цвет выпавших осадков.

Определите химический характер гидроксидов. Для чего в левый ряд пробирок с осадками добавьте по 4 капли раствора гидроксида натрия NaOH , а в правый ряд – по 4 капли раствора хлороводородной кислоты HCl .

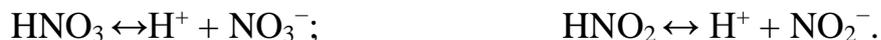
Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты. Электролитами называют вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется *электролитической диссоциацией*.

Ионы – это атомы или группы атомов, несущие положительный или отрицательный заряд.

Диссоциация процесс обратимый и равновесный. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы – диссоциация и объединение ионов в молекулы – ассоциация. В растворе сильных электролитов преобладает процесс диссоциации и равновесие сильно смещено вправо, а в растворе слабых электролитов равновесие смещено влево, так как преобладает процесс ассоциации:



В водных растворах одни электролиты полностью распадаются на ионы, другие – частично, т.е. часть молекул электролита остается в растворе в недиссоциированном виде.

Число (α), показывающее, какая часть молекул растворенного вещества распалась на ионы, называется **степенью электролитической диссоциации**.

$$\alpha = (n/N) \cdot 100 [\%],$$

где n – число молекул электролита, распавшихся на ионы; N – общее число молекул электролита в растворе.

В зависимости от значения степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и электролиты средней силы.

Сильные электролиты – это электролиты, степень диссоциации которых в 0,1 М водном растворе больше 30 %.

Слабые электролиты – это электролиты, степень диссоциации которых в 0,1 М водном растворе меньше 3 %.

Электролиты, степень диссоциации которых лежит в пределах 3–30 % являются электролитами средней силы.

Для характеристики слабых электролитов применяют величину, называемую **константой диссоциации**.

В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами, например:



Применив закон действия масс для этого химического равновесия, получим:

$$K_a = [\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Константу равновесия (K_a) в этом случае называют константой диссоциации. Константа диссоциации характеризует способность электролита распадаться на ионы. Чем больше значение константы диссоциации, тем сильнее электролит, тем легче электролит распадается на ионы, и тем больше ионов в его растворе.

Закон разбавления Оствальда осуществляет связь между степенью и константой диссоциации:

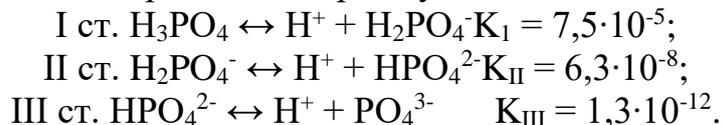
$$K_a = \alpha^2 C_M / (1 - \alpha),$$

где C_M – молярная концентрация электролита, моль/л; K_a – константа диссоциации кислоты.

Если степень диссоциации значительно меньше единицы, то при приближенных вычислениях можно принять, что $1 - \alpha \sim 1$. Тогда выражение закона разбавления упрощается:

$$K = \alpha^2 C_M, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{K/C_M}.$$

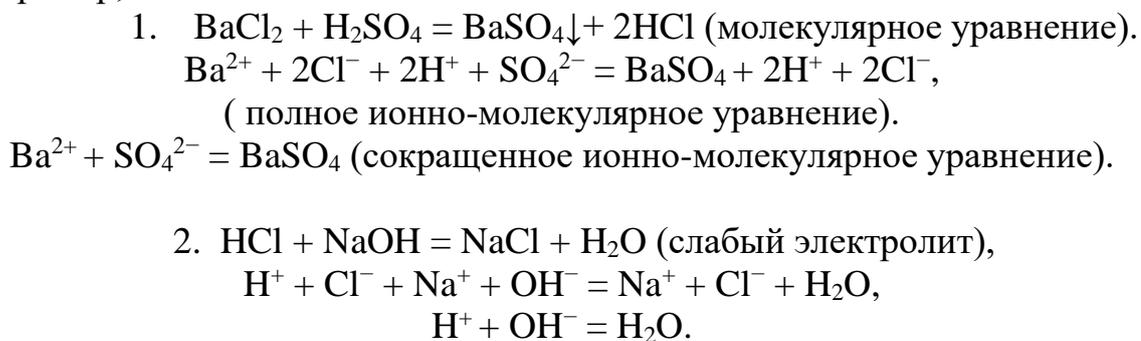
В растворах многоосновных кислот, а также оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, устанавливаются ступенчатые равновесия, отвечающие последовательным стадиям диссоциации. Так, диссоциация ортофосфорной кислоты протекает в три ступени:



Каждой ступени соответствует определенное значение константы диссоциации. Поскольку $K_I \gg K_{II} \gg K_{III}$, то в наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей ступени степень диссоциации резко уменьшается. Это объясняется тем, что энергия, которая необходима для отрыва иона H^+ или OH^- от нейтральной молекулы кислоты или основания, минимальна. При диссоциации по следующей ступени энергия увеличивается, так как отрыв ионов происходит от противоположно заряженных частиц.

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменение заряда ионов, называются ионообменными реакциями. Обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых или летучих веществ, молекул слабых электролитов. Сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и соединения в газообразном состоянии записываются в молекулярной форме.

Например,



Вопросы к защите работы

1. Приведите два примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых солей. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Приведите по одному примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых кислот и оснований. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Приведите два примера реакций с образованием газообразных малорастворимых в воде веществ. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Приведите три примера реакций с образованием слабых электролитов. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

5. Приведите по одному примеру реакций перевода кислой и основной соли в нормальные (средние) соли. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

6. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций амфотерного гидроксида хрома с серной кислотой и с раствором гидроксида калия.

7. Объясните и подтвердите расчетом, почему сульфид цинка взаимодействует с соляной кислотой (напишите уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде), а сульфид кадмия не взаимодействует.

➤ Учебная литература: [1, с. 232–245; 2, с. 437–440; 3, с. 212]

Лабораторная работа № 6 (часть 2)
СРАВНИТЕЛЬНАЯ ОЦЕНКА РАСТВОРИМОСТИ МАЛО- И
ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ (ПРОИЗВЕДЕНИЕ
РАСТВОРИМОСТИ)

Целью работы формирование умений и навыков в исследовании произведения растворимости, объяснение свойств некоторых малорастворимых и практически нерастворимых веществ.

Задание по работе. Опыт 1: Опишите наблюдаемые явления. Напишите выражения произведений растворимости хлорида и хромата серебра. Применяя следствие из правила и табличные значения произведения растворимости, объясните последовательность образования осадков хлорида и хромата серебра в данном опыте (пробирка № 3). На все вопросы ответьте письменно.

Опыт 2: Напишите уравнения реакций растворения осадков, соответствующих галогенидов серебра в водном растворе аммиака, протекающих с образованием комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ($\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$). Напишите выражения произведений растворимости хлорида, бромида и йодида серебра (табл. 1). Как влияет величина произведения растворимости на растворимость сильных, но трудно растворимых электролитов?

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Дробное осаждение

В две пробирки внесите по 1 капле 0,5 н раствора нитрата серебра AgNO_3 . В пробирку №1 добавьте 2 капли 0,5 н раствора хлорида калия ($\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$), №2 - 2 капли 0,5 н раствора хромата калия ($2\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3$). Напишите ионные уравнения реакций, отметьте цвет осадков хлорида и хромата серебра. Какое вещество будет выпадать в осадок первым из раствора, содержащего ионы Cl^- , CrO_4^{2-} и Ag^+ в равных концентрациях?

$$\text{ПР}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10};$$

$$\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4 \cdot 10^{-12}.$$

Проверьте предположение опытом, для чего в пробирку № 3 внесите сначала 2 капли 0,5 н раствора хлорида калия KCl , затем 2 капли 0,5 н раствора хромата калия K_2CrO_4 , добавьте 3 капли дистиллированной воды. Раствор тщательно перемешайте. Осторожно прибавьте к нему 1 каплю 0,5 н раствора нитрата серебра AgNO_3 , перемешайте. Какое вещество при этом образуется? Добавьте ещё несколько капель раствора нитрата серебра, тщательно перемешайте. Наблюдается ли образование хромата серебра? Отметьте его образование при дальнейшем увеличении концентрации катионов серебра.

Опыт 2. Условия растворения осадков

В три пробирки внесите по 1 капле 0,5 н раствора нитрата серебра AgNO_3 . Затем в первую пробирку добавьте 1 каплю 0,5 н раствора хлорида калия ($\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$), во вторую – 1 каплю 0,5 н раствора бромида калия

($\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr}\downarrow + \text{KNO}_3$), в третью – 1 каплю 0,5 н раствора йодида калия ($\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI}\downarrow + \text{KNO}_3$). Отметьте цвет образовавшихся осадков. К осадкам в каждую пробирку добавляйте по каплям 2 н водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, тщательно перемешивая полученные растворы. В какой пробирке осадок растворился быстрее? Осадок, какого вещества практически не растворим?

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

Гетерогенное равновесие: осадок \leftrightarrow насыщенный раствор – подчиняется **правилу произведения растворимости** – в насыщенном растворе сильного труднорастворимого электролита произведение концентраций (активностей) ионов, возведенных в степени стехиометрических коэффициентов, есть величина постоянная при данной температуре.

Если малорастворимый электролит распадается на ионы по уравнению:



то выражение для произведения растворимости будет иметь вид:

$$\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = a^3(\text{Ca}^{2+}) \cdot a^2(\text{PO}_4^{3-}) = f_a(\text{Ca}^{2+})^3 \cdot [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot f_a(\text{PO}_4^{3-}) \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

В разбавленных растворах, какими являются насыщенные растворы трудно растворимых электролитов, при $f_a = 1$, $a = C$, тогда: $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$.

Отсюда вытекают два следствия:

1. Условие растворения осадка: произведение концентраций ионов возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть меньше величины произведения растворимости $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) > [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$.
2. Условие образования осадка: произведение концентраций ионов возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) < [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$.

Вопросы к защите работы

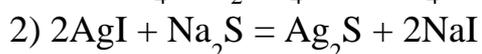
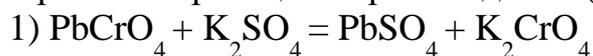
1. Напишите схему гетерогенного химического равновесия между осадком малорастворимой соли Ag_2CrO_4 и её ионами в растворе.

Напишите выражение константы равновесия этого процесса и произведения растворимости этой соли.

2. Вычислите молярную концентрацию хлорида свинца (II) PbCl_2 в насыщенном растворе, если произведение растворимости этой соли по справочным данным равно $2,0 \cdot 10^{-5}$.

3. Вычислите объем воды, в котором может раствориться один грамм сульфата свинца (II), произведение растворимости которого равно $2,0 \cdot 10^{-8}$.

4. Определите направление реакций пересадения (двойного обмена):



5. Определите, выпадет ли осадок AgNO_2 ($\text{ПР} = 6,0 \cdot 10^{-4}$) при смешивании одинаковых объемов сантимолярных 0,01М растворов нитрата серебра AgNO_3 и нитрита калия KNO_2 . Приведите соответствующие вычисления.

6. Расположите вещества сульфат бария BaSO_4 ($\text{ПР} = 1 \cdot 10^{-10}$), гидроксид хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ($\text{ПР} = 4 \cdot 10^{-15}$) и гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($\text{ПР} = 8 \cdot 10^{-12}$) в ряд по увеличению их растворимости в воде.

Таблица 1. Произведения растворимости, константы диссоциации и константы нестойкости веществ

Вещество	ПР	K_D	$K_{\text{НЕСТ.}}$
AgCl	$8,1 \cdot 10^{-10}$	—	—
AgBr	$6,0 \cdot 10^{-13}$	—	—
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	—	—
Ag_2S	$1 \cdot 10^{-51}$	—	—
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$	—	—
PbCl_2	$2 \cdot 10^{-5}$	—	—
PbBr_2	$8 \cdot 10^{-6}$	—	—
PbI_2	$8 \cdot 10^{-9}$	—	—
PbS	$1 \cdot 10^{-27}$	—	—
PbSO_4	$2 \cdot 10^{-8}$	—	—
PbCrO_4	$8,1 \cdot 10^{-14}$	—	—
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	—	—
BaC_2O_4	$7,1 \cdot 10^{-7}$	—	—
BaCrO_4	$2,1 \cdot 10^{-10}$	—	—
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	—	$8,1 \cdot 10^{-5}$	—
H_2O	—	$8,1 \cdot 10^{-16}$	—
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	—	—	$7 \cdot 10^{-8}$

➤ Учебная литература: [3, с. 79–83; 6, с. 72–75]

Лабораторная работа № 7
ИДЕНТИФИКАЦИЯ РАСТВОРОВ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ КИСЛОТНОСТИ
(ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH)

Цель работы: формирование умений и навыков в определении водородного показателя (pH) водных растворов разной природы

Задание по работе

Опыт 1: определите цвет кислотной и щелочной формы наиболее часто применяемых кислотно-основных индикаторов: метилового оранжевого, метилового красного, лакмуса и фенолфталеина. Проведите наблюдения в сильнокислой и сильнощелочной среде, чтобы в первом случае pH был заведомо ниже, а во втором – заведомо выше области перехода указанных индикаторов. Какие индикаторы имеют область перехода в кислой среде? В щелочной среде? Вычислите водородный показатель pH в 0,002 н растворе хлороводородной кислоты HCl и в 0,01 н растворе гидроксида натрия NaOH. Опыт 2: сделайте вывод о pH исследуемого раствора и укажите реакцию среды. Проверьте правильность своего вывода у преподавателя.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Приближенное определение pH в водных растворах при помощи кислотно-основных индикаторов

а) Цвет некоторых кислотно-основных индикаторов в различных средах

В четыре пронумерованные пробирки внесите по 4 капли 0,1 н раствора хлороводородной (соляной) кислоты, а в другие четыре пробирки с теми же номерами по 4 капли 0,1 н раствора гидроксида натрия. Пробирки в штативе поставьте в два ряда таким образом, чтобы в левом ряду стояли только пробирки с кислотой, а в правом – пробирки со щелочью. После этого в обе пробирки № 1 добавьте по 1 капле индикатора метилового оранжевого, в пробирки № 2 – метилового красного, в пробирки № 3 – лакмуса, в пробирки № 4 – фенолфталеина.

Наблюдения по цвету кислотной и щелочной форм индикаторов запишите по прилагаемой ниже табл. 1, где уже указан интервал pH в области перехода каждого индикатора и цвет его в этой области.

Таблица 1

Индикатор	pH области перехода	Цвет индикатора				
		номер проб.	кислотной формы	в области перехода	номер проб.	щелочной формы
Метилловый оранжевый	3,1 – 4,4	1 HCl		Оранжевый	1 NaOH	
Метилловый красный	4,4 – 6,2	2 HCl		Оранжевый	2 NaOH	
Лакмус	5,0 – 8,0	3 HCl		Фиолетовый	3 NaOH	
Фенолфталеин	8,2 – 10	4 HCl		Розовый	4 NaOH	

Опыт 2. Определение водородного показателя (pH) в водном растворе соли с помощью универсального индикатора

Для приближенного определения pH удобно пользоваться так называемыми универсальными индикаторами, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими свой цвет в водных растворах различных веществ в широком диапазоне pH. Бумага, пропитанная универсальным индикатором, и высушенная, называется универсальной индикаторной бумагой. К пачке такой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какой цвет принимает индикаторная бумага (значение pH) при нанесении на неё 1 капли исследуемого раствора. Универсальные индикаторы применяют и в виде растворов. В этом случае готовится серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них pH, соответствующего цвету эталона – раствора.

Получите у преподавателя раствор, водородный показатель (pH) которого требуется определить. При помощи пипетки нанесите 1 каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги. Сравните окраску пятна, образовавшегося на бумаге, с цветом шкалы, и выберите оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. На шкале, приводятся цвета, соответствующие целым значениям pH, поэтому в случае необходимости можно по промежуточной окраске пятна ориентировочно оценить десятые доли pH.

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

Большинство реакций, применяемых в анализе, протекают в водных растворах. Вода относится к слабым электролитам и, хотя в незначительной степени, но подвергается ионизации:



Процесс ионизации воды характеризуется константой ионизации (диссоциации):

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = K(\text{H}_2\text{O}). \quad (1)$$

Преобразуем это уравнение:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}]. \quad (2)$$

В приведенном уравнении $[H_2O]$ (при постоянной температуре) можно считать практически постоянной. Следовательно, правая часть уравнения (2), а значит, и произведение $[H^+] \cdot [OH^-]$ – величина постоянная. Её называют ионным произведением воды и обозначают K_w :

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]. \quad (3)$$

При температуре $25\text{ }^\circ\text{C}$ в чистой воде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, следовательно $K_w = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$. При повышении температуры K_w быстро увеличивается. Смысл уравнения (3) заключается в следующем: как бы, не изменялась, концентрация ионов H^+ и OH^- , их произведение $[H^+] \cdot [OH^-]$ в любом водном растворе сохраняет постоянное значение равное 10^{-14} при $25\text{ }^\circ\text{C}$.

Вместо концентрации $[H^+]$ удобнее пользоваться отрицательным десятичным логарифмом из этой величины – **водородным показателем (рН)**.

$$pH = -\lg[H^+]. \quad (4)$$

Кроме водородного показателя (рН) при расчетах широко используют и гидроксильный показатель (рОН) и прологарифмированный показатель ионного произведения воды:

$$\begin{aligned} pOH &= -\lg[OH^-], \\ pK_w &= -\lg K_w, \\ pK_w &= pH + pOH. \end{aligned}$$

В кислых растворах $pH < 7$, в щелочных растворах $pH > 7$, в нейтральных растворах $pH = 7$.

Индикаторами называются органические соединения, резко меняющие цвет в зависимости от концентрации катионов водорода (рН) раствора.

Различают кислотно-основные индикаторы двухцветные и одноцветные.

Двухцветными индикаторами являются лакмус, у которого в кислой среде красный цвет, а в щелочной – синий и метиловый оранжевый, красный цвет которого показывает, что среда кислая, а желтый цвет – щелочная. Одноцветным индикатором является фенолфталеин, бесцветный в кислой и нейтральной среде и окрашивающийся в щелочной среде в малиновый цвет.

Кислотно-основные индикаторы можно рассматривать как слабые кислоты или основания, различие окрасок которых зависит от молекулярного или ионного состояния.

Рассмотрим принцип действия индикатора на примере метилоранжа. Как слабую кислоту его можно представить в виде $HInd$, диссоциация которой протекает по схеме: $HInd \leftrightarrow H^+ + Ind^-$

Недиссоциированные молекулы $HInd$ окрашены в красный цвет, а ионы Ind^- в желтый цвет. Если концентрацию водородных ионов увеличить, то равновесие сдвигается влево, окраска становится красной. Если концентрация водородных ионов уменьшается, то увеличивается концентрация ионной формы индикатора, т.е. равновесие смещается в сторону образования ионов Ind^- , окрашенных в желтый цвет.

Интервал между двумя значениями рН, в пределах которого существуют молекулярная и ионная форма индикатора называется интервалом перехода индикатора. Пользуясь определенными индикаторами, можно определить рН

раствора – реакцию среды – кислая, слабокислая, щелочная, слабощелочная или нейтральная.

Вопросы к защите работы

1. Дать определение рН.
2. Какие значения рН в различных средах?
3. Область перехода, какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде?

➤ Учебная литература: [3, с. 91–94; 6, с.79–83]

Лабораторная работа № 8

ИЗУЧЕНИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТЕЙ ПРОТЕКАНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: формирование умений и навыков в изучении окислительно-восстановительных свойств соединений, освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных процессов.

Задание по выполнению работы: В опыте 1 напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия, сульфитом натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Коэффициенты подберите методом электронно-ионного баланса. При этом необходимо учесть, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: Mn^{2+} – слабо-розовую окраску, а при малой концентрации практически бесцветен, MnO_2 (диоксид марганца) и гидроксид марганца являются трудно растворимыми веществами бурого цвета, MnO_4^{2-} (манганат-ион) – зеленую окраску.

До какой степени окисления восстанавливается перманганат калия в растворах, имеющих $pH < 7$, $pH = 7$, $pH > 7$? Вычислите молярную массу эквивалента $KMnO_4$ в каждом из этих случаев, зная, что $M_{Э} = M (KMnO_4) / n_{Э}$ (число электронов принятых 1 моль окислителя).

В опыте 2–7 напишите уравнения проведенных реакций. Коэффициенты подобрать методом ионно-электронного баланса (метод полуреакций), определите окислитель и восстановитель.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Влияние среды на характер восстановления перманганата калия

В три пробирки внесите по 4 капли раствора перманганата калия ($KMnO_4$). В 1-ю пробирку добавьте 2 капли 2 н раствора серной кислоты H_2SO_4 , во 2-ю пробирку – 2 капли дистиллированной воды, в 3-ю 2 капли 2 н раствора щелочи $NaOH$. В каждую пробирку внесите по несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 на кончике микрошпателя и тщательно перемешайте растворы до полного растворения соли. Отметьте изменение окраски растворов во всех пробирках. В пробирках протекают следующие реакции:

1. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
2. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$;
3. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$.

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства атомов p-элементов в промежуточных степенях окисления

В 1-ю пробирку с раствором дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$), во 2-ю с раствором сульфида натрия (Na_2S) внесите по 1 капле 2 н раствора серной кислоты и на кончике шпателя несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 . Как изменилась окраска раствора в 1-й пробирке? Почему помутнел раствор во 2-й пробирке? Окислителем или восстановителем может являться в химических

реакциях $K_2Cr_2O_7$? Na_2S ? Окислительные или восстановительные свойства проявляет Na_2SO_3 ?

Опыт 3. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

В предварительно нагретую на электрической плитке фарфоровую чашку поместите горкой несколько микрошпателей кристаллического дихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Через несколько секунд наблюдайте бурное разложение соли «вулканчик»: $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$.

Зеленые окатыши представляют собой Cr_2O_3 – оксид хрома (III). Атомы, какого элемента являлись окислителями? Восстановителями? Как изменилась степень их окисления?

Опыт 4. Окислительные и восстановительные свойства соединений олова (II)

а) взаимодействие хлорида олова (II) с хлоридом железа (III)

Внесите в пробирку 3 капли раствора $(FeCl_3)$ хлорида железа(III) и 3 капли раствора $(K_3[Fe(CN)_6])$ гексацианоферрата (III) калия. Отметьте окраску раствора и добавляйте к нему по каплям раствор $(SnCl_2)$ хлорида олова (II) до образования осадка. Окрашивание раствора в интенсивно синий цвет обусловлено появлением катионов Fe^{2+} , образующих с $K_3[Fe(CN)_6]$ синий осадок (турнбулева синь).

Хлорид олова (II) при этом переходит в хлорид олова (IV).

$FeCl_3 + SnCl_2 \rightarrow FeCl_2 + SnCl_4$ (уравняйте методом электронного баланса);

Качественная реакция на катионы железа (II):

$3FeCl_2 + 2K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2 + 6KCl$.

Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этой реакции?

б) взаимодействие хлорида олова(II) с металлическим цинком

В другую пробирку внесите кусочек цинка и 5 капель раствора хлорида олова (II), наблюдайте на поверхности цинка образование блестящих кристалликов олова. Напишите уравнение реакции взаимодействия хлорида олова (II) с цинком, коэффициенты необходимо подобрать методом электронного баланса. Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этой реакции?

Опыт № 5. Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

К 2 каплям раствора иодида калия KI , подкисленному 1 каплей 2н. раствора серной кислоты H_2SO_4 , прибавьте 2 капли раствора пероксида водорода H_2O_2 . Для какого вещества характерна появившаяся окраска?

Опыт № 6. Органические вещества в окислительно-восстановительных реакциях

В пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (6 капель) внесите 2 капли концентрированной серной кислоты H_2SO_4 (плотностью $1,84 \text{ г/м}^3$) и 5 капель этилового спирта C_2H_5OH . Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду (ацетальдегид) CH_3CHO . Напишите уравнение реакции, учитывая, что хром (VI) перешел в хром (III).

Опыт № 7. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ

Внесите в две пробирки по 4 капли йодной воды ($I_2 + H_2O$). В первую пробирку добавьте несколько капель хлорной воды ($Cl_2 + H_2O$), во вторую сероводородной воды ($H_2S + H_2O$). Напишите уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуются хлороводородная HCl и йодноватая HIO_3 кислота; во втором случае помутнение раствора вызвано выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции. Окислителем или восстановителем являются в этих реакциях йод и хлор?

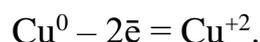
Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания и выполнения работы:

Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие степени окисления. Число электронов, смещенных от атома или к атому данного элемента в соединении, называется степенью окисления.

Процесс отдачи электронов называется окислением.

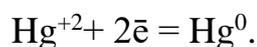
Например:



При окислении степень окисления элемента повышается.

Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

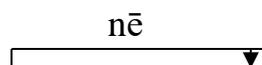
Например:



При восстановлении степень окисления элемента понижается.

Восстановителями называются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны в процессе окисления.

Окислителями называются атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны в процессе восстановления.



Восстановитель + Окислитель = Продукты реакции

По окислительно-восстановительным свойствам все вещества делятся на три группы:

1. Вещества, которые могут быть **только окислителями**. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в **высшей** степени окисления.

Атомы с высшими степенями окисления не могут отдавать электроны, а могут только присоединять их (табл.1).

Таблица 1. Важнейшие окислители

Элемент	Высшая степень окисления	Вещества-окислители
N	+5	HNO ₃
Mn	+7	KMnO ₄ , HMnO ₄
Cr	+6	K ₂ Cr ₂ O ₇ , CrO ₃
Pb	+4	PbO ₂
F	0	F ₂

2. Вещества, которые могут быть **только восстановителями**. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в **низшей** степени окисления.

Атомы с низшими степенями окисления не могут присоединять электроны, а могут только отдавать их (табл. 2).

Таблица 2. Важнейшие восстановители

Элемент	Низшая степень окисления	Вещества-восстановители
N	-3	NH ₃
S	-2	H ₂ S
Cl, Br, I	-1	HCl, HBr, HI
H	-1	Гидриды металлов (NaH)
Все металлы	0	Na, Fe, Al, Zn и т.д.

3. Вещества, которые могут быть **как восстановителями, так и окислителями** (в зависимости от второго участника реакции). Молекулы таких веществ содержат элементы в **промежуточной** степени окисления.

Атомы с промежуточными степенями окисления могут и присоединять, и отдавать электроны (табл. 3).

Таблица 3. Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность

Элемент	Промежуточные степени окисления	Вещества
N	0	N ₂
	+3	NaNO ₂
S	0	S
	+4	SO ₂ ; K ₂ SO ₃
Fe	+2	FeSO ₄ ; FeCl ₂
Sn	+2	SnCl ₂

На границе раствор электролита – инертный электрод (платина, графит) происходит окислительно-восстановительная реакция, в результате которой возникает скачек потенциала φ.

Абсолютное значение φ не определяется, но измеряется относительно значение к водородному электроду сравнения, φ зависит от природы вещества, от концентрации электролита и от температуры.

Каждая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух полуреакций. т.е. из двух электрохимических систем с электродвижущей силой:

$$\text{ЭДС} = \Delta\varphi^0 = \varphi_{\text{ок-ля}}^0 - \varphi_{\text{восс-ля}}^0,$$

где φ^0 – стандартный электродный потенциал, значения которого приводятся в справочных таблицах.

Окислительно-восстановительные реакции протекают в данном направлении при условии положительного значения э.д.с (электродвижущая сила системы).

Вещество в разных реакциях может отдавать или присоединять разное число электронов, поэтому его эквивалентная масса может иметь различное значение.

В соответствии с этим, эквивалентная масса окислителя (восстановителя) равна его молярной массе, деленной на число электронов, которые присоединяет один моль окислителя или высвобождает один моль восстановителя в данной реакции: $M_{\text{э}} = M/z$ [г/моль], где z – число эквивалентности, $z = n\bar{e}$ (число электронов).

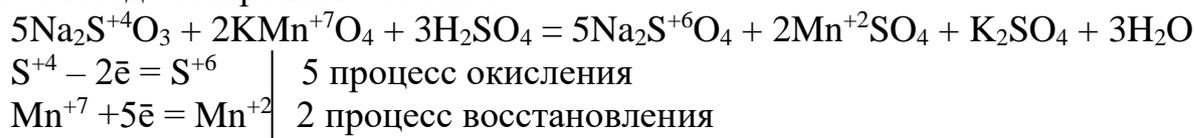
Например, KMnO_4 ($M = 158,0$ г/моль) в зависимости от кислотности среды восстанавливается по-разному. В кислой среде восстановление протекает по уравнению:



Здесь $n\bar{e} = 5$, $z = 5$, эквивалентная масса $M_{\text{э}}$ (KMnO_4) = $158,0/5 = 31,6$ г \моль.

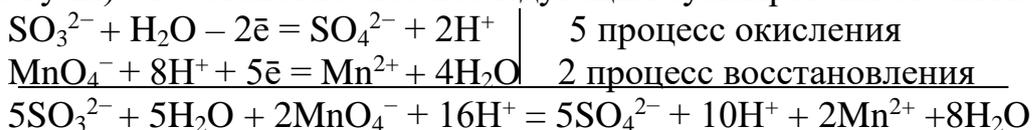
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют два метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций).

1. Метод электронного баланса:

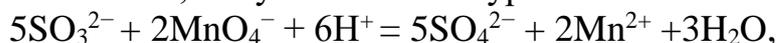


2. Ионно-электронный метод

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, удобно использовать ионно-электронный метод (метод полуреакций). Этот метод основан на составлении уравнений полуреакций восстановления иона (молекулы) – окислителя и окисления иона (молекулы) – восстановителя с последующим суммированием этих полуреакций.



сложив подобные члены, получают ионное уравнение:



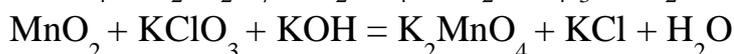
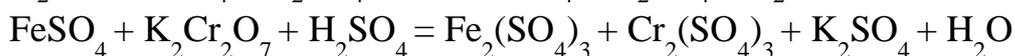
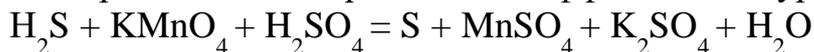
по которому составляют молекулярное уравнение реакции (для этого к каждому аниону приписывают соответствующий катион, а к каждому катиону – соответствующий анион с учетом подобранных коэффициентов):



Вопросы к защите работы:

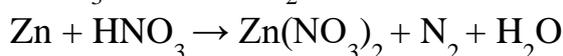
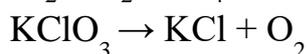
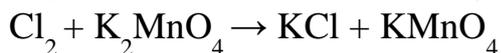
1. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.

2. Подберите стехиометрические коэффициенты в уравнения реакций:



Укажите в них окислитель, восстановитель и реакцию среды (pH).

3. Укажите уравнения реакций: межмолекулярной, внутримолекулярной и диспропорционирования (самоокисления самовосстановления); в уравнения следующих реакций подберите стехиометрические коэффициенты:



➤ Учебная литература: [1, с. 259–266; 2, с. 18–33; 3, с. 251]

Лабораторная работа № 9

ПОЛУЧЕНИЕ И ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании анионных, катионных комплексов

Задание по работе: В опытах № 1–4 написать уравнения электролитической диссоциации полученных комплексных соединений. В опыте № 1 записать выражение константы нестойкости полученного комплексного иона. Учитывая результаты опыта № 6, написать уравнение электролитической диссоциации соли Мора.

Методические указания по выполнению работы

Опыт № 1. Анионные комплексы

Получение тетрагидровисмутата (III) калия

В пробирку к одной капле раствора нитрата висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ прибавлять по каплям раствор иодида калия KI до выпадения темно – бурого осадка йодида висмута (III) BiI_3 . Растворить этот осадок в избытке раствора иодида калия. Каков цвет полученного раствора?

Опыт № 2. Катионные комплексы. Комплексное основание никеля

Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 4 капли раствора сульфата никеля (II) NiSO_4 и такой же объём раствора щелочи NaOH . К осадку добавить 6 капель 25 % -ного раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Сравнить окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля (II) с окраской полученного раствора

Опыт № 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

Взаимодействие гексацианоферрата (II) калия с сульфатом меди (II).

(Качественная реакция на ион Cu^{2+})

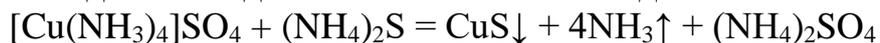
В пробирку с 5 каплями раствора сульфата меди CuSO_4 добавить такой же объём комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата (II) меди (II). Написать уравнение реакции.

Опыт № 4. Разрушение комплексных ионов при осаждении комплексообразователя

В две пробирки с 0,5 н раствором сульфата меди (II) добавить: в одну раствор 0,5 н $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ оксалата аммония, в другую – 0,5 н раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ сульфида аммония. Написать уравнения реакций и отметить цвета выпавших осадков. В двух других пробирках получить комплексное соединение меди, добавив к 2 каплям 0,5 н раствора CuSO_4 сульфата меди (II) 2 н раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до растворения выпадающего вначале осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Отметить цвет полученного комплексного соединения $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с аммиаком, учитывая, что координационное число меди равно четырем.

Испытать действие растворов оксалата аммония и сульфида аммония на полученный раствор комплексной соли меди. От действия, какого реактива выпадает осадок? На присутствие, каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление этого осадка?

Описать наблюдаемые явления. Ответить на поставленные по ходу опыта вопросы. Написать уравнения проведенных реакций, уравнение электролитической диссоциации комплексной соли меди и её комплексного иона. Как влияет добавление $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на диссоциацию комплексного иона? Сравнить табличные значения, произведения растворимости соответствующих солей меди ($\text{PP}(\text{CuC}_2\text{O}_4) = 3 \cdot 10^{-8}$; $\text{PP}(\text{CuS}) = 6 \cdot 10^{-36}$) и объяснить, почему одна из солей не выпадает в осадок из комплексного соединения.



Опыт № 5. Окисление гексацианоферрата (II) калия

В пробирку внести 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислить 2н серной кислотой и добавить по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия. Наблюдать обесцвечивание раствора вследствие восстановления перманганат – иона в ион двухвалентного марганца.



Опыт № 6. Двойные соли

В трех пробирках приготовить раствор двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соль Мора), взяв в каждую пробирку по несколько кристалликов соли и по 4 капли дистиллированной воды. Затем в 1-ю пробирку к раствору соли Мора добавить 2 капли 0,5 н раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, во 2-ю пробирку 2 капли 0,5 н раствора хлорида бария BaCl_2 . Отметить цвет осадков и написать ионные уравнения реакций их образования. На присутствие, каких ионов в растворе двойной соли указывают эти реакции? В 3-ю пробирку добавить 3 капли 2 н раствора едкого натра NaOH и подогреть на водяной бане. Подержать над пробиркой полоску универсальной индикаторной бумаги, предварительно смоченную дистиллированной водой. По изменению окраски индикаторной бумаги и по запаху, определить какой газ выделяется из пробирки. На присутствие, каких ионов в растворе двойной соли указывают эта реакция

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы

Комплексными соединениями называются определенные химические соединения, образованные сочетанием отдельных компонентов и представляющие собой сложные ионы или молекулы у которых имеются ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.

В большинстве комплексных соединений различают внутреннюю и внешнюю сферы: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Ионы калия – внешняя сфера

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – внутренняя сфера (комплексный ион). В центре молекулы комплексного соединения находится центральный ион – комплексообразователь. Ионами – комплексообразователями являются ионы металлов. Вокруг центрального иона – комплексообразователя находятся

противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы, которые называются лигандами или аддендами. Ион- комплексообразователь и лиганды составляют внутреннюю сферу. Число лигандов (аддендов), которое координирует вокруг себя центральный ион – комплексообразователь, называют координационным числом.

Fe^{2+} – центральный ион – комплексообразователь

CN^- – лиганды (адденды)

Координационное число $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ в нашем примере равно шести.

Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов иона – комплексообразователя и лигандов.

Комплексное соединение анионного типа содержит комплексный ион с отрицательным зарядом, а катионного типа – с положительным. Например:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}[\text{BiI}_4]$ – комплексные соединения анионного типа;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – комплексное соединение катионного типа;

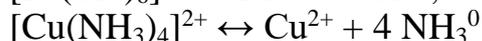
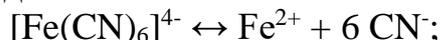
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]^0$ – нейтральное комплексное соединение.

У нейтральных комплексных соединений внешняя сфера отсутствует и заряд их равен нулю.

Диссоциация анионных и катионных комплексных соединений в водных растворах:



В свою очередь комплексный ион, который является слабым электролитом, может частично распадаться на ион-комплексообразователь и лиганды:



Прочность комплексных ионов характеризуется величиной константы нестойкости (константа равновесия) $K_{\text{нест}}$ которая в свою очередь есть ничто иное, как константа равновесия процесса диссоциации комплексного иона на ион-комплексообразователь и лиганды. Константа нестойкости равна произведению равновесных концентраций иона-комплексообразователя и лигандов, деленному на концентрацию комплексного иона.

$$K_{\text{нест}} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^6 / [[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}] = 1 \cdot 10^{-37} .$$

Константа нестойкости, как любая константа равновесия, зависит от природы вещества, от температуры и не зависит от концентрации.

Двойные соли – комплексные соединения с очень большой константой нестойкости. Двойные соли распадаются в одну ступень на катионы обоих металлов (или катион аммония) и анионы кислотного остатка:



Вопросы к защите работы

1. Классификация комплексных соединений.
2. Что характеризует константа нестойкости?

➤ Учебная литература: [1, с. 354–378; 2, с.16, 17, 122, 446; 3, с. 71–81]

Лабораторная работа № 10

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ АЗОТА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: формирование умений и навыков в освоении строения атома азота, изучить основные свойства азота и его соединений; освоить приемы проведения опытов полумикрометодом.

Задание по работе. Написать уравнения, проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В уравнения окислительно-восстановительных реакций коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса. Написать:

- 1) Схему равновесия в водном растворе аммиака.
- 2) Молекулярное и ионное уравнения реакций, в которых сульфат алюминия взаимодействует с водным раствором аммиака.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Равновесие в водном растворе аммиака

В две пробирки внести по 4 капли раствора аммиака ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). В 1-ю пробирку добавить 1 каплю фенолфталеина. Отметить окраску раствора. На присутствие, каких ионов она указывает? Добавить в раствор несколько кристалликов хлорида аммония (NH_4Cl), и тщательно перемешать раствор. Как изменилась интенсивность окраски раствора? Почему?

К раствору аммиака во 2-й пробирке добавить 5 капель нитрата алюминия ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3(\text{NH}_4)\text{NO}_3$). Отметить исчезновение запаха аммиака.

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

В три пробирки внести отдельно по 4 капли растворов: в 1-ю – бромной воды ($\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$), во 2-ю – перманганата калия (KMnO_4), в 3-ю – дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В каждую из пробирок добавить по 4 капли 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения окраски.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до молекулярного азота N_2 , перманганат калия KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 , а дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – до оксида хрома (III) Cr_2O_3 . Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

Опыт 3. Соли азотистой кислоты

Восстановительные и окислительные свойства нитритов.

В три пробирки внести по 3 капли: в 1-ю – йодида калия (KI), во 2-ю – перманганата калия (KMnO_4), в 3-ю – дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). В 1-ю и 2-ю пробирки добавить по 2 капли 2 н раствора серной кислоты, в 3-ю пробирку – 1 каплю концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку добавить несколько кристалликов нитрита натрия (NaNO_2) и тщательно перемешать.

Отметить изменение окраски раствора в каждом случае.

В какое соединение переходит при этом нитрит натрия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут обладать окислительно-восстановительной двойственностью? Любой из указанных выше опытов можно использовать в качестве реакции для открытия иона NO_2^- в присутствии нитрат иона NO_3^- (в отсутствие других восстановителей и окислителей).

Опыт 4. Качественная реакция на NH_4^+ -ион

В пробирку внести 4 капли раствора хлорида аммония (NH_4Cl) и добавить столько же капель 2 н раствора едкого натра (NaOH) или едкого кали (KOH). Слегка нагреть пробирку и над её отверстием подержать, предварительно смоченную дистиллированной водой универсальную индикаторную бумажку. По запаху и по изменению цвета индикаторной бумажки убедиться в выделении аммиака и образовании OH^- - иона. В какую сторону сдвигается равновесие:



Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции хлорида аммония со щелочью. Эта реакция является качественной реакцией для обнаружения иона аммония.

Вопросы к защите работы

1. В каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония? Нитрата алюминия? Как при этом изменится концентрация компонентов данной равновесной системы: OH^- -иона, NH_4^+ -иона, NH_3 ? В каком направлении сместится равновесие данной системы при добавлении хлороводородной кислоты (HCl)? Почему?

➤ Учебная литература: [3, с. 385–415; 6, с. 148–152]

Лабораторная работа № 11

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ СЕРЫ И ЕЕ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков в изучении строения атома серы и основные свойства серы и её соединений; освоить приемы проведения опытов полумикрометодом.

Задание по работе. Написать уравнения, проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В уравнения окислительно-восстановительных реакций коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса. Написать уравнение, реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Указать окислитель и восстановитель.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Получение малорастворимых сульфидов

В две пробирки внести отдельно по 3 капли растворов сульфата марганца (II) MnSO_4 и нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В каждый раствор добавить по 2 капли раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Наблюдать выпадение осадков сульфида марганца и сульфида свинца. К полученным осадкам прибавить по 3 капли 2 н раствора азотной кислоты HNO_3 .

В две другие пробирки с растворами сульфата марганца и нитрата свинца добавить по 4 капли сероводородной воды. В каком случае образование осадка не наблюдалось? Почему?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения, реакций получения сульфидов марганца и свинца. Указать их цвет. Написать уравнение реакции растворения MnS в растворе азотной кислоты. Пользуясь правилом произведения растворимости ($\text{ПР}(\text{MnS}) = 2,5 \cdot 10^{-10}$; $\text{ПР}(\text{PbS}) = 1 \cdot 10^{-27}$), объяснить:

а) различные результаты действия H_2S и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на соль марганца; б) образование осадка PbS в обоих случаях. Реакция, образования черного осадка PbS , может служить для обнаружения сульфид иона S^{2-} .

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства серы (IV)

Восстановительные свойства SO_3^{2-} иона

В пробирку, содержащую 3 капли раствора перманганата калия (KMnO_4) и 1 каплю 2 н. раствора хлороводородной кислоты HCl , прибавить несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 . Отметьте обесцвечивание раствора в связи с переходом иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . Данная реакция может служить реакцией для открытия SO_3^{2-} в отсутствие других восстановителей. В какое соединение перешёл при этом сульфит натрия? Учитывая, что сульфит бария BaSO_3 растворим в азотной кислоте HNO_3 , а сульфат бария BaSO_4 нерастворим, убедиться в переходе иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} , для чего в полученный раствор добавить 1–2 капли азотной кислоты и столько же капель раствора хлорида

бария(BaCl_2). Какое соединение выпало в осадок? Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 3. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте.

В двух пробирках получить обменной реакцией сульфат($\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$) и сульфит бария ($\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{BaSO}_3 + 2\text{NaCl}$). Для чего в две пробирки внести по 2 капли раствора хлорида бария, затем в пробирку № 1 добавить 2 капли сульфата натрия, а в пробирку № 2 несколько кристалликов сульфита натрия. Наблюдать, образование осадков в обеих пробирках. Сравнить растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте, добавив в обе пробирки по 2 капли 2 н раствора азотной кислоты. Что наблюдается?

Опыт 4. Тиосульфат натрия и его свойства

а) Неустойчивость тиосульфата в кислой среде

Внести в пробирку 5 капель тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и 1 каплю 2 н раствора серной кислоты (H_2SO_4). Отметить выпадение серы. По запаху определить, какой газ выделился.

б) Восстановительные свойства тиосульфата натрия

В 1-ю пробирку внести 5 капель бромной воды($\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$). Во вторую 5 капель йодной воды ($\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$). В обе пробирки добавлять по каплям тиосульфат натрия до обесцвечивания растворов.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что бром окисляет тиосульфат до сульфата натрия, при этом в реакции участвует вода. (Выделяющаяся сера является продуктом побочной реакции). Йод окисляет тиосульфат натрия до тетрагидротетратионата натрия $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. В какую степень окисления переходят при этом бром и йод?

Вопросы к защите работы

1. Какой сульфид растворился? Возможно ли его образование в кислой среде?
2. Почему не растворился в азотной кислоте сульфат бария?
3. Окислителем или восстановителем является тиосульфат натрия?

➤ Учебная литература: [3, с. 472–487; 6, 139–144]

Лабораторная работа № 12

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ФОСФОРА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, изучить строение атома фосфора и основные свойства фосфора и его соединений; освоить приемы проведения опытов полумикрометодом.

Задание по работе. Написать уравнения, проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Написать уравнение первой степени гидролиза ортофосфата натрия в ионной и молекулярной форме.

В уравнения окислительно-восстановительных реакций коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Ортофосфаты некоторых металлов

а) Получение гидрофосфата кальция

Внести в пробирку по 4 капли растворов хлорида кальция (CaCl_2) и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) Осаждение фосфатов железа и алюминия в присутствии ацетата натрия

Возьмите две пробирки. В первую внесите 3 капли раствора хлорида железа(III) (FeCl_3), во вторую пробирку – 3 капли раствора нитрата алюминия ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$), добавить в каждую пробирку по 2 капли раствора ацетата натрия (CH_3COONa) и по каплям раствор гидрофосфата натрия (Na_2HPO_4) до выпадения осадков. Отметить цвета выпавших осадков. В данном опыте в растворах алюминия и железа (III), буферированных ацетатом натрия, получают средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте:



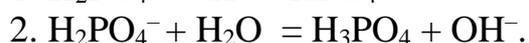
Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Гидролиз некоторых соединений фосфора

Гидролиз ортофосфатов натрия

В три пробирки внести по 1 капле раствора нейтрального лакмуса. Первую пробирку оставить как контрольную, во 2-ю добавить несколько кристалликов ортофосфата натрия (Na_3PO_4), в 3-ю – столько же дигидрофосфата натрия (NaH_2PO_4). Затем в каждую пробирку добавить по 5 капель дистиллированной воды. Содержимое пробирок тщательно перемешать до полного растворения солей. Отметить изменение цвета лакмуса по сравнению с его окраской в контрольной пробирке.

Кислотность раствора дигидрофосфата натрия (NaH_2PO_4) обусловлена тем, что из двух реакций:



Первая – диссоциация H_2PO_4^- -иона протекает более интенсивно, чем гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита HPO_4^{2-} по сравнению с H_3PO_4 ($K(\text{HPO}_4^{2-}) = 4,5 \cdot 10^{-12}$; $K_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,9 \cdot 10^{-3}$).

Вопросы к защите работы

1. На увеличение концентрации, каких ионов указывает изменение цвета лакмуса при растворении ортофосфата натрия и дигидрофосфата натрия?

➤ Учебная литература: [3, с. 449; 6, с. 155–157]

Лабораторная работа № 13

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ГАЛОГЕНОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы формирование умений и навыков, освоить строение атомов фтора, хлора, брома и йода и изучить их основные свойства и химические свойства соединений, в состав которых входят галогены.; получить навыки проведения опытов полумикрометодом.

Задание по работе. Написать уравнения, проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В уравнения окислительно-восстановительных реакций коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Окислительные свойства галогенов и их сравнительная активность

а) Сравнение окислительных свойств галогенов

В одну пробирку внести 3 капли раствора бромида калия (KBr), и в две другие – по 3 капли раствора йодида калия (KI). Во все три пробирки добавить по 2 капли органического растворителя (бензол). В пробирки с растворами йодида и бромида калия внести по 3 капли хлорной воды ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$), в последнюю пробирку с раствором йодида калия – 3 капли бромной воды ($\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$). Содержимое пробирок перемешать и по окраске полученного слоя органического растворителя установить, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. В каждом случае указать окислитель и восстановитель. Расположить галогены в ряд по убыванию их окислительной активности. Объяснить последовательность расположения.

б) Окисление сульфата железа (II)

В две пробирки отдельно внести по 4 капли бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку несколько кристалликов сульфата железа (II) [соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$].

Что наблюдалось? Написать уравнение протекающей реакции. В каком случае реакция окисления Fe^{2+} не протекала? Выписав из справочной таблицы значения стандартных электродных потенциалов систем: $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$, $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$, $\text{I}_2/2\text{I}^- = \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ вычислите Э.Д.С. и укажите, в каком случае реакция окисления FeSO_4 невозможна. Подтверждалось ли это опытом?

Опыт 2. Сравнение восстановительных свойств галогенов

Восстановление хлорида железа (III)

Внести в три пробирки отдельно по 3 капли раствора хлорида железа (III) и по 1 капле 2 н раствора серной кислоты, перемешать. Затем добавить в

пробирку № 1 3 капли раствора йодида калия, № 2 – 3 капли раствора бромида калия, № 3 – 3 капли раствора хлорида калия. Растворы тщательно перемешать.

Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление FeCl_3 и соответственно окисление галогена? Согласуются ли результаты опыта с относительными значениями стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем (опыт 1б)? Как изменяется восстановительная способность галогенидов (отрицательных ионов галогенов)? Расположите их в ряд по возрастающей восстановительной активности.

Вопросы к защите работы

1. В каком случае произошло восстановление FeCl_3 и соответственно окисление галогена?

2. Согласуются ли результаты опыта с относительными значениями стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем (опыт 1б)?

3. Как изменяется восстановительная способность галогенидов (отрицательных ионов галогенов)? Расположите их в ряд по возрастающей восстановительной активности.

➤ Учебная литература: [3, с. 492–510; 6, с. 132–135]

Лабораторная работа № 14

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ УГЛЕРОДА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, изучить строение атома углерода и основные свойства углерода и его соединений; освоить приемы проведения опытов полумикрометодом.

Задание по работе. Написать уравнения, проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В уравнения окислительно-восстановительных реакций коэффициенты подобрать методом электронно-ионного баланса.

Методические указания по выполнению работы

Опыт № 1. Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в уксусной кислоте

В три пробирки внести по 3 капли растворов хлорида кальция CaCl_2 , хлорида стронция SrCl_2 и хлорида бария BaCl_2 . Затем добавить в каждую пробирку по 3 капли раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Добавлять по каплям раствор уксусной кислоты до полного растворения осадков. Отметить цвет осадков, очередность растворения осадков CaCO_3 , BaCO_3 и SrCO_3 в уксусной кислоте и выделение газа. Написать уравнения реакций получения и растворения осадков.

Опыт № 2. Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой

Внести в пробирку по 5 капель раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и 2 н. раствора хлороводородной (соляной) кислоты. Подогреть раствор до $70\text{--}80^\circ\text{C}$, пометив пробирку на 2 мин в водяную баню. Вынуть пробирку и добавлять по каплям раствор перманганата калия KMnO_4 , перемешивая содержимое пробирки после добавления каждой капли. Наблюдать обесцвечивание раствора перманганата калия, обусловленное восстановлением его до катионов марганца (II). Отметить выделение оксида углерода (IV) до которого окисляется щавелевая кислота. Написать уравнение реакции, подобрать коэффициенты ионно-электронным методом.

Вопросы к защите работы

1. Как влияет величина произведения растворимости на скорость образования и растворения малорастворимых карбонатов (осадков)?
2. Определите степень окисления углерода в щавелевой кислоте.

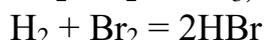
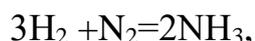
➤ Учебная литература: [3, с. 336–352; 6, с. 104, 166–167]

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работ

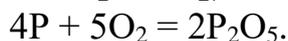
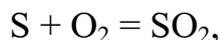
Элементы – неметаллы могут проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства, в зависимости от химического превращения, в котором они принимают участие. Самым электроотрицательным элементов является фтор, атомы которого не способны отдавать электроны. Поэтому фтор проявляет только окислительные свойства. Атомы других неметаллов могут проявлять и восстановительные свойства, но в меньшей степени, чем металлы.

Химические свойства неметаллов.

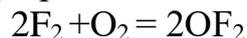
1. При взаимодействии с водородом, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства.



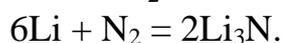
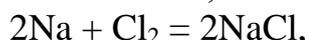
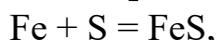
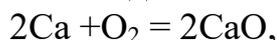
2. При взаимодействии с кислородом, все неметаллы (кроме фтора), являются восстановителями.



3. Фтор при взаимодействии с кислородом является окислителем



4. Взаимодействие с металлами.



Лабораторная работа № 15

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СУММАРНОЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДОПРОВОДНОЙ ВОДЫ МЕТОДОМ КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧЕСКОГО ТИТРОВАНИЯ

Цель работы: формирование умений и навыков в проведении анализа воды на общую и постоянную жесткость.

Задание по работе: рассчитать жесткость водопроводной и кипяченой воды и данные занести в таблицы 1 и 2.

Методические указания по выполнению работы

Опыт № 1 Определение суммарной жесткости водопроводной воды

В коническую колбу вместимостью 200–250 мл налить 100 мл водопроводной воды; добавить 3 мл аммиачной буферной смеси и 7 капель индикатора хром – темно-синего кислотного. Раствор тщательно перемешать. Обратит внимание на окраску раствора, которая должна стать розовой.

Бюретку промыть дистиллированной водой, затем ополоснув рабочим раствором трилона Б, установить уровень рабочего раствора в бюретке на нуле. Титруют раствор в колбе до появления сине-фиолетового окрашивания, тщательно перемешивая содержимое колбы. Раствор трилона Б приливать медленно по каплям, и при приближении к точке конца титрования перемешивать особенно тщательно.

Изменение окраски раствора означает, что трилон Б полностью связал ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} . Записать объем трилона Б, пошедшего на титрование. Титрование проводят до трех сходящихся результатов.

Результаты определений записывают в табл. 1.

Таблица 1. Результаты определения суммарной жесткости водопроводной воды

Водопроводная вода				
титрование	объем воды, $V_{\text{воды}}$, мл	объем трилона Б, V , мл	V_{CP} (трилон Б), мл	Жесткость воды, мЭКВ/л
1	100,00			
2	100,00			
3	100,00			
4	100,00			

Опыт № 2. Определение жесткости умягченной воды

Получить три сходящихся результата, взяв для определения прокипяченную воду. Подготовку кипяченой воды к титрованию и титрование

её проводят аналогично водопроводной воде. Результаты определений записывают в табл. 2.

Таблица 2. Результаты определения жесткости умягченной воды

Кипяченая (умягченная) вода				
титрование	объем воды, $V_{\text{воды}}$, мл	объем трилона Б, V , мл	$V_{\text{ср}}$ (трилон Б), мл	жесткость воды, мЭКВ/л
1	100,00			
2	100,00			
3	100,00			
4	100,00			

Вычисляют общую, постоянную и временную жесткость воды по формуле:

$$Ж = V_1 \cdot N_1 \cdot K \cdot 1000 / V_{\text{воды}} [\text{мЭКВ/л}],$$

где N_1 – нормальность трилона Б (0,05 н); V_1 – средний объем трилона Б, пошедшего на титрование, мл; K – поправочный коэффициент нормальности раствора трилона Б ($K=1$).

$V_{\text{воды}}$ – объем воды, мл

$N_1 \cdot K$ – истинная нормальность раствора трилона Б.

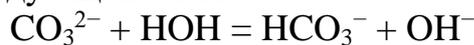
Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работ

Примеси, растворенные в воде, оказывают существенное влияние на её свойства. Эти примеси весьма необходимы для жизни человека, животных и растений, но часто оказываются очень вредными для применения воды в технике. Так как эти примеси при высокой температуре образуют плотный осадок на стенках котлов (накипь), осаждаются на стенках труб в системах водяного охлаждения, что приводит к выходу этих систем из строя.

Жесткость водопроводной воде придают соли магния, кальция и железа. Различают жесткость временную, постоянную и общую (суммарную).

Временная жесткость обусловлена наличием в воде бикарбонатов кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

При гидролизе соли, образованной слабой двухосновной кислотой H_2CO_3 , процесс реакции идет по следующей схеме:



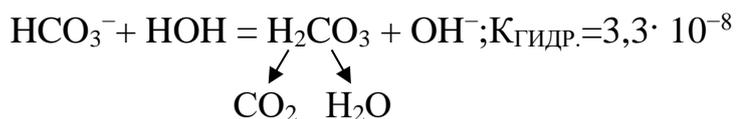
Диссоциация бикарбоната иона:



настолько мала $K_{\text{дисс.}} = 4,7 \cdot 10^{-11}$, что произведение растворимости CaCO_3 не достигается и осадок не выпадает ($\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 5 \cdot 10^{-9}$; $\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = 1 \cdot 10^{-5}$).

При кипячении значительно ускоряются два противоположных процесса:

а) Гидролиз иона HCO_3^-



б) Диссоциация иона HCO_3^-



Процесс диссоциации иона HCO_3^- делает возможным превышение величин произведения растворимости CaCO_3 и MgCO_3 и выпадает осадок.

Суммарный процесс выражается уравнением:



Равновесие этой реакции при кипячении сильно сдвигается вправо вследствие образования летучего (CO_2) и трудно растворимых продуктов.

Поскольку бикарбонатная жесткость устраняется кипячением, она называется временной.

Постоянная жесткость обуславливает наличие в воде сульфатов, хлоридов и других солей кальция и магния, которые не разлагаются при кипячении воды.

Сумма временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды. Общую жесткость можно определить двумя способами:

а) по сумме катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} ;

б) по сумме анионов HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- и др.

Общая жесткость воды оценивается суммой ммоль – эквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в 1 л. Один ммоль – эквивалентов жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л ионов кальция или 12,16 мг/л ионов магния.

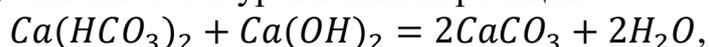
Жесткость природных вод колеблется в очень широких пределах – от 0,1–0,2 мэкв/л в водах рек и озер, расположенных в зонах тайги и тундры, до 80–100 мэкв/л в некоторых подземных водах и водах морей и океанов. Повышенная жесткость в водах природных источников обусловлена контактом воды с горными породами, содержащими карбонаты и сульфаты.

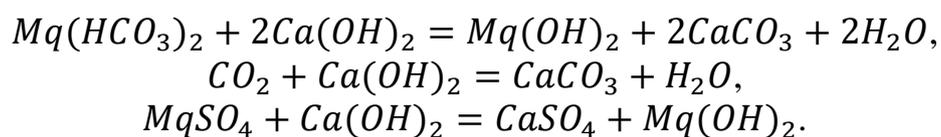
Применение жесткой воды недопустимо в некоторых отраслях промышленности, например в теплоэнергетике, так как в котлах и отопительных приборах образуется накипь, что ухудшает теплообмен. Поэтому жесткость является одним из показателей качества воды, который необходимо контролировать.

При необходимости использования источника с высокой жесткостью воды применяют специальные методы умягчения воды. Умягчение может быть осуществлено переводом солей жесткости в труднорастворимые или комплексные соединения, перегонкой воды, методом ионного обмена.

При умягчении воды методом осаждения соли жесткости переводят в следующие труднорастворимые соединения: карбонат кальция, гидроксид магния, трехзамещенные фосфаты. Способы обработки воды, в зависимости от осадителя, которые применяются для умягчения воды, называют известкованием, содоизвесткованием, фосфатированием.

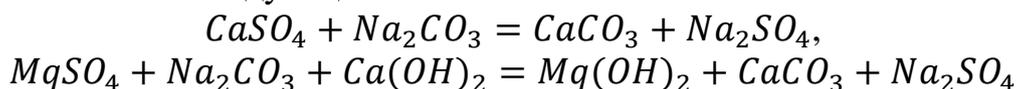
Процессы, протекающие при известковании воды (обработка известью $\text{Ca}(\text{OH})_2$) описываются уравнениями реакций:





Постоянная жесткость известью не удаляется – изменяется ее состав: магниевая жесткость переходит в эквивалентное количество кальциевой.

Обработка воды одновременно содой (Na_2CO_3) и известью (содо-известкование) может быть описана теми же уравнениями (кроме последнего) и в дополнение к ним следующими:



Комплексометрическое титрование

В основе методов комплексометрического титрования лежат реакции образования прочных внутрикомплексных соединений. Широкое применение комплексометрия получила с введением в практику аналитической химии аминокислот и их солей, называемых *комплексонами*.

Наибольшее распространение получила динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА), этилендиаминтетраацетат натрия, называемая, комплексоном III или трилоном Б. Комплексон III образует растворимые внутрикомплексные соединения с различными металлами строго определенного состава, а именно отношение катионов металла к лиганду равно 1:1.

В качестве индикаторов в комплексометрии используют металлоиндикаторы.

Это органические красители, образующие с металлами окрашенные комплексы, менее прочные, чем комплексы катиона этого металла с комплексоном.

Рабочий раствор – 0,05 н $Na_2C_{10}H_{14}N_2O_8 \cdot 2H_2O$ (комплексон III, трилон Б, динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты).

Индикаторы – эриохром черный Т, мурексид, хром темно-синий кислотный

Определение жесткости воды основано на способности комплексона III (трилона Б) образовывать с ионами кальция и магния бесцветные хорошо растворимые в воде внутрикомплексные соединения.

Титрование проводят в присутствии индикатора (кислотного хром темно-синего), который в щелочной среде ($pH = 10$) при наличии свободных ионов кальция и магния, окрашивает пробу в розовый цвет за счет образования слабых комплексов.

Необходимая щелочная среда пробы создается смесью, состоящей из хлористого аммония NH_4Cl и аммиака NH_3 . Такая смесь создает устойчивую щелочную среду ($pH = 10$). При титровании трилоном Б ионы кальция и магния образуют с ним более прочные комплексы, чем с индикатором. Когда все имеющиеся ионы кальция и магния свяжутся с трилоном Б (нейтральная точка),

индикатор изменяет окраску – становится сине-фиолетовым (перетитрованный раствор – синий).

Расчет общей жесткости воды по данным титрования основан на использовании закона эквивалентов: вещества реагируют в эквивалентных количествах. Применительно к жидким реагирующим системам закон эквивалентов удобен в следующей математической форме:

$$V_1N_1 = V_2N_2,$$

где V_1 и V_2 – объёмы растворов реагирующих веществ; N_1 и N_2 – нормальность эти растворов (молярная концентрация эквивалента, эквивалентная концентрация).

Вопросы к защите работы

1. Какая жесткость устраняется кипячением?

2. Какие способы устранения жесткости воды Вам известны? (ответ мотивируйте, составив соответствующие уравнения химических реакций)

➤ Учебная литература: [1, с. 674–676; 2, с. 461–474; 3, с. 393]

ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2-й семестр

Лабораторная работа № 1

ИЗУЧЕНИЕ СТРОЕНИЯ И НОМЕНКЛАТУРЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ПО МОДЕЛЯМ СТЮАРТА-БРИГЛЕБА

Цель работы – формирование умений и навыков, научиться определять, к какому классу относится органическое соединение, выработать умение давать названия, объяснять электронное строение органических соединений, писать формулы изомеров.

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы.

Модели Стюарта-Бриглеба наиболее точно согласуются с известными данными о строении органических соединений. Они дают правильное представление о длине и направленности ковалентной связи, величинах валентных углов, пространственных конфигурациях и объеме молекул.

Атомы химических элементов представлены усечёнными шариками различного цвета (С – чёрный, Н – белый, О – красный, N – синий и т.д.).

Количество сечений (срезов) соответствует числу атомов, связанных с данным атомом ковалентными связями. При этом количество срезов может быть равно или меньше валентности элемента, так как существуют простые и кратные связи.

CH ₄	С- чёрный шарик с четырьмя срезами Н- белый шарик с одним срезом
H ₂ C = O	С- чёрный шарик с тремя срезами Н- белый шарик с одним срезом О- красный шарик с одним срезом.

В соответствии с возможными валентными состояниями углерод представлен следующими моделями (табл. 1).

Таблица 1. Характеристики валентных состояний атома углерода

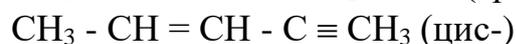
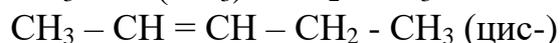
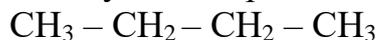
Валентное состояние	Число присоединенных атомов	Тип гибридизации	Пространственная конфигурация	Валентные углы
1 ^e	4	Sp ³	тетраэдрическая	109°28'
2 ^e	3	Sp ²	плоская	120°
3 ^e	2	Sp	линейная	180°

Задание и этапы проведения лабораторной работы

- До проведения лабораторной работы:
 - оформируйте проект отчета по лабораторной работе;

- б) напишите уравнения соответствующих реакций;
 в) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

2. В ходе выполнения лабораторной работы соберите модели Стюарта Бриглеба следующих органических соединений:



Модели атомов соединяются при помощи кнопок, а в случае двойной связи используются кнопки со стопором, что соответствует отсутствию свободного вращения атомов относительно друг друга.

3. Приведите названия заданных соединений (тривиальные, рациональные, систематические).

4. Определите к каким классам они относятся, укажите имеющиеся функциональные группы.

5. Зарисуйте собранные модели в лабораторной тетради, напишите полные структурные формулы заданных соединений, определите и укажите на структурных формулах валентные состояния атомов углерода, величины валентных углов, σ - и π -связей.

6. Определите, какие из соединений являются структурными, какие - пространственными изомерами;

Вопросы для самостоятельной работы

1. Классификация органических соединений.
2. Какие органические соединения называются углеводородами и их функциональными производными?
3. Дайте определение функциональной группе. Приведите формулы функциональных групп и назовите их.
4. Сформулируйте основные принципы систематической номенклатуры органических соединений.
5. Что называют углеводородным радикалом? Приведите формулы и названия углеводородных радикалов.
6. Какими химическими связями соединяются атомы в молекулах органических соединений?
7. Каково электронное строение: σ - и π -связей?
8. sp^3 -, sp^2 -, sp -гибридизация электронных орбиталей атомов углерода.
9. Дайте определение изомерии органических соединений? Какие виды её существуют?

➤ Учебная литература: [1, 3, 7]

Лабораторная работа № 2

ИЗУЧЕНИЕ СПОСОБОВ ПОЛУЧЕНИЯ И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ УГЛЕВОДОРОДОВ (АЛКАНОВ, АЛКЕНОВ). ПРОВЕДЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, научиться получать в лабораторных условиях углеводороды, получить навыки установления предельности или неопределённости углеводородов с помощью качественных реакций.

Теоретический) материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Предельными углеводородами (алканами) называются ациклические углеводороды, в молекулах которых атомы связаны между собой только простыми или одинарными ковалентными связями. Ковалентные связи в молекулах алканов прочные, неполярные или малополярные, поэтому в обычных условиях для алканов характерна устойчивость к различным реагентам. Алканы способны к реакциям замещения и отщепления водорода, а также к реакциям разложения, протекающим с разрывом углеродной цепи, не способны к реакциям присоединения. Реакции алканов идут преимущественно по радикальному механизму и в достаточно жёстких условиях.

Алкены – непредельные ациклические углеводороды, характеризующиеся наличием двойной связи, состоящей из одной σ - и одной π - связи.

Алкены значительно более реакционноспособны по сравнению с алканами за счёт меньшей прочности – π -связи по сравнению с σ -связью. Они вступают в химические реакции главным образом по двойной связи в первую очередь с разрывом π - связи: реакции электрофильного присоединения, окисления, полимеризации. Алкены могут существовать в виде пространственных изомеров в зависимости от расположения замещающих групп по отношению к двойной связи. Этот вид изомерии называется геометрической (цис-транс-) изомерией и такие изомеры несколько отличаются по свойствам.

Реакции алкенов с бромной водой и водным раствором перманганата калия являются качественными на двойную связь. Этими же реагентами можно открыть тройную связь в органических соединениях.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) сформулируйте цель для каждого опыта;
- б) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- в) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Получение метана и изучение его свойств

Оборудование: штатив с микропробирками, газоотводная трубка, пробиркодержатель.

Реактивы: Уксуснокислый натрий, обезвоженный; натронная известь (смесь едкого натрия и оксида кальция); бромная вода, насыщенный раствор; перманганат калия, 1н раствор

Ход работы. В сухую пробирку поместите смесь примерно равных количеств обезвоженного (сплавлением) уксуснокислого натрия и натронной извести, высота слоя в пробирке около 10 мм. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, держа в горизонтальном положении, нагрейте ее в пламени горелки, сначала обогревайте всю пробирку, затем сильно нагревайте смесь, вводя на 1–2 мин поочередно конец газоотводной трубки в пробирки, с предварительно налитым раствором перманганата (10 капель) и раствора бромной воды (10 капель). Обесцвечивание растворов не происходит. Не прекращая нагревания смеси, подожгите газообразный метан, выделяющийся из газоотводной трубки. Обратите внимание на то, что метан горит несветящимся пламенем. Иногда оно бывает окрашено в желтый цвет за счет натрия, содержащегося в стекле.

Опыт № 2. Свойства жидких предельных углеводородов

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: петролейный эфир; бромная вода, насыщенный раствор; перманганат калия, 1н. раствор; серная кислота, концентрированная.

Ход работы. В две пробирки поместите по 5 капель петролейного эфира (смесь насыщенных углеводородов) и добавьте по 1–2 капли в одну раствора перманганата, в другую – раствор бромной воды. Содержимое пробирок энергично перемешайте. Окраска брома и перманганата калия при этом не исчезает. Объясните почему? В пробирку поместите 2 капли петролейного эфира и 2 капли серной кислоты. Содержимое пробирок энергично перемешайте 1–2 мин, охлаждая пробирку холодной проточной водой. В условиях опыта алканы с серной кислотой не реагируют.

Опыт № 3. Получение этилена и изучение его свойств

Оборудование: штатив с микропробирками, газоотводная трубка, пробиркодержатель.

Реактивы: этиловый спирт, 95%-ный раствор; серная кислота, концентрированная; песок или битое стекло.

Ход работы. В сухую пробирку поместите 1–2 кусочка битого стекла (или несколько крупинок песка), и 10 капель готовой спиртово-кислотной смеси (в вытяжном шкафу), закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте пробирку в пламени горелки, вводя поочередно конец газоотводной трубки в пробирки, с предварительно налитым перманганатом (5 капель) и раствора бромной воды (5 капель). Пропускайте этилен до обесцвечивания раствора в пробирках. Не прекращая нагревания смеси, выньте конец газоотводной трубки из пробирки, подожгите газообразный этилен, выделяющийся из газоотводной трубки. Обратите внимание, что этилен горит светящимся пламенем.

Опыт № 4. Свойства жидких непредельных углеводородов

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: крекинг-бензин или керосин; перманганат калия, бело-розовый раствор; бромная вода, насыщенный раствор; серная кислота, концентрированная.

Ход работы:

а) В две пробирки поместите по 4 капли бензина или керосина и добавьте по 1–2 капли в одну пробирку раствора перманганата калия, в другую – раствора бромной воды, содержимое пробирок энергично перемешайте.

б) Запишите наблюдения для каждого опыта.

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта; при этом объясните, на что указывает обесцвечивание бромной воды и водного раствора перманганата калия?

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Напишите общие формулы углеводородов гомологических рядов алканов, алкенов и аренов.

2. Напишите формулы возможных изомеров пентана, пентена-2 и гидрохинона. Назовите виды изомерии и изомеры по систематической номенклатуре.

3. Какие способы получения алканов, алкенов и аренов вы знаете?

4. Охарактеризуйте электронное строение метана, этилена и бензола.

5. Приведите примеры реакций замещения для метана, укажите по какому механизму они протекают.

5. Приведите примеры реакций присоединения для этилена, укажите по какому механизму они протекают?

6. Охарактеризуйте промышленное применение насыщенных и ненасыщенных углеводородов и их нахождение в природе.

7. Какие реакции являются качественными на двойную связь?

➤ Учебная литература: [1, 3, 7]

Лабораторная работа № 3

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ГИДРОКСИСОЕДИНЕНИЙ (СПИРТОВ И ФЕНОЛОВ). ПРОВЕДЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, установление различий в кислотных свойствах спиртов и фенолов, приобретение навыков проведения реакций окисления спиртов и качественных реакций на многоатомные спирты и фенолы

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Спирты можно рассматривать как производные алифатических углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу (-ОН). По числу гидроксильных групп они делятся на одно- и многоатомные; в зависимости от того, с каким (первичным, вторичным или третичным) атомом углерода связана гидроксильная группа – на первичные, вторичные и третичные.

Спирты обладают чрезвычайно слабыми кислотными свойствами, слабее чем у воды. Они не окрашивают лакмус в красный цвет, практически не взаимодействуют с водными растворами щелочей, однако со щелочными металлами дают алкоголяты – соли слабых кислот, легко подвергающиеся гидролизу. Спирты можно рассматривать и как очень слабые основания, так как они могут протонироваться за счёт неподелённой электронной пары атома кислорода, образуя оксониевые соединения (соли). В первом приближении все спирты можно считать нейтральными соединениями. Спирты вступают в реакции замещения, окисления, отщепления. Многоатомные спирты вступают ещё и в реакции поликонденсации.

В обычном спирте ректификате содержится около 5 % воды, которую нельзя удалить перегонкой, так как ректификат является азеотропной смесью. Безводный сульфат меди, связывая воду, переходит в синий кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. По изменению окраски судят о наличии воды в спирте и о ходе обезвоживания спирта

Фенолами называются производные ароматических углеводов, содержащие в молекулах гидроксильную группу при атоме углерода бензольного ядра. Фенолы, как и спирты, делятся по числу гидроксильных групп на одно- и многоатомные.

Химические свойства фенолов объясняются их электронным строением. Неподеленная электронная пара атома кислорода находится в сопряжении с π -электронами бензольного ядра, что приводит к большей полярности связи О-Н. Появляется большая по сравнению со спиртами возможность диссоциации фенолов по связи О-Н с отщеплением протона. В водных растворах фенолы ведут себя, как слабые кислоты, они не окрашивают лакмус в красный цвет, солеобразные производные фенолов – феноляты в водных растворах сильно

гидролизуются и даже такие слабые кислоты, как угольная, вытесняют из фенолятов свободные фенолы. В отличие от спиртов фенолы могут образовывать феноляты и при действии водных растворов щелочей. Фенолы из-за положительного индуктивного эффекта гидроксилы значительно легче по сравнению с аренами вступают в реакции электрофильного замещения, окисления, присоединения.

Реакции фенолов с бромной водой и хлоридом железа (III) являются качественными.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) сформулируйте цель для каждого опыта;
- б) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- в) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Обнаружение присутствия воды в спирте и обезвоживание спирта

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Реактивы: этиловый спирт (ректификат), сульфат меди (б/в порошок).

Ход работы. В сухую пробирку поместите 1 микрошпатель белого порошка безводного сульфата меди и добавляют 5 капель этилового спирта, хорошо встряхивают и нагревают до окрашивания белого порошка в голубой.

Полученный обезвоженный спирт осторожно слейте и используйте для следующего опыта.

Опыт № 2. Образование этилата натрия

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: обезвоженный этиловый спирт, металлический натрий, фенолфталеин (1%-ный спиртовой раствор).

Ход работы. В сухую пробирку поместите маленький кусочек металлического натрия, добавляют 3–4 капли этилового спирта. Сейчас же начинается бурное выделение водорода. Пробирку отверстием поднесите к пламени горелки, водород воспламеняется с характерным звуком, образуя маленькое колечко голубого цвета. На дне пробирки остается беловатый осадок этилата натрия или его раствор (если бы был взят избыток спирта). Прибавьте 2–3 капли воды, осадок растворяется. Иногда наблюдается очень незначительная вспышка за счет ничтожных остатков не прореагировавшего натрия (если его взять избыток). Добавьте 1 каплю раствора фенолфталеина, появляется малиновое окрашивание.

Объясните, почему после прибавления воды раствор фенолфталеина окрашивается в красный цвет?

Опыт № 3. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди

Оборудование: штатив с микропробирками, пробиркодержатель.

Реактивы: глицерин, сульфат меди (0,2н), едкий натр (0,2н).

Ход работы. Поместите в пробирку 3 капли раствора сульфата меди, 3 капли раствора едкого натра и перемешайте – образуется голубой студенистый осадок гидроксида меди. В пробирку добавьте 3–4 капли глицерина и взболтайте содержимое. Осадок растворяется и появляется тёмно-синее окрашивание вследствие образования глицерата меди (внутрикомплексное, хелатное соединение).

Объясните, почему многоатомные спирты в отличие от одноатомных вступают в реакцию с гидроксидами тяжелых металлов?

Опыт № 4. Окисление этилового спирта хромовой смесью

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Реактивы: этиловый спирт, бихромат калия (0,5н), серная кислота (2н).

Ход работы. В пробирку поместите 3–4 капли этилового спирта, добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты и 2–3 капли раствора бихромата калия. Оранжевый раствор в пробирке нагрейте на водяной бане до начала изменения окраски на синевато-зеленую. Одновременно будет ощущаться запах уксусного альдегида.

Опыт № 5. Дегидратация глицерина

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: бисульфат калия, фуксинсернистая кислота.

Ход анализа. Поместите в пробирку 1/3 микрошпателя бисульфата калия и 3–4 капли глицерина. Нагрейте на пламени горелки (безводный бисульфат плавится при температуре около 205 °С. Сырой бисульфат плавится значительно ниже. Поэтому, пока вся вода из него не удалится, разложение глицерина не происходит).

Признаком реакции дегидратации глицерина служит побурение жидкости в пробирке и появление резкого, острого запаха.

Опустите в пробирку полоску фильтровальной бумаги, смоченную раствором фуксинсернистой кислоты. Как только пары достигают бумаги, она окрасится в красный цвет. На что это указывает?

Опыт № 6. Получение и разложение фенолятов

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: жидкий фенол, едкий натр (2н р-р), серная кислота (2н р-р).

Ход работы. В пробирку поместите 3–4 капли жидкого фенола и добавьте 3–4 капли воды, тщательно перемешайте. К полученной эмульсии добавьте 3–4 капли раствора едкого натра. Моментально образуется прозрачный раствор фенолята натрия, так как он хорошо растворим в воде. К половине прозрачного раствора фенолята натрия добавьте 2–3 капли серной кислоты. Вновь выделяется свободный фенол в виде эмульсии.

Опыт № 7. Растворимость фенола в воде

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: фенол жидкий.

Ход работы. Поместите в пробирку 3–4 капли жидкого фенола, прибавьте 3–4 капли воды и взболтайте. Образуется мутная жидкость – эмульсия фенола.

При сгорании такая эмульсия постепенно расслаивается: верхний слой – раствор фенола в воде (карболовая кислота), нижний – раствор воды в феноле.

Поместите пробирку в водяную баню до помутнения однородного раствора. При охлаждении вновь образуется мутная жидкость.

При повышении температуры увеличивается растворимость как воды в феноле, так и фенола в воде, и при 68 °С они смешиваются друг с другом в любых отношениях.

Обратите внимание на то, что фенол в чистом виде представляет собой бесцветное кристаллическое вещество с характерным запахом, плавящийся при 41 °С. Температура плавления фенола сильно понижается от примеси небольших количеств воды (кристаллогидрат плавится при 16 °С). Кристаллы фенола при стоянии на воздухе расплываются, образуя так называемый жидкий фенол.

Опыт № 8. Реакции фенолов с хлоридом железа (III)

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: 1%-ные растворы фенола, пирокатехина, резорцина, гидрохинона, пирогаллола, хлорид железа (0,1н р-р).

Ход работы В одну пробирку поместите 3–4 капли раствора фенола, в другую – пирокатехина, в третью – резорцина, в четвертую – гидрохинона, в пятую – пирогаллола. В каждую из них добавьте по 3–4 капли раствора железа.

При этом в первой пробирке появляется красно-фиолетовое, в четвертой – зеленое, моментально переходящее в желтое, в пятой – красное. Объясните, почему быстро изменяется зеленая окраска с гидрохиноном?

б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта;

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта;

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Напишите общие формулы спиртов и фенолов.
2. Опишите электронное строение метанола и фенола.
3. Какие способы получения спиртов и фенолов вам известны?
4. Объясните, почему у фенолов по сравнению со спиртами более выражены кислотные свойства?
5. Перечислите типы химических реакций, характерные для спиртов и фенолов, напишите соответствующие уравнения реакций.
6. Напишите уравнения реакций
7. Окисления первичных, вторичных и третичных спиртов, а также фенолов, укажите условия и протекания. Объясните различия в способности к окислению указанных соединений.
8. Укажите реакцию, позволяющую отличать одноатомные спирты от многоатомных, напишите уравнение этой химической реакции.
9. Напишите уравнения качественных реакций на многоатомные спирты и фенолы.

➤ Учебная литература: [1, 3, 7, 9]

Лабораторная работа № 4

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ОКСОСОЕДИНЕНИЙ (АЛЬДЕГИДОВ И КЕТОНОВ), ПРОВЕДЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, получить навыки получения альдегидов в лабораторных условиях, проведения качественных реакций на альдегидную группу, умения получать из альдегидов высокомолекулярные соединения.

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Альдегиды и кетоны – производные углеводов, содержание оксо- (карбонильную) группу $=C=O$. В альдегидах она связана с углеводородным радикалом и атомом водорода $R(Ar)-CH=O$, в кетонах – с двумя углеводородными радикалами $R(Ar)-CO-R(Ar)$.

Альдегиды и кетоны являются сильно полярными соединениями, так как в карбонильной группе более электроотрицательный атом кислорода оттягивает к себе электроны, образуя двойную связь. Кетоны менее реакционноспособны по сравнению с альдегидами, так как алкильные радикалы оказывают электронодонорное действие (положительный индуктивный эффект (+) I и тем самым, компенсируют в некоторой степени частичный положительный заряд ($+\delta$) на карбонильном атоме углерода, что приводит к уменьшению дипольного момента оксо-группы. Кроме того, объемные углеводородные радикалы могут создавать пространственные препятствия для реагентов.

Различная реакционная способность альдегидов и кетонов сильнее всего сказывается в отношении к окислителям: альдегиды легко окисляются при действии таких слабых окислителей, как оксид серебра и гидроксид меди (II), являющиеся качественными на альдегидную группу. Кетоны окисляются только сильными окислителями, такими, как перманганат калия в кислой среде, хромовая кислота и другие, при нагревании. Для альдегидов и кетонов характерны реакции нуклеофильного присоединения по карбонильной группе (продукты присоединения в ряде случаев отщепляют воду и реакции по результатам выглядят как реакции замещения), реакции замещения кислорода в карбонильной группе и водорода в α -положении по отношению к карбонильной группе, конденсации, полимеризации и другие.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- б) сформулируйте цель каждого опыта;
- в) напишите уравнения соответствующих реакций;

г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

а) Проведите опыты.

Опыт № 1. Получение уксусного альдегида

Оборудование: штатив с микропробирками, спираль из медной проволоки.

Реактивы: этиловый спирт, фуксинсернистая кислота.

Ход работы. В сухую пробирку поместите 2–3 капли этилового спирта.

Спираль из медной проволоки нагрейте в пламени горелки до появления черного налета оксида меди. Еще горячую спираль опустите в пробирку с этиловым спиртом. Черная поверхность спирали мгновенно превращается в золотистую за счет восстановления оксида меди. Одновременно можно определить образование уксусного альдегида по характерному запаху (запах яблок). Более убедительным доказательством образования уксусного альдегида служит цветная реакция с фуксинсернистой кислотой. Для проведения реакции из пробирки удалите медную спираль и добавьте в пробирку 2 капли раствора фуксинсернистой кислоты. Появляется розово-фиолетовое окрашивание.

Опыт № 2. Окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»)

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Реактивы: муравьиный альдегид (40%-ный водный раствор), аммиак (2н р-р), нитрат серебра (0,2н р-р)

Ход работы. В чистую пробирку поместите 2 капли раствора нитрата серебра и прибавьте каплю раствора аммиака. Образовавшийся бурый осадок гидроксида серебра растворите, добавляя избыток – 1–2 капли раствора аммиака. Затем прибавьте каплю раствора муравьиного альдегида, поставьте пробирку в водяную баню, нагретую до 50–60 °С, до выделения на стенках пробирки серебра в виде блестящего зеркального налета (комплексный ион металла восстанавливается до металлического серебра). Альдегид окисляется до кислоты, которая образует аммониевую соль. Объясните, к какому типу относится данная реакция?

Опыт № 3. Окисление альдегидов гидроксидом меди (II)

Оборудование штатив с микропробирками, пробиркодержатель.

Реактивы: муравьиный альдегид (40%-ный водный р-р), сульфат меди (0,2н р-р), едкий натр (2н р-р)

Ход работы. В пробирку поместите 4 капли раствора едкого натра, разбавьте его 4 каплями воды и добавьте 2 капли раствора сульфата меди. К выпавшему осадку гидроксида меди (II) прибавьте 1 каплю раствора муравьиного альдегида, содержимое пробирки перемешивают. Нагрейте над пламенем горелки до кипения только верхнюю часть так, чтобы нижняя часть оставалась для контроля холодной. В нагретой части пробирки выделяется желтый осадок гидроксида меди (I), переходящий в красный оксид меди (I), а иногда на стенках пробирки выделяется даже металлическая медь. Объясните, к какому типу относится данная реакция.

Опыт № 4. Реакция ацетона с гидросульфитом натрия

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Реактивы: ацетон, гидросульфит натрия (насыщенный раствор), соляная кислота (2н р-р).

Ход работы. В пробирку поместите 4 капли ацетона и прибавляют 6 капель раствора гидросульфита натрия. Слегка разогревшуюся смесь охладите холодной водой. Затем пробирку встряхните или потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. Вскоре выделяется белый осадок гидросульфитного производного ацетона. Содержимое пробирки разделите на две части. В одну пробирку внесите 5 капель соляной кислоты, в другую – 5 капель раствора щелочи и нагревайте до исчезновения осадка. Отметьте запах выделившихся паров после прибавления к гидросульфитному производному ацетона раствора кислоты и щелочи.

Опыт № 5. Получение фенолформальдегидной смолы

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Реактивы: Фенол (жидкий), муравьиный альдегид (40%-ный водный раствор), соляная кислота (конц.).

Ход работы. а) Поместите в пробирку 4 капли жидкого фенола, добавьте 5 капель раствора муравьиного альдегида, образуется прозрачный раствор. Добавьте к полученному раствору 1–2 капли соляной кислоты (в тяге) и поставьте его в кипящую водяную баню. После 5–10 мин кипячения (при этом необходимо тщательно перемешивать) образуется фенолформальдегидная смола – твердый кусочек, который можно вытряхивать из пробирки. Объясните, почему при добавлении к жидкому фенолу муравьиного альдегида раствор становится прозрачным.

б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта;

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта;

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Каково электронное строение оксо-группы?
2. Напишите все возможные формулы альдегидов и кетонов с общей формулой C_5H_8O . Назовите их по систематической номенклатуре.
3. Укажите способы получения альдегидов и кетонов.
4. Напишите уравнения реакций, в которые вступают и уксусный альдегид, и ацетон.
5. Расположите в ряд по убывающей химической активности и объясните такое расположение для соединений: ацетон, муравьиный альдегид, пропионовый альдегид.
6. Напишите уравнения качественных реакций на альдегидную группу.

➤ Учебная литература: [1, 3, 7]

Лабораторная работа № 5

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ

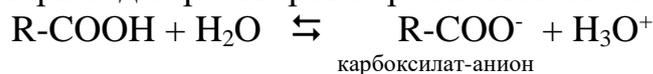
Цель работ – формирование умений и навыков, установить проявление кислотных свойств карбоновыми кислотами, научиться проводить реакции разложения и изомеризации для ряда карбоновых кислот; получать биурет и открывать в нем повторяющиеся амидные связи.

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы.

Карбоновыми кислотами называются производные углеводородов, содержащие карбоксильную группу (-COOH), характеризующую класс кислот.

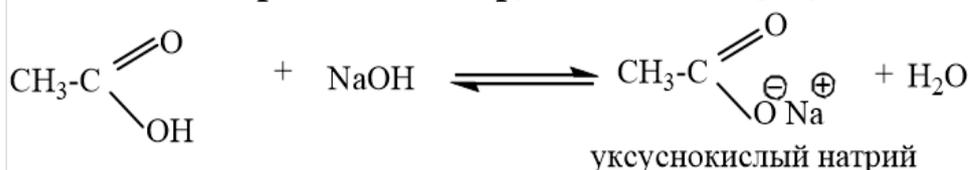
Кислоты делятся на одно-, многоосновные – по числу карбоксильных групп, на алифатические (предельные и непредельные), ароматические – по структуре радикала.

Кислород карбонильной группы притягивает к себе электроны от кислорода гидроксильной группы, таким образом, кислород гидроксила менее прочно удерживает атом водорода и становится возможной диссоциации, характерная для растворов карбоновых кислот.



Образование карбоксилат – аниона является причиной увеличения кислотности карбоновых кислот по сравнению со спиртами. На легкость отщепления протона влияет также радикал, связанный с карбоксильной группой. Поэтому карбоновые кислоты дают характерное окрашивание с индикаторами, проводят электрический ток, т.е. являются электролитами. Карбоновые кислоты по сравнению с неорганическими слабые кислоты. Константа диссоциации $\approx 10^{-5}$.

Карбоновые кислоты при взаимодействии с активными металлами, основными оксидами и гидроксидами металлов, аммиаком, аминами, магнийорганическими соединениями, ацетилендами, гидридами металлов, алкоголятами, солями слабых или летучих кислот образуют соли, например:

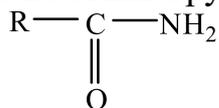


Для карбоновых кислот свойственны реакции замещения –H и OH в карбоксильной группе.

Свойства ароматических кислот подобны свойствам кислот жирного ряда, однако кислотность их выше вследствие того, что образование карбоксилат-иона облегчается взаимодействием его (сопряжением) с бензольным ядром.

Карбоновые кислоты образуют функциональные производные: галогенангидриды, ангидриды, сложные эфиры, амиды.

Амиды кислот – продукты замещения гидроксила в карбоксильной группе кислот на аминогруппу (NH_2), их общая формула:



Особое значение в классе амидов имеет полный амид угольной кислоты – карбамид или мочевины, конечный продукт азотистого обмена человека, млекопитающих и рыб: $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2$.

Из насыщенных кислот в жирах чаще всего встречаются пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$. Из ненасыщенных наиболее распространены олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, линолевая $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$, линоленовая $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$.

При щелочном гидролизе (омылении) жиров получают глицерин и мыла – соли высших жирных кислот, например, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ – стеарат натрия.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- б) сформулируйте цель для каждого опыта;
- б) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Растворимость в воде различных кислот

Реактивы: кислоты: уксусная, масляная, стеариновая, олеиновая, щавелевая, молонная, янтарная.

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Ход работы. Три или несколько кристаллов каждой из исследуемой кислот поместите в пробирки, добавьте по 5 капель воды в каждую пробирку, тщательно перемешайте. Затем, если кислота не растворяется, нагревайте. Горячие растворы охладите и отметьте выделение кристаллов кислот, растворившихся лишь при нагревании. Отметьте в рабочем журнале, как влияет на растворимость кислот увеличение длины углеродной цепочки (гидрофобной части) и числа карбоксильных групп (гидрофильной части).

Опыт № 2. Кислотные свойства карбоновых кислот

Реактивы: уксусная кислота 0,1 н раствор; магний, порошок или стружка; карбонат натрия; метиловый оранжевый, раствор; лакмус синий, раствор; фенолфталеин, 10%-ный спиртовой раствор.

Оборудование: штатив с микропробирками.

Ход работы. В три пробирки поместите по 1 капле раствора уксусной кислоты. В первую пробирку добавьте 1 каплю метилового оранжевого, во вторую – 1 каплю лакмуса. В третью – 1 каплю фенолфталеина. В пробирке с

дистиллированной воды и содержимое пробирки кипятите 2–3 мин, дайте ему отстояться.

К раствору биурета добавьте 2 капли раствора гидроксида натрия и 1 каплю раствора сульфата меди, появляется розово-фиолетовое окрашивание комплексной медной соли биурета (биуретовая реакция). Избыток сульфата меди придает раствору синий цвет, маскирующий характерную розовую окраску.

- б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта;
- в) Сформулируйте выводы для каждого опыта;
- г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Напишите формулы муравьиной, стеариновой, кротоновой, олеиновой, бензойной кислот. Назовите их по современной международной номенклатуре.

2. Опишите электронное строение карбоксильной группы.

3. Перечислите способы получения пропионовой кислоты, напишите соответствующие уравнения химических реакций.

4. Напишите уравнения диссоциации, образования аммонийной соли масляной кислоты.

5. Какие функциональные производные можно получить из 2-метилбутановой кислоты? Напишите уравнения соответствующих химических реакций

6. Расположите карбоновые кислоты в порядке убывания кислотных свойств: уксусная кислота, бензойная кислота, акриловая кислота. Ответ обоснуйте на основе электронного строения заданных карбоновых кислот.

➤ Учебная литература: [1, 3, 7, 10]

Лабораторная работа № 6

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ГИДРОКСИКИСЛОТ

Цель работы – формирование умений и навыков, открыть способность гидроксикислот окисляться в различных условиях, установить их способность к комплексообразованию; выявить наличие таутомерных форм ацетоуксусного эфира

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Гидроксикислотами называются производные карбоновых кислот, в углеводородном радикале которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу. Оксокислоты содержат в радикале оксогруппу (карбонильную группу) $=C=O$.

Если гидроксил или кетогруппа находится в α -положении по отношению к карбоксильной группе, то они усиливают кислотные свойства гидроксикислот и оксокислот.

Гидрокси- и оксокислоты являются гетерофункциональными соединениями, они вступают в реакции по каждому виду функциональных групп. Кроме того, они могут реагировать с участием обеих групп.

В щелочной среде гидроксикислоты окисляются перманганатом калия до кетокислот, в кислой – до альдегидов и муравьиной кислоты.

Щелочной раствор комплексного медного производного сегнетовой соли известен под названием жидкости Фелинга и обладает окислительными свойствами. Реактив Фелинга применяется для открытия альдегидной группы в альдегидах и сахарах.

Для гидроксикислот характерны реакции комплексообразования.

Ацетоуксусный эфир существует в растворе в виде двух таутомерных форм (кето-енольная таутомерия). Таутомерия это динамическая структурная изомерия. Более устойчивой формой является кетонная форма ацетоуксусного эфира, что обусловлено наличием в ней сопряженной системы электронов.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- б) сформулируйте цель для каждого опыта;
- в) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Окисление молочной кислоты

Реактивы: молочная кислота, перманганат калия (1%-ный раствор), едкий натр (2н раствор), серная кислота (5%-ный раствор).

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня, микрошпатель.

Ход работы

1. В пробирку поместите 10 капель раствора перманганата калия, добавьте 1–2 капли раствора едкого натра. К полученному щелочному раствору добавьте 3–4 капли молочной кислоты и нагрейте 1–2 мин в кипящей водяной бане до изменения окраски. Затем прибавьте 1 микрошпатель хлоргидрата фенилгидразина и столько же ацетата натрия и нагревайте 10–15 мин на кипящей водяной бане. После охлаждения выпадает желтый осадок фенилгидразона пировиноградной кислоты.

2. В пробирку поместите 4 капли молочной кислоты и добавляют равный объем соответственно раствора серной кислоты и перманганата калия. Содержимое пробирки нагревают 2–5 мин на водяной бане. В рабочем журнале отмечают изменения окраски и запах выделяющегося газа.

Опыт № 2. Реакции гидроксикислот с хлоридом железа (III)

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: молочная кислота, уксусная кислота (конц.), салициловая кислота (нас. р-р), бензойная кислота (нас. р-р), хлорид железа (III) (0,1н р-р), фенол (водный раствор).

Ход работы. В две пробирки вводят по 1 капле раствора хлорида железа и добавляют по 2 капли раствора фенола. Растворы окрашиваются в фиолетовый цвет. В одну пробирку добавляют 2 капли молочной кислоты, а в другую – столько же капель уксусной кислоты (в вытяжном шкафу). Также проводят опыт с салициловой и бензойной кислотами. Отметьте в рабочем журнале в каких пробирках изменилась окраска. Почему? Напишите уравнения реакций, наблюдения и выводы. Сравните структуру образующихся комплексов со структурой комплексного фенолята железа.

Опыт № 3. Взаимодействие натриево-калиевой соли винной кислоты с гидроокисью меди (получение реактива Фелинга)

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: калий-натрий виннокислый (2н р-р), сульфат меди (II) (2н р-р), едкий натр (2н).

Ход работы. В пробирку помещают 2 капли раствора сульфата меди (II) и 2 капли раствора едкого натра. К выпавшему голубому осадку гидроксида меди (II) добавляют средней соли виннокаменной кислоты – сегнетова соль. Голубой осадок растворяется и образуется темно-синий раствор комплексной медной соли винной кислоты.

Опыт № 4. Обнаружение двух таутомерных форм ацетоуксусного эфира

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: ацетоуксусный эфир, хлорид железа (0,1 н р-р), бром (нас. р-р, над раствором в склянке должны быть оранжевые пары брома).

Ход работы. Ацетоуксусная кислота и её этиловый эфир могут существовать в виде таутомерных форм – кетонной и енольной.

а) В пробирку поместите 1 каплю ацетоуксусного эфира и 1 каплю раствора хлорида железа. Немедленно появляется фиолетово-красное

окрашивание, указывающее на наличие енольной формы ацетоуксусного эфира (гидроксил находится при углероде с двойной связью). Прибавьте 1 каплю насыщенного раствора брома, фиолетовое окрашивание моментально исчезает, но затем постепенно возобновляется. Прибавьте еще 1 каплю бромной воды – вновь происходит обесцвечивание с последующим возобновлением фиолетовой окраски. Объясните это явление.

При добавлении нескольких капель бромной воды раствор обесцвечивается, так как бром присоединяется по двойной связи, и гидроксильная группа утрачивает енольный характер. Через некоторое время раствор вновь окрашивается в фиолетовый цвет, так как связывание енольной формы нарушает динамическое равновесие, и часть оставшейся кетонной формы ацетоуксусного эфира переходит в енольную, образующую окрашенный комплекс с ионами Fe^{3+} . В енольную форму может также переходить монобромацетоуксусный эфир. При повторном добавлении бромной воды снова наблюдают обесцвечивание раствора с последующим возобновлением фиолетовой окраски. Этот процесс может продолжаться до полного замещения подвижных атомов водорода на бром, т. е. до получения дибромацетоуксусного эфира, не способного к таутомерным превращениям.

б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта;

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта;

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Напишите формулы и назовите по современной международной номенклатуре следующие соединения: молочная кислота, пировиноградная кислота, ацетоуксусный эфир, щавелевоуксусная кислота, гликолевая кислота, лимонная кислота.

2. Напишите реакции синтеза из соответствующих гидроксикислот следующих производных: натриево-калиевая соль винной кислоты, хлорангидрид пировиноградной кислоты, метиловый эфир молочной кислоты, полный амид яблочной кислоты.

3. Исходя из ацетоуксусного эфира, напишите уравнения реакций синтеза: масляной кислоты, метилэтилкетона (укажите условия расщепления эфира в обоих случаях), напишите схему получения лактида из молочной кислоты.

4. Напишите уравнения реакций получения α -кетоглутаровой и яблочной кислот, напишите для них все возможные изомеры, дайте им названия.

➤ Учебная литература: [1, 3, 7, 10]

Лабораторная работа № 7

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ АМИНОКИСЛОТ, ПРОВЕДЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, изучить отношение аминокислот к индикаторам, установить способность аминокислот к комплексообразованию; приобрести умение открывать первичную аминогруппу в аминокислотах.

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Аминокислоты являются производными карбоновых кислот, в углеводородных радикалах которых один или несколько атомов водорода замещены аминогруппами.

Общая формула аминокислот: $\text{H}_2\text{N-R-COOH}$

Простейшей аминокислотой является аминокислота (аминоэтановая) кислота, глицин или гликокол:



В зависимости от взаимного положения аминогруппы и карбоксильной группы различают α -, β -, γ -аминокислоты.



Аминокислоты являются амфотерными соединениями, так как обладают как кислотными, так и основными свойствами; кислотная группа $-\text{COOH}$ и основная группа $-\text{NH}_2$ взаимно нейтрализуют друг друга, образуя структуру биполярных ионов: $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-$.

Аминокислоты являются гетерофункциональными соединениями, они вступают в реакции по каждому виду функциональных групп. Кроме того, они могут реагировать с участием обеих групп. Для аминокислот характерны реакции комплексообразования: аминокислоты образуют с медью очень устойчивые окрашенные внутренне комплексные соли. Из-за дисмутации муравьиного альдегида его раствор имеет кислую реакцию. Формальдегид вступает в реакцию с аминокислотами, блокирует аминогруппу, в результате блокирования аминогруппа не влияет на карбоксильную группу, и раствор аминокислот приобретает кислую реакцию.

Протеиногенные аминокислоты за исключением пролина имеют первичные аминогруппы, наличие которых можно установить при проведении реакции с азотистой кислотой. На этой реакции основано количественное определение аминогруппы в аминокислотах, а также в белках и продуктах их распада. Выделяющийся азот определяется объёмным методом.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- сформулируйте цель каждого опыта;
- оформите проект отчета по лабораторной работе;
- напишите уравнения соответствующих реакций;
- предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- проведите опыты.

Опыт № 1. Отношение аминокислот к индикаторам

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: глицин, 0,2н раствор; метиловый оранжевый, раствор; метиловый красный, раствор; лакмус, раствор.

Ход работы. В три пробирки поместите по 5 капель раствора глицина и добавьте в одну 1 каплю раствора метилового оранжевого, в другую – метилового красного, в третью – лакмуса. Содержимое пробирок тщательно перемешайте и в рабочем журнале отметьте окраску индикатора. Объясните отношение раствора глицина к индикаторам. Результаты опыта внесите в табл. 1.

Таблица 1. Результаты опыта

Индикатор	Окраска в зависимости от рН	Окраска индикаторов в растворе глицина
Метиловый оранжевый	Розовая 3-4,4 желтая	
Метиловый красный	Красный 4,4-6,3 жёлтая	
Лакмус	Красный 5-8 синий	

Опыт № 2. Образование медной соли глицина

Оборудование: штатив с микропробирками, микрошпатель, пробиркодержатель.

Реактивы: глицин, 0,2н раствор; оксид меди (II), порошок; едкий натр, 2н раствор.

Ход работы. В пробирку поместите немного порошка оксида меди, добавьте 5–6 капель раствора глицина и нагрейте в пламени горелки, периодически встряхивая содержимое пробирок. Пробирку поставьте в штатив, пока не осядет избыток чёрного порошка оксида меди. Отстоявшийся синий раствор осторожно слейте в другую пробирку и прилейте 1 каплю раствора едкого натра. Раствор остаётся прозрачным.

Опыт № 3. Действие муравьиного альдегида на аминокислоты

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: глицин, 0,2н раствор; формальдегид, 40%-ный раствор; метиловый красный, раствор.

Ход работы. В пробирку поместите 5 капель раствора формальдегида и прилейте 1 каплю метилового красного.

Из пипетки по каплям прилейте раствор едкого натра до появления жёлтой окраски (нейтральная среда на метиловый красный).

В другую пробирку поместите 5 капель глицина и прилейте к ней содержимое первой пробирки. Тотчас же появляется красное окрашивание. Объясните почему?

Опыт № 4. Действие азотистой кислоты на аминокислоты

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: глицин 0,2н раствор; нитрит натрия; 1н раствор; соляная кислота, 2н раствор.

Ход работы. В пробирку поместите 4 капли раствора глицина, добавьте 4 капли раствора нитрита натрия и 4 капли раствора соляной кислоты. При встряхивании содержимого пробирки выделяются пузырьки газа. Отметьте в рабочем журнале, какие пузырьки газа могут выделяться.

б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта;

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта;

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Как классифицируют аминокислоты по строению?

2. Рассмотрите строение α -аминокислоты на примере аминокислоты.

3. Что называется биполярным ионом? Объясните, почему аминокислоты являются амфотерными соединениями? Напишите уравнения реакций, характеризующих амфотерный характер аминокислот.

4. Объясните, почему в изоэлектрической точке аминокислоты не движутся ни к катоду, ни к аноду.

5. В какой среде находится изоэлектрическая точка у глутаминовой кислоты? Лизина?

6. Что называют изоэлектрическим состоянием и изоэлектрической точкой аминокислот?

4. Каково строение биполярного иона лизина и аспарагиновой кислоты?

5. Какова реакция среды водных растворов аланина, аргинина и глутаминовой кислоты? Ответ обоснуйте.

5. Какие аминокислоты называют нейтральными, кислыми и щелочными?

6. Как аминокислоты реагируют с кислотами и щелочами? Напишите соответствующие уравнения реакций

7. С помощью каких индикаторов можно установить реакцию среды водных растворов аминокислот?

8. Почему аминокислоты способны к комплексообразованию?

➤ Учебная литература: [1, 3, 7, 11]

Лабораторная работа № 8

ПРОВЕДЕНИЕ ЦВЕТНЫХ РЕАКЦИЙ НА БЕЛКИ И АМИНОКИСЛОТЫ

Цель работы – формирование умений и навыков, приобрести навыки и умения проводить качественные реакции на белки и аминокислоты различного строения

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Белки и аминокислоты можно открыть с помощью цветных качественных реакций.

α -аминогруппы аминокислот реагируют с нингидрином с образованием окрашенных продуктов синего или сине-фиолетового цвета. Реакция применяется для обнаружения α -аминокислот. В ходе нагревания аминокислот с нингидрином происходит окислительное дезаминирование α -аминогрупп и восстановление нингидрина. Восстановленный нингидрин реагирует с аммиаком и другой молекулой окисленного нингидрина с образованием окрашенного продукта. Иминокислоты (пролин и оксипролин) образуют продукты желтого цвета.

Биуретовая реакция на повторяющиеся пептидные связи в белках основана на том, что пептидные группы белков и полипептидов образуют с медью окрашенные в фиолетовый и красно-фиолетовый цвет комплексные соли.

Ксантопротеиновая проба основана на том, что циклические аминокислоты при нагревании с азотной кислотой дают окрашенные нитросоединения и при последующем взаимодействии с гидроксидом натрия соли.

Открытие серусодержащих аминокислот основано на том, что при разрушении цистина и цистеина щелочью от белка отщепляется сероводород, который со свинцовыми солями дает черный осадок сернистого свинца.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) сформулируйте цель каждого опыта;
- б) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- в) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Нингидриновая реакция на α -аминокислоты

Оборудование: штатив с микропробирками; пробиркодержатель.

Реактивы: глицин, 0,2н раствор; нингидрин, 0,1%-ный раствор.

Ход работы. В пробирку поместите 5–6 капель раствора глицина, добавьте 1 каплю нингидрина и нагрейте в пламени горелки. Через 1–2 мин появится сине-фиолетовое окрашивание. При стоянии интенсивность окраски увеличивается.

Опыт № 2. Биуретовая реакция на пептидную связь

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: белок яичный, 10%-ный раствор без соли; едкий натр 10%-ный раствор; сернокислая медь, 1%-ный раствор.

Ход работы. В пробирку налить 5 капель раствора белка, добавить 3 капли раствора щелочи и 1 каплю раствора сернокислой меди. После взбалтывания появляется розово-фиолетовое окрашивание. Напишите уравнения реакций, наблюдения и выводы.

Опыт № 3. Ксантопротеиновая реакция на циклические аминокислоты

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: яичный белок, 10%-ный раствор; азотная кислота, концентрированная, едкий натр, 30%-ный раствор.

Ход работы. В пробирку налейте 5 капель раствора белка, добавьте 3 капли азотной кислоты и нагрейте. Осадок свернувшегося под влиянием кислоты белка окрашивается в желтый цвет. Дайте пробирке охладиться и добавьте по каплям щелочь до появления оранжевого окрашивания, свидетельствующего о присутствии натриевой соли динитротирозина.

Опыт № 4. Реакция на аминокислоты, содержащие серу

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: яичный белок; желатин; шерстяные нити; едкий натр 30%-ный раствор; уксуснокислый свинец, 5%-ный раствор.

Ход работы. а) В три пробирки налить по 2–4 капли раствора уксуснокислого свинца и понемногу добавить раствор едкого натра до растворения образовавшегося осадка гидрата свинца. В пробирку № 1 налить 5 капель яичного белка, в пробирку № 2 – столько же желатина. В пробирку № 3 поместить шерстяные нити. Пробирки осторожно нагреть, раствор в пробирках № 1 и 3 темнеет, что свидетельствует о присутствии серосодержащих аминокислот. Объяснить реакцию.

б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта.

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта.

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Приведите схему образования и названия одного из трипептидов из аминокислот: аланина, цистеина, триптофана. В какой среде лежит его изоэлектрическая точка? Ответ обоснуйте.

2. Какие уровни организации структуры белков вам известны и какие химические связи участвуют в их образовании?

3. Какие белки называются глобулярными и фибриллярными, на каком уровне организации происходит их подразделение?

4. Какой вид гидролиза белков вы примените для получения триптофана? Объясните почему.
5. Что называется денатурацией белка и в чем ее отличие от гидролиза?
6. Какие способы выделения, очистки и количественного определения белков вы знаете?
7. Какие факторы вызывают гидролиз белка?
8. Какие цветные реакции на белки и аминокислоты вы знаете?
9. В какой зоне рН лежит изоэлектрическая точка щелочного белка?
10. Какова структурная формула трипептида тир–сер–мет? Какой заряд он несет в воде?
13. В образце мышечной ткани обнаружено 6 мг азота. Сколько в этом образце содержится "сырого протеина"?
14. Какой качественной реакцией можно открыть повторяющиеся пептидные связи в белках?
15. При участии каких функциональных групп образуется пептидная связь в белках?
16. Какой качественной реакцией можно открыть α -аминокислоты?
17. Какие аминокислоты относятся к циклическим? Приведите их формулы и названия.
18. Какие аминокислоты содержат серу? Приведите их формулы и названия.

➤ Учебная литература: [1, 3, 7, 11]

Лабораторная работа № 9

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ УГЛЕВОДОВ (МОНО-, ДИ- И ПОЛИСАХАРИДОВ), ПРОВЕДЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы – формирование умений и навыков, открыть гидроксильные и альдегидные группы в моно- и восстанавливающих дисахаридах с помощью качественных реакций, установить способность к гидролизу ди- и полисахаридов

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

Углеводы являются полиоксикарбонильными соединениями и их производными или соединениями, образующими их при гидролизе. Углеводы подразделяются на группы в зависимости от числа моносахаридов, связанных в одну молекулу. Наиболее распространенные моносахариды, относящиеся к пентозам и гексозам: рибоза, дезоксирибоза, глюкоза, галактоза, фруктоза. Из групп олигосахаридов наиболее распространены углеводы, относящиеся к дисахаридам: сахароза, мальтоза и лактоза. Наиболее распространенные полисахариды: гликоген, крахмал, клетчатка.

Углеводы входят в состав всех живых организмов. В ходе обмена веществ углеводы подвергаются окислительному распаду с выделением энергии, либо участвуют в обменных процессах в составе различных сложных веществ.

Углеводы являются гетерофункциональными соединениями, дают реакции с участием карбонильной и гидроксильной групп. В отношении последней, они ведут себя как многоатомные спирты.

Альдозы легко окисляются слабыми окислителями с образованием гидроксикислот. Эти реакции применяются как качественные на альдегидную группу в моносахаридах и восстанавливающих дисахаридах.

Ди- и полисахариды подвергаются гидролизу в кислой среде или при участии ферментов. Гидролиз полисахаридов протекает ступенчато. Образующиеся промежуточные продукты гидролиза полисахаридов крахмала можно открыть с помощью реакции с йодом.

Проба на крахмал основана на его способности образовывать с йодом окрашенное соединение адсорбционного характера. Это соединение легко разлагается при нагревании и вновь образуется при охлаждении.

Пентозы при нагревании с соляной кислотой дегидрируются с образованием фурфурола, который, взаимодействуя с анилином, дает соединение красного цвета.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) сформулируйте цель каждого опыта;
- б) оформите проект отчета по лабораторной работе;

- в) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Образование сахара кальция

Оборудование: штатив с микропробирками, трубочка для пропускания углекислого газа изо рта.

Реактивы: глюкоза, 10% раствор; известковое молоко.

Ход работы. Слейте равные объемы растворов известкового молока и глюкозы, взболтайте. Просветление известкового молока свидетельствует об образовании растворимого в воде сахара кальция. Через полученный раствор пропустите углекислый газ. Помутнение раствора свидетельствует о распаде сахаратов и образовании углекислого кальция.

Опыт № 2. Восстановление меди (проба Троммера)

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: глюкоза, манноза, галактоза, 1%-ные растворы; едкий натр, 10%-ный раствор; сернокислая медь, 1%-ный раствор.

Ход работы. К 5 каплям раствора глюкозы прибавьте 2 капли раствора едкого натра и 2 капли раствора сернокислой меди. Жидкость окрашивается в голубой цвет в результате образования гидрата окиси меди. Верхний слой жидкости нагрейте до кипения. Появление желтого (гидрата закиси), затем красного (закись меди) осадка указывает на окисление глюкозы и на восстановление меди. Прodelать эту реакцию с другими моносахаридами.

Опыт № 3. Проба с жидкостью Фелинга на карбонильную группу

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: глюкоза, манноза, галактоза, 2%-ные растворы; реактив Фелинга

Ход работы. К 5 каплям раствора глюкозы прибавьте 3 капли реактива Фелинга. Верхний слой жидкости нагрейте до кипения. Появление желтого (гидрата закиси), затем красного (закись меди) осадка указывает на окисление глюкозы и на восстановление меди. В этой реакции в противоположность пробе Троммера не образуется черного осадка окиси меди. Прodelать эту реакцию с другими моносахаридами.

Опыт № 4. Образование металлического серебра (реакция серебряного зеркала)

Оборудование: штатив с микропробирками, водяная баня.

Реактивы: глюкоза, 2%-ный р-р; серебро азотнокислое, 3%-ный р-р; аммиак, 10%-ный р-р.

Ход работы. Для приготовления аммиачного раствора окиси серебра к 2–3 каплям раствора азотнокислого серебра прилейте по каплям раствор аммиака до растворения выпавшего осадка окиси серебра. К полученному раствору прилейте 4 капли раствора глюкозы, не взбалтывать, нагреть 2–3 мин в кипящей водяной бане. На стенках пробирки оседает металлическое серебро.

Опыт № 5. Проба с анилином на пентозы

Оборудование: штатив с микропробирками, микрошпатель, фильтровальная бумага.

Реактивы: арабиноза кристаллическая; соляная кислота 1:1; уксуснокислый анилин

Ход работы. К нескольким кристаллам арабинозы прибавьте 3 капли соляной кислоты, перемешайте и нагрейте до кипения. Полоску фильтровальной бумаги, смоченную в уксуснокислом анилине подержите 1–2 мин над парами. На фильтровальной бумаге появляется красное окрашивание.

Опыт № 6. Образование сахара кальция

Оборудование: штатив с микропробирками, трубочка для пропускания углекислого газа изо рта.

Реактивы: мальтоза, 10% раствор; известковое молоко.

Ход работы. Слейте равные объемы растворов известкового молока и мальтозы, взболтайте. Просветление известкового молока свидетельствует об образовании растворимого в воде сахара кальция. Через полученный раствор пропустите углекислый газ. Помутнение раствора свидетельствует о распаде сахаратов и образовании углекислого кальция.

Опыт № 7. Проба с жидкостью Фелинга на карбонильную группу

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: мальтоза, лактоза, сахароза, 2%-ные растворы; реактив Фелинга.

Ход работы. К 5 каплям раствора мальтозы прибавьте 3 капли реактива Фелинга. Верхний слой жидкости нагрейте до кипения. Появление желтого (гидрата закиси), затем красного (закись меди) осадка указывает на окисление мальтозы и на восстановление меди. Прodelать эту реакцию с другими дисахаридами.

Опыт № 8. Гидролиз сахарозы

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: сахароза, 2%-ный раствор; соляная кислота, конц.; сода кристаллическая; реактив Фелинга; реактив Селиванова.

Ход работы. К 6 каплям раствора сахарозы прибавьте 2 капли концентрированной соляной кислоты, кипятить 3–5 мин. Раствор после охлаждения осторожно нейтрализуйте содой. Разлить раствор в две пробирки.

С гидрализатом в одной пробирке проделайте реакцию с реактивом Фелинга. С гидролизатом в другой пробирке проделайте пробу Селиванова. Для этого к 3 каплям гидролизата прибавьте 3 капли реактива Селиванова и нагрейте до кипения. Появление красного окрашивания свидетельствует о взаимодействии резорцина с оксиметилфурфуролом, образованным из фруктозы.

Опыт № 9. Проба с иодом на крахмал

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: крахмал, 1%-ный раствор; реактив Люголя.

Ход работы.

К 5 каплям крахмала прибавить 2 капли раствора Люголя. Появляется синее окрашивание. При нагревании окрашивание исчезает, а при охлаждении возникает вновь. Напишите уравнения реакций, наблюдения и выводы.

Опыт № 10. Проба с жидкостью Фелинга

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: крахмал, 1%-ный раствор; реактив Фелинга.

Ход работы. К 5 каплям раствора гликогена и крахмала прибавить по 3 капли реактива Фелинга. Верхний слой жидкости нагреть до кипения. Отрицательный результат пробы объясняется отсутствием выраженной редуцирующей способности у полисахаридов.

Опыт № 11. Гидролиз крахмала

Оборудование: штатив с микропробирками, колба Эрленмейера на 100 мл.

Реактивы: крахмал, 1%-ный р-р; соляная кислота, конц.; реактив Люголя; реактив Фелинга; едкий натр, 10%-ный р-р; индикаторная бумага.

Ход работы. К 30–40 мл раствора крахмала прилейте 1–2 мл соляной кислоты, перемешайте и нагрейте до кипения. Через 1–2 мин после начала кипения колбу снимите с огня. Отлейте 4 капли гидролизата в пробирку с 3 каплями дистиллированной воды, прибавьте 2 капли раствора Люголя. Появление фиолетового окрашивания указывает на присутствие амилодекстринов, образовавшихся при гидролизе крахмала. Колбу вновь поставьте на огонь и кипятите еще 1–2 мин. Проведите пробу с реактивом Люголя. Появление красно-бурого окрашивания указывает на присутствие эритродекстринов. Снова кипятите и через каждые 2–3 мин повторяйте пробы с реактивом Люголя. Отрицательная реакция гидролизата на реактив Люголя происходит при расщеплении крахмала до конечных продуктов гидролиза: мальтозы и глюкозы. Гидролизат нейтрализуйте и проделайте пробу Фелинга. Положительный результат пробы свидетельствует о наличии свободных карбонильных групп у продуктов гидролизата крахмала.

Опыт № 12. Гидролиз клетчатки

Оборудование: штатив с микропробирками.

Реактивы: полоски фильтровальной бумаги; серная кислота, конц.; реактив Фелинга; едкий натр, 10%-ный р-р; индикаторная бумага

Ход работы. а) В пробирку с 2 каплями серной кислоты опустите полоску фильтровальной бумаги, через 1–2 мин слейте избыток кислоты, добавьте 4 капли дистиллированной воды и осторожно кипятите в течение 10 мин. Полученный раствор нейтрализуйте и проделайте пробу Фелинга. Положительный результат пробы свидетельствует о наличии свободных карбонильных групп у продуктов гидролиза клетчатки.

б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта.

в) Сформулируйте выводы для каждого опыта.

г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Какие химические свойства глюкозы соответствуют её циклической полуацетальной форме?
2. Какие химические свойства рибозы отвечают её оксикарбонильной форме?
3. Какие соединения называются ацеталями и полуацеталями? Напишите уравнения реакции образования полуацетала для формальдегида и фруктозы.
4. К какому типу сахаров (восстанавливающих или невосстанавливающих) относятся мальтоза и сахароза?
5. Чем отличаются по строению крахмал и клетчатка?
6. Какие углеводы дают качественные реакции на альдегидную группу? Напишите примеры соответствующих реакций.
7. Какой качественной реакцией можно открыть крахмал?
8. В каких условиях гликозидная связь в ди- и полисахаридах подвергается гидролизу?
9. Какие углеводы обнаружены у рыб и животных?
10. С помощью какой химической реакции можно открыть промежуточные продукты гидролиза полисахаридов крахмала?

➤ Учебная литература: [1, 3, 7]

Лабораторная работа № 10

ИЗУЧЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЛИПИДОВ. ПРОВЕДЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ НА НАЛИЧИЕ НЕПРЕДЕЛЬНЫХ ЖИРНЫХ КИСЛОТ В ЛИПИДАХ

Цель работы – формирование умений и навыков, убедиться в способности жиров растворяться в гидрофобных растворителях, образовывать стойкие эмульсии в присутствии эмульгаторов, выявить наличие остатков непредельных жирных кислот, провести омыление жиров

Теоретический материал, необходимый выполнения лабораторной работы

К липидам принадлежат нейтральные жиры (ацилглицерины) и липоиды. По строению липиды являются производными карбоновых кислот и спиртов. Липиды нерастворимы в воде, но растворяются в различных органических растворителях (эфире, хлороформе, бензине и т.д.). Липиды делятся на следующие классы: нейтральные жиры, фосфолипиды, гликолипиды, стеринны и стериды, воска.

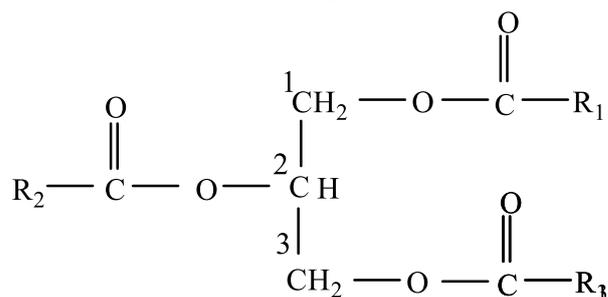
Нейтральные жиры являются сложными эфирами глицерина и различных одноосновных кислот, преимущественно высокомолекулярных. Из насыщенных кислот в жирах чаще всего встречаются стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$ и пальмитиновая $C_{15}H_{31}COOH$. Кроме них в некоторых жирах находятся масляная $C_9H_{17}COOH$, капроновая $C_6H_{11}COOH$, каприловая $C_8H_{15}COOH$ и др.

Из ненасыщенных кислот наиболее распространена олеиновая кислота $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$, которая присутствует во всех природных жирах. Кроме того, во многих жирах находятся более ненасыщенные кислоты:

линолевая $CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$

и линоленовая $CH_3-CH_2-CH=CH-CH_2-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$.

В некоторых липидах встречаются еще более высокомолекулярные кислоты: из насыщенных – арахидиновая $C_{19}H_{39}COOH$, лигноцеридиновая $C_{23}H_{47}COOH$ (содержится в цереброзидах), из ненасыщенных – гадолеиновая $C_{21}H_{37}COOH$, найденная в жирах рыб и морских животных, а также кислоты с большим количеством двойных связей, например, клупанодоновая $C_{21}H_{33}COOH$ с пятью двойными связями, найденная в жирах рыб и морских животных. Следует отметить, что входящие в состав жиров кислоты за очень редким исключением имеют четное число атомов углерода и неразветвленную цепь углеродных атомов. Нейтральные жиры имеют следующее строение:



Природные жиры представляют собой смеси различных смесей различных три-, ди-, моноацилглицеринов. Причём в разных жирах преобладают разные кислоты. От преобладания тех или иных кислот зависят свойства жиров.

Наличие в жирах остатков глицерина можно установить реакцией его дегидратации и открытием образующегося продукта по характерному запаху. Наличие непредельных жирных кислот в жирах можно установить с помощью качественных реакций на двойную связь.

Вещества, облегчающие образование эмульсии и делающие ее более стойкой, называются эмульгаторами. Хорошими эмульгаторами являются мыло и белки. Эмульгирование жиров имеет большое значение при переваривании их в кишечнике, так как при эмульгировании увеличивается поверхность соприкосновения жиров с ферментами. В состоянии очень тонкой эмульсии часть жиров подвергается всасыванию без расщепления. Эмульгированию жиров в кишечнике способствует желчь. Моющее действие мыла также отчасти объясняется способностью его эмульгировать жиры. Такой продукт, как молоко, представляет собой, в основном, эмульсию жира, причем стойкость эмульсии в нем обеспечивается одновременным присутствием белка.

Жиры, как и все сложные эфиры, способны омыляться, т.е. гидролизуются с образованием глицерина и солей свободных жирных кислот (мыла). Омыление жира можно произвести посредством нагревания жира с водой в автоклавах, в присутствии соответствующих катализаторов. Омыление ускоряется кислотами, а особенно хорошо идет со щелочами, причем в последнем случае получаются не свободные кислоты, а их соли, являющиеся мылами, откуда эта реакция и получила свое название.

Задание и этапы проведения лабораторной работы

До проведения лабораторной работы:

- а) сформулируйте цель лабораторной работы (каждого опыта);
- б) оформите проект отчета по лабораторной работе;
- в) напишите уравнения соответствующих реакций;
- г) предусмотрите место в проекте отчета для наблюдений и выводов.

В ходе выполнения лабораторной работы:

- а) проведите опыты.

Опыт № 1. Растворимость жиров

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок.

Реактивы: образцы жиров, бензин, серный эфир, ацетон, спирт.

Ход работы. В 4 пробирки поместите 0,2–0,5 г жира, прилейте в первую пробирку 5 мл бензина, во вторую – 5 мл серного эфира, в третью – ацетона, в четвертую – спирта. Содержимое пробирок взболтайте 2–3 мин и определите, в каких веществах растворяются жиры. Пробирку со спиртом нагрейте и отметьте растворимость жира в холодном и горячем спирте.

Опыт № 2. Эмульгирование жира

Оборудование: пробирки.

Реактивы: образцы жиров, раствор мыла.

Ход работы. В две пробирки возьмите по 0,5 г растительного масла или рыбьего жира, прилейте по 5 мл воды и затем в одну из пробирок добавьте 0,5 мл раствора мыла. Содержимое пробирок сильно взболтайте до образования тонкой эмульсии и поставьте в штатив. Через некоторое время определите стойкость эмульсий.

Опыт № 3. Акролеиновая проба

Оборудование: пробирки, спиртовка.

Реактивы: растительное масло, кислый сернистый натрий (сухой).

Ход работы. Небольшое количество (0,5–1,0 г) жидкого жира смешайте в пробирке с двойным количеством кислого сернистого натрия и нагрейте до вспенивания. Появляется острый запах акролеина. Появление острого запаха указывает на присутствие в исследуемом материале глицерина, который при нагревании теряет воду и переходит в ненасыщенный альдегид – акролеин.

Опыт № 4. Открытие ненасыщенных кислот в жирах

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок.

Реактивы: растительное масло, бромная вода, раствор перманганата калия

Ход работы. Небольшое количество растительного масла взболтайте в одной пробирке с равным объемом бромной воды, в другой – с равным объемом раствора перманганата калия. Обесцвечивание растворов указывает на наличие в жирах непредельных жирных кислот.

Опыт № 5. Элаидиновая проба

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок.

Реактивы: олеиновая кислота, растительное масло, кусочки медной проволоки, крепкая азотная кислота,

Ход работы. К олеиновой кислоте прибавьте 0,5 мл крепкой азотной кислоты и кусочек медной проволоки или стружки, хорошо взболтайте и поставьте в штатив. Приблизительно через час кислота затвердеет, что объясняется переходом ее в элаидиновую кислоту, имеющую более высокую температуру плавления (52 °С). Опыт проделайте с растительным маслом. Положительная элаидиновая проба указывает на наличие в данном масле большого количества олеиновой кислоты.

Опыт № 6. Омыление жира

Оборудование: пробирки, пробка с пропущенной через нее трубкой, подобранная к пробирке, стеклянная палочка, горелка, водяная баня, штатив с лапкой, спиртовка.

Реактивы: образцы жиров, 0,1 н раствор щёлочи, насыщенный раствор поваренной соли.

Ход работы. В пробирку возьмите около 0,5 г свиного или говяжьего сала, прилейте 5 мл спиртового раствора щелочи (0,5 н) и закройте пробкой с пропущенной через нее длинной трубкой, которая является обратным воздушным холодильником. Содержимое пробирки кипятите на водяной бане в

течение 10–15 мин при частом взбалтывании. К полученному раствору мыла прилейте насыщенный раствор поваренной соли (высаливание) и хорошо перемешайте стеклянной палочкой. Мыло всплывает наверх и при охлаждении раствора затвердевает. Затвердевшее мыло вынуть и попробовать его моющую способность.

- а) Проведите опыты.
- б) Запишите ваши наблюдения для каждого опыта.
- в) Сформулируйте выводы для каждого опыта.
- г) Отчитайтесь перед преподавателем о проделанной работе: предъявите оформленный отчет по лабораторной работе и штатив с пробирками по каждому опыту.

Вопросы для самостоятельной работы

1. Какова химическая природа жиров?
2. Охарактеризуйте жирные кислоты, приведите их формулы и названия.
3. В каких органических растворителях хорошо растворяются липиды?
4. Какими качественными реакциями можно открыть двойные связи в ненасыщенных жирных кислотах в составе жиров?
5. Какой качественной реакцией можно открыть глицерин в ацилглицеринах? Напишите уравнение соответствующих реакции.
6. Опишите процесс эмульгирования жиров.
7. Какие природные эмульгаторы жиров вам известны? Каково значение эмульгирования в переваривании жиров?
8. Какие органические соединения являются мылами? На чем основано их моющее действие?

➤ Учебная литература: [1, 3, 4, 7]

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Семестр 1

Основная

1. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для вузов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – Москва: Дрофа, 2005. – 591 с.
2. Гуров, А. А. Химия / А. А. Гуров, Ф. З. Бадаев, Л. П. Овчаренко. – Москва: Изд-во МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2007. – 784 с.

Дополнительная

3. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник / Я. А. Угай. – Москва: Высшая школа, 2004. – 527 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2002. – 558 с.
5. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. А. И. Ермакова. – 29-е изд. – Москва: Интеграл-Пресс, 2001. – 728 с.
6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Москва: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.
7. Рабинович, В. А. Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Ленинград: Химия, 1978. – 392 с.

Семестр 2

Основная

1. Иванов, В. Г. Органическая химия: учебник / В. Г. Иванов, В. А. Горленко, О. Н. Гева. – Москва: Издательский центр «Академия», 2012. – 560 с.

Дополнительная

3. Артёменко, А. И. Органическая химия: учебник / А. И. Артеменко. – Москва: Высшая школа, 2003. – 605 с.
4. Грандберг, И. И. Органическая химия: учебник / И. И. Грандберг. – 6-е изд., стер. – Москва: Дрофа, 2004. – 672 с.
5. Петров, А. А. Органическая химия: учебник для студентов хим.-технолог. вузов / А. А. Петров, А. В. Бальян, А. Т. Трощенко. – Санкт-Петербург: Иван Федоров, 2002. – 622 с.
6. Биохимия растительного сырья: учебник / под ред В. Г. Щербакова; соавт. В. Г. Лобанов, Т. Н Прудникова. – Москва: Колос, 1999. – 376 с.
7. Хельвинкель, Д. Систематическая номенклатура органических соединений / Д. Хельвинкель / пер. с англ. В. М. Демьянович, И. Н. Шишкина. – 2-е изд. – Москва: Бином. Лаборатория знаний, 2014. – 235 с.

Локальный электронный методический материал

Александр Григорьевич Булычев
Наталья Павловна Нефедова

ХИМИЯ

Редактор Е. Билко

Уч.-изд. л. 8,4. Печ. л. 6,7

Федеральное государственное
бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Калининградский государственный технический университет»,
236022, Калининград, Советский проспект, 1