

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
ЛУГАНСКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
ЛУГАНСКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ
«ЛУГАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ГЛУВО ЛНР «ЛГПУ»)

Факультет естественных наук

Кафедра химии и биохимии

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета естественных наук

 М.В. Воронов
« 13 » апреля 20 21 г.

Приложение к рабочей программе учебной дисциплины

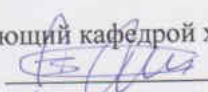
ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации
обучающихся по дисциплине

Химия (общая и неорганическая химия)

Направление подготовки 44.03.04 Профессиональное обучение (по отраслям)
Профиль подготовки Технология изделий легкой промышленности
Квалификация выпускника бакалавр
Форма обучения очная, заочная
Курс 1 (1 семестр, 1 триместр)

Разработчик
к.х.н., доцент
Дяченко И.В.

Заведующий кафедрой химии и биохимии

 В.Д. Дяченко
« 14 » мая 20 21 г.

Луганск, 2021

1. ПАСПОРТ ФОНДА ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

1.1. Перечень компетенций, формируемых в процессе освоения основной образовательной программы

Процесс освоения дисциплины направлен на овладение следующими компетенциями:

– способностью осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний (ОПК-8).

1.2. Этапы формирования компетенций и средства оценивания уровня их сформированности

Этапы формирования компетенций	Компетенции	Контрольно-оценочные средства / способ оценивания
Тема 1. Основные понятия и законы химии. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества.	ОПК-8	Устный опрос
Тема 2. Закономерности протекания химических реакций. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей.	ОПК-8	Устный опрос, выполнение и защита лабораторной работы
Тема 3. Основные классы неорганических соединений. Металлы и неметаллы.	ОПК-8	Устный опрос, выполнение и защита лабораторной работы
Тема 4. Основные положения органической химии. Углеводороды.	ОПК-8	Устный опрос, выполнение и защита лабораторной работы
Тема 5. Кислородсодержащие органические соединения.	ОПК-8	Устный опрос, выполнение и защита лабораторной работы
Тема 6. Азотсодержащие органические соединения.	ОПК-8	Устный опрос, выполнение и защита лабораторной работы
Промежуточная аттестация	ОПК-8	Зачет (устный)

1.3. Описание показателей формирования компетенций

Код компетенции	Планируемые результаты обучения (показатели)
ОПК-8	<u>знать:</u> – основные понятия, теории и законы химии; – зависимость химических свойств элементов от электронного строения их атомов; – закономерности протекания химических процессов; – физико-химические характеристики растворов и теорию электролитической диссоциации;

	<ul style="list-style-type: none"> – теоретические основы окислительно-восстановительных реакций и электрохимических процессов; – генетическую связь между основными классами неорганических соединений; – свойства основных элементов главных и побочных подгрупп периодической системы и их важнейших неорганических соединений; роль в швейной промышленности; – классификацию органических веществ, их состав, строение, химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения, роль в швейной промышленности; – основные приёмы и методы работы в химической лаборатории, технику безопасности при выполнении химического эксперимента; <p><u>уметь:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – применять основные понятия, теории и законы химии для объяснения физико-химических свойств простых веществ и их соединений и условий протекания химических процессов; – вести расчеты энергетических эффектов химических реакций и определять влияние различных факторов на скорость реакций и химическое равновесие; – характеризовать равновесные процессы в растворах электролитов; – характеризовать ход и направление окислительно-восстановительных реакций, их значение в химических процессах; – проводить сравнительный анализ физико-химических свойств металлов, неметаллов и их соединений, органических веществ зависимости от их состава и строения; <p><u>владеть навыками:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – поиска и отбора из различных источников научной и методической информации по разделам общей и неорганической химии; – составления уравнений химических реакций и решения задач по химическим формулам и уравнениям; – проведения химического эксперимента с учетом требований техники безопасности.
--	--

1.4. Критерии оценивания компетенций на разных этапах их формирования

Вид текущей учебной работы	Количество баллов
1 семестр (1 триместр)	
Выполнение и защита лабораторной работы	40
Самостоятельная работа	40
Зачет	20
Итого за семестр:	100

Накопительная система оценивания по 100-балльной шкале

Четырехбал- льная система оценивания экзамена	100- балльная шкала	Буквенная шкала, соответствующая 100- балльной шкале	Система оценивания зачета
Отлично	90–100	А – отлично – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	Зачтено
Хорошо	83–89	В – очень хорошо – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения большинства из них оценено числом баллов, близким к максимальному	
Хорошо	75–82	С – хорошо – теоретическое содержание курса освоено полностью; некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно; все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	
Удовлетво- рительно	63–74	Д – удовлетворительно – теоретическое содержание дисциплины освоено частично, но пробелы не носят существенного характера; необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы; большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, содержат ошибки	
Удовлетво-	50–62	Е – посредственно – теоретическое	

нительно		содержание курса освоено частично; некоторые практические навыки работы не сформированы, многие предусмотренные программой обучения учебные задания не выполнены либо качество выполнения некоторых из них оценено числом баллов, близким к минимальному	
Неудовлетворительно	21–49	FX – неудовлетворительно – теоретическое содержание курса освоено частично; необходимые практические навыки работы не сформированы; большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнено либо качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минимальному; при дополнительной самостоятельной работе над материалом курса возможно повышение качества выполнения учебных заданий	Не зачтено
Неудовлетворительно	0–20	F – неудовлетворительно – теоретическое содержание курса не освоено; необходимые практические навыки работы не сформированы; все выполненные учебные задания содержат грубые ошибки, дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к какому-либо значимому повышению качества выполнения учебных заданий	

2. КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

1.1. Оценочные средства текущего контроля (типовые)

Вопросы для устного опроса:

1. Вещества простые и сложные. Классы неорганических соединений.
2. Оксиды, их классификация, номенклатура, получение, химические свойства, применение.
3. Скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенной системах. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс.
4. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация.
5. Основные положения теории электролитической диссоциации.
6. Сущность окислительно-восстановительных реакций.
7. Лабораторные и промышленные способы получения галогенов. Их химические свойства.
8. Оксид серы (IV), лабораторные и промышленные способы получения, физические и химические свойства.
9. Физические и химические свойства азота, лабораторный и промышленный способы получения его.
10. Структура периодической системы: период, группа, подгруппа. Количество элементов в периодах.
11. Основные положения теории строения органических соединений А. М. Бутлерова.
12. Гомологический ряд алканов, номенклатура, электронное строение, изомерия.
13. Физические и химические свойства, получение и применение алкенов.
14. Бензол, электронное строение бензола, изомерия.
15. Генетическая связь между спиртами и углеводами.
16. Ненасыщенные алифатические монокарбоновые кислоты.
17. Строение, свойства и применение углеводов.
18. Нитросоединения, классификация, номенклатура.
19. Генетическая связь между углеводородами, спиртами, альдегидами и кислотами.
20. Получение и химические свойства аминокислот.

Практические задания для защиты лабораторной работы:

Тема: Основные классы неорганических соединений

1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (соединение ангидрида с водой). Налить на дно стеклянной банки немного воды и прибавить несколько капель раствора синего лакмуса. Нагреть в железной ложке кусочки серы до воспламенения и опустить ложку в банку (не касаясь жидкости), прикрыв последнюю сверху стеклянной пластинкой. После сгорания серы вынуть ложку, взболтать содержимое банки и наблюдать

изменение окраски лакмуса. При горении серы образуется оксид серы (IV) , который является ангидридом сернистой кислоты.

2. Соединение основного оксида с водой. Кусочки негашенной извести смочить небольшим количеством воды в фарфоровой чашке. Наблюдать выделение теплоты и распадение кусочков извести в порошок. Часть порошка взболтать с водой в пробирке и раствор испытать красным лакмусом или фенолфталеином.

3. Получение и свойства оснований. Подобрать из имеющихся в лаборатории растворов растворы четырех солей, которые при взаимодействии со щелочами образуют нерастворимые в воде основания. Получить основания, отметить их окраску и написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

4. Получение солей. Из двух растворимых солей бария двумя способами получить сульфат бария (см.таблицу растворимости). Отметить цвет и свойства сульфата бария. Написать уравнения реакций.

Тема: Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные реакции.

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. В три большие пронумерованные пробирки налить разбавленный (1: 200) раствор тиосульфата натрия: в первую - 5 мл, во вторую - 10 мл, в третью - 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить затем 10 мл воды, второй - 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1: 200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором прилить при перемешивании по 5 мл приготовленной серной кислоты и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

2. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ. В небольшом стаканчике смешать по 10 мл 0,001 н раствора хлорида железа и роданида калия. Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее. Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую - концентрированного раствора роданида калия, в третью - немного кристаллического хлорида калия а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвета жидкостей в пробирках. По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации роданида железа т.е. о смещении равновесия. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс.

3 . Окраска индикаторов. Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по две капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина. Отметить их цвет в нейтральной среде. К каждой пробирке добавить раствор какой-либо кислоты. Наблюдать изменения окраски и записать их в тетради.

4. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов. Налить в пробирку 5 мл 0,1 н раствора соляной кислоты, в другую - столько

же раствора уксусной кислоты. Опустить в каждую пробирку по грануле цинка. Какой газ выделился в пробирках? Написать уравнения происходящих реакций. В какой кислоте процесс идет более активно? Дать объяснение этому явлению, пользуясь данными о степени диссоциации соляной и уксусной кислот в их 0,1 н растворах.

5. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

а) Налить в одну пробирку раствор соли ацетата натрия, а в другую - карбоната натрия, исследовать реакцию среды растворов солей, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз будет происходить ступенчато?

б) Написать уравнение реакции гидролиза хлорида аммония и хлорида цинка. Как действуют растворы этих солей на лакмус? Правильность заключения проверить опытом. Сделать вывод.

в) Какую реакцию на лакмус должен показывать раствор хлорида натрия? Правильность заключения проверить опытом. Сделать общий вывод о гидролизе солей (выяснить, какие соли подвергаются гидролизу)

6. К 2-3 мл раствора йодида калия прилить равный объем хлорной воды. Чем объясняется изменение окраски раствора? Составить уравнение реакции.

7. К 2-3 мл сероводородной воды прибавлять по каплям бромную воду. Наблюдать обесцвечивание и помутнение раствора. Составить уравнение реакции.

8. К 2 мл раствора сульфита калия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и 1 мл раствора перманганата калия. Фиолетовая окраска последнего исчезает. Составить уравнение реакции.

9. К 1 мл раствора хромита натрия прилить равный объем щелочи 3 мл бромной воды и кипятить. Как изменяется цвет раствора? Составить уравнение реакции.

Тема: Металлы и неметаллы.

1. Взять пинцетом маленький кусочек натрия, обсушить его фильтровальной бумагой и поместить в пробирку с водой. Наблюдать за ходом реакции. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученный раствор. Написать уравнение реакции и сделать вывод.

2. Взаимодействие меди с кислотами. К небольшому количеству медных стружек прилить в отдельных пробирках разбавленные и концентрированные растворы кислот HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Наблюдать происходящие явления. Те пробирки, в которых реакция не началась, осторожно нагреть. Со всеми кислотами взаимодействует медь? Обратить внимание на окраску раствора. Присутствие какого иона обуславливает эту окраску? Определить по характерному запаху и окраске выделяющиеся в результате реакции газы. Написать уравнения реакций, расставить коэффициенты, составив электронный баланс. Сделать вывод о восстановительной способности меди.

3. Восстановление ионов меди из растворов ее солей более активным металлом. Налить в пробирку раствор соли меди II, опустить в него железо

(железный гвоздь). Наблюдать за изменением окраски раствора и поверхности железа. Объяснить происходящие явления, используя таблицы нормальных электронных потенциалов. Написать уравнение реакции и сделать вывод.

4. Взаимодействие цинка с кислотами. В шесть пробирок поместить по кусочку гранулированного цинка и подействовать в отдельности разбавленными и концентрированными растворами кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Наблюдать происходящие явления. Нагреть те пробирки, в которых на холоде не началась реакция. После растворения цинка в разбавленной HNO_3 доказать присутствие ионов аммония в полученном растворе. Написать уравнения реакций, расставить коэффициенты. Сделать выводы.

5. Взаимодействие цинка со щелочами. Поместить в пробирку немного цинковых стружек и прилить концентрированный раствор щелочи. Нагреть. Наблюдать выделение газа. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ водород. Написать уравнение реакции. Сделать вывод.

6. Получение хлора. Положить в пробирку несколько кристалликов перманганата калия и прибавить немного концентрированной соляной кислоты. Определить выделяющийся газ по цвету (на фоне белой бумаги) и запаху (соблюдать осторожность!). Написать уравнение реакции получения хлора, составить схему перехода электронов в этой реакции.

7. Получение брома. Смешать немного кристаллов KBr с небольшим количеством порошка MnO_2 , всыпать в пробирку, прилить несколько капель концентрированной серной кислоты и слабо подогреть. Отметить цвет и запах (осторожно!) выделяющихся паров брома. Написать уравнение реакции.

8. Получение иода. Прodelать аналогичный опыт с KI . Какое вещество выделяется в виде паров? Каков их цвет и запах? Написать уравнение реакции.

9. Восстановительные свойства сероводорода. Подействовать сероводородной водой на бромную воду. Какие внешние признаки протекания химической реакции вы наблюдаете? Составить уравнение реакции, подобрать коэффициенты. Одним из компонентов бромной воды является Br_2 .

10. Гидролиз сульфидов. Несколько кристаллов сульфида натрия растворить в воде. Исследовать характер среды раствора. Объяснить причины происходящего изменения окраски индикатора. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах.

Тема: Углеводороды.

1. Получение и горение метана. В сухую пробирку насыпают смесь для получения метана (безводный ацетат натрия и прокаленная натронная известь в соотношении 1:2) с высотой слоя около 4 см. Размещают смесь так, чтобы образующийся метан мог свободно выходить из пробирки, закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепляют ее в штативе с небольшим наклоном в сторону пробки. В штатив ставят две пробирки: одну пробирку со смесью 3 мл разбавленного раствора перманганата калия и 1 мл 5%-ного раствора карбоната натрия и вторую пробирку с 3 мл бромной воды. Нагревают сначала всю пробирку, затем сильно нагревают ту ее часть, где

находится смесь, начиная от дна пробирки, а затем передвигая горелку дальше, чтобы могли реагировать новые порции смеси. Сначала из пробирки вытесняется воздух, затем начинается выделение метана. Метан поджигают у конца газоотводной трубки, он горит голубоватым, несветящимся пламенем. Вносят в пламя горящего метана фарфоровую крышку от тигля. Почему на крышке не образуется черного пятна сажи?

2. Отношение метана к бромной воде и водному раствору KMnO_4 . Вводят газоотводную трубку в пробирку с бромной водой и пропускают в течение 1 мин метан. Исчезает ли окраска бромной воды? Затем пропускают метан через раствор перманганата калия. Что вы наблюдаете? Сделайте вывод об отношении метана к бромной воде и к водному раствору перманганата калия (при комнатной температуре).

3 Горение жидких алканов. В фарфоровую чашку наливают 1 мл жидких алканов и поджигают их. Объясните, почему в отличие от метана жидкие алканы горят коптящим пламенем. Напишите уравнение реакции горения гексана.

4. Реакция этилена с бромной водой

В сухую пробирку наливают 5 мл смеси для получения этилена (этиловый спирт и конц. серная кислота в объемном отношении 1:2). При этом образуется этилсерная кислота – кислый сложный эфир.

В реакционную смесь помещают несколько кипятильников (кусочков битого фарфора) для равномерного кипения реакционной смеси, закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепляют ее в штативе. В середину газоотводной трубки вставляют хлоркальциевую трубку с натронной известью (в виде кусочков). В штатив ставят пробирку с 2 мл бромной воды. Пробирку со смесью для получения этилена осторожно нагревают, следя за тем, чтобы вспенивающуюся жидкость не перебросило в хлоркальциевую трубку. Выделяющийся этилен пропускают через бромную воду, которая быстро обесцвечивается (качественная реакция на кратные связи).

5. Реакция этилена с водным раствором KMnO_4 . В пробирку наливают 2 мл 2%-ного раствора перманганата калия, добавляют 0,5 мл 10%-ного раствора соды и пропускают этилен. Фиолетовая окраска раствора перманганата калия исчезает, образуется хлопьевидный осадок бурого цвета. Если этилен пропускать долго, то осадок может раствориться. При окислении этилена в условиях реакции Вагнера образуется двухатомный спирт – этиленгликоль.

6. Горение этилена. Поджигают этилен у конца газоотводной трубки. Этилен горит светящимся пламенем. Вносят в пламя этилена крышку от тигля. Объясните, почему на крышке образуется черное пятно. В избытке кислорода имеет место полное окисление.

7. Получение ацетилена и его горение. В пробирку помещают кусочек карбида кальция, приливают 1 мл воды и сразу же закрывают ее пробкой с газоотводной трубкой, имеющей оттянутый конец. Поджигают выделяющийся ацетилен у конца газоотводной трубки. Наблюдают характер пламени. Затем меняют газоотводную трубку на изогнутую с широким

отверстием и снова поджигают ацетилен. Вносят в пламя крышку от тигля. На крышке образуется черное пятно сажи. Имеет ли ацетилен запах?

8. Реакция ацетилена с бромной водой. Закрывают пробирку с карбидом кальция и водой пробкой с изогнутой газоотводной трубкой и пропускают ацетилен через бромную воду.

9. Окисление ацетилена перманганатом калия. В пробирку наливают 1 мл раствора перманганата калия, добавляют такой же объем раствора карбоната натрия и затем пропускают через полученный раствор ацетилен. Постепенно фиолетовая окраска раствора исчезает, появляется хлопьевидный осадок MnO_2 бурого цвета.

Тема: Кислородсодержащие органические соединения.

1. Растворимость спиртов, отношение их к индикаторам, горение.

а) В 4 пробирки наливают по 0,5 мл спиртов: этилового, пропилового, бутилового и амилового (или изоамилового). Отмечают запах спиртов. Амиловый (изоамиловый) спирт раздражает дыхательные пути, вызывает кашель, поэтому нюхать спирты надо осторожно. В каждую пробирку добавляют по 1 мл воды и содержимое пробирок встряхивают. Сделайте вывод о растворимости спиртов в воде.

б) Из каждой пробирки стеклянной палочкой наносят по капле растворов на синюю и красную лакмусовую бумагу. В пробирки добавляют по одной капле раствора фенолфталеина. Изменяется ли окраска индикаторов?

в) В фарфоровые чашки (или тигли) наливают по 2 мл спиртов, располагая их в порядке увеличения молекулярной массы (метиловый, этиловый, пропиловый, бутиловый, амиловый или изоамиловый). Поджигают спирты лучинкой и сравнивают характер пламени.

2. Образование и гидролиз алкоголятов натрия. В три сухие пробирки наливают по 2 мл спиртов: в первую – абсолютный этиловый, во вторую – пропиловый (или изопропиловый), в третью – амиловый (или изоамиловый). В каждую пробирку вносят по кусочку (размером с горошину) очищенного от оксидного слоя металлического натрия. Пробирки закрывают пробками с газоотводными трубками, концы которых оттянуты. Отметьте, в какой пробирке реакция идет наиболее интенсивно. Через 1–2 мин после начала реакции поджигают выделяющийся газ у отверстий газоотводных трубок.

После завершения реакции этанола с натрием на дне пробирки образуется белый твердый этилат натрия (кусочков натрия в пробирке не должно быть!). Добавляют в пробирку 1–1,5 мл воды (осадок растворяется) и добавляют 1 каплю раствора фенолфталеина. Изменяется ли окраска индикатора?

3. Окисление спиртов хромовой смесью. В две пробирки наливают по 2–3 мл хромовой смеси и по каплям при встряхивании добавляют в одну пробирку 0,5 мл этилового спирта (осторожно, смесь сильно разогревается!), а во вторую – 0,5 мл изоамилового спирта. Цвет растворов меняется из оранжевого в зеленый, в пробирке с этиловым спиртом ощущается запах яблок (нюхать осторожно!), а в пробирке с изоамиловым спиртом – специфический запах изовалерианового альдегида.

4. Получение формальдегида окислением метанола CuO . Смачивают

метиловым спиртом стенки сухой пробирки. Нагревают спираль из медной проволоки в пламени горелки до образования на ее поверхности черного налета оксида меди (II). Раскаленную докрасна спираль опускают в подготовленную пробирку. Эту операцию повторяют несколько раз. Метиловый спирт превращается в формальдегид, имеющий резкий запах (осторожно!). Для обнаружения формальдегида в пробирку наливают 1 мл фуксинсернистой кислоты. Через некоторое время появляется фиолетовая окраска. При проведении опыта черная пленка CuO мгновенно исчезает и медная спираль становится золотистой: происходит восстановление CuO в металлическую медь.

5. Цветная реакция на формальдегид с резорцином. В пробирку наливают 3 мл 0,5%-ного раствора резорцина и 1 мл 10%-ного раствора формальдегида. Пипеткой осторожно по стенке добавляют 1–2 мл H_2SO_4 (конц.). На границе двух жидкостей появляется малиновое кольцо.

6. Реакция альдегидов с фуксинсернистой кислотой. В пробирку наливают 1 мл раствора фуксинсернистой кислоты и добавляют несколько капель 10%-ного раствора формальдегида. Пробирку ставят в штатив. Во вторую пробирку к фуксинсернистой кислоте добавляют такое же количество 10%-ного раствора ацетальдегида и оставляют ее. Через несколько минут в пробирке с формальдегидом появляется фиолетовая окраска, а в пробирке с уксусным альдегидом – розово-фиолетовая. При добавлении к окрашенным растворам по 0,5 мл HCl (конц.) происходят следующие изменения: окраска в пробирке с формальдегидом переходит в фиолетово-синюю, а в пробирке с ацетальдегидом – через несколько минут она исчезает. При присоединении альдегидов к бесцветной фуксинсернистой кислоте возникает сопряженная система с делокализованным положительным зарядом, оттенок окраски этих соединений зависит от природы альдегида, вступившего в реакцию с фуксинсернистой кислотой. Продукты присоединения альдегидов к фуксинсернистой кислоте реагируют с избытком SO_2 , находящимся в растворе и от них отщепляются гидросульфитные производные альдегидов, при этом снова образуется фуксинсернистая кислота (раствор обесцвечивается). При добавлении избытка минеральных кислот происходит расщепление продуктов присоединения альдегидов к фуксинсернистой кислоте, при этом аминогруппы красителя освобождаются и присоединяются протоны. Образование солей по двум (или трем) аминогруппам фуксина приводит к обесцвечиванию (нарушению цепи сопряжения). Исключение составляет производное формальдегида – более устойчивое соединение, оно сохраняет окраску в сильноокислой среде.

7. Открытие ацетона пробой Легала. К 10 мл воды прибавляют 5–6 капель свежеприготовленного 10%-ного раствора нитропруссиды натрия; 2–3 капли ацетона и 3–4 капли 10%-ного раствора гидроксида натрия. Появляется темно-красное окрашивание, переходящее в оранжевое. При добавлении по каплям ледяной уксусной кислоты раствор становится вишнево-красным. Пробой Легала пользуются для клинического обнаружения ацетона в моче (при сахарном диабете).

8. Окисление формальдегида аммиачным раствором гидроксида серебра. Для получения «серебряного зеркала» необходимо предварительно хорошо вымыть пробирку. Для этого в пробирке кипятят (осторожно!) в течение 1–2 мин около 5 мл 10%-ного раствора NaOH, а затем споласкивают ее дистиллированной водой. В вымытой пробирке готовят аммиачный раствор гидроксида серебра: к 2–3 мл 1%-ного раствора AgNO_3 прибавляют по каплям при встряхивании 5%-ный раствор аммиака до тех пор, пока образующийся сначала осадок полностью не растворится. Избыток аммиака в растворе снижает чувствительность реакции. К полученному бесцветному раствору прибавляют несколько капель 5%-ного раствора формальдегида и опускают пробирку на несколько минут в водяную баню с температурой воды 60–70°C. На стенках пробирки постепенно выделяется серебро (иногда в виде темного осадка).

9. Выделение высших жирных кислот из мыла. В стакане растворяют 1 г мыльной стружки в 10 мл дистиллированной воды. Полученный раствор разливают в 2 пробирки. К 1 части (вторая – для опыта 3) приливают 2 мл 10%-ного раствора серной кислоты. При этом происходит помутнение раствора вследствие выделения нерастворимых в воде высших карбоновых кислот. Далее смесь нагревают до кипения. Расплавившиеся жирные кислоты всплывают в виде слоя, затвердевающего при охлаждении пробирки.

К охлажденной смеси добавляют 3 мл диэтилового эфира. Пробирку закрывают корковой пробкой и энергично встряхивают. Водный слой становится прозрачнее, жирные кислоты растворяются в эфире. Эфирный раствор осторожно с помощью пипетки переносят на часовое стекло. После испарения эфира на стекле остается остаток, напоминающий парафин.

10. Эмульгирующие свойства мыла. В 2 пробирки наливают по 2–3 капли подсолнечного масла. В одну из них приливают 2 мл дистиллированной воды, а в другую – 2 мл 1%-ного раствора мыла. Энергично встряхивают обе пробирки. В пробирке с мылом образуется довольно устойчивая молочно-белая эмульсия, в пробирке с водой капельки масла выделяются и постепенно всплывают: эмульсия масла в воде неустойчива. Моющие свойства мыла объясняются его эмульгирующими свойствами, понижающими поверхностное натяжение капелек масла. Это приводит к значительному увеличению устойчивости пены и эмульсии.

11. Реакции гидроксильных групп в моносахаридах. В пробирку поместить 2 мл 1%-го раствора глюкозы и 1 мл 10%-го гидроксида натрия. К полученной смеси добавить 1–2 капли 5%-го раствора сульфата меди и встряхнуть содержимое пробирки. Образующийся вначале голубоватый осадок гидроксида меди (II) мгновенно растворяется, получается синий прозрачный раствор сахарата меди (II). Полученный раствор сохранить до следующего опыта.

12. Окисление глюкозы гидроксидом меди (II) в щелочной среде. К полученному в предыдущем опыте щелочному раствору сахарата меди добавить 5–6 капель воды (высота слоя жидкости должна быть 10–14 мм). Содержимое пробирки нагреть над пламенем горелки, держа пробирку

наклонно так, чтобы нагревалась только верхняя часть раствора, а нижняя оставалась без нагрева (для контроля). При осторожном нагревании до кипения нагретая часть синего раствора окрашивается в оранжево-желтый цвет. Дальнейшее нагревание приводит к образованию осадка оксида меди (I).

Тема: Азотсодержащие органические соединения.

1. Биуретовая реакция (Пиотровского). В две пробирки наливают по 1 мл в одну – 1%-ного раствора яичного белка, в другую – 1%-ного раствора желатины. В обе пробирки доливают равный объём 10%-ного раствора NaOH и по 1–2 капли 1%-ного раствора CuSO_4 , смесь перемешивают. В обеих пробирках появляется устойчивое красно-фиолетовое (или сине-фиолетовое) окрашивание, свидетельствующее о наличии пептидных связей в молекуле белка.

2. Ксантопротеиновая реакция. В три пробирки наливают по 1 мл раствора белков: в первую – яичного, во вторую – пшеничного, в третью – желатины. Во все пробирки добавляют по 5–6 капель концентрированной HNO_3 и нагревают. В первой и второй пробирках жидкость и осадок окрашиваются в лимонно-жёлтый цвет, в третьей пробирке получается едва заметное бледно-жёлтое окрашивание. После охлаждения в каждую пробирку добавляют по каплям избыток концентрированного раствора аммиака или 30%-ного раствора NaOH. Окраска жидкости становится оранжевой.

3. Реакция на тирозин (Миллона). В три пробирки наливают по 0,5–1 мл раствора белков: в первую – яичного, во вторую – пшеничного, в третью – желатины, и в каждую пробирку прибавляют реактив Миллона. Белок свертывается под действием солей ртути и азотной кислоты, входящих в реактив, образуя сгусток белого цвета. При нагревании пробирок в пламени горелки в первых двух осадок приобретает кирпично-красное окрашивание, в пробирке с желатиной осадок растворяется и жидкость остаётся бесцветной. Реакцию Миллона дают все белки, содержащие в своём составе остаток тирозина. Белки, не содержащие тирозина (желатина, протамины и другие), реакцию Миллона не дают.

4. Реакция Фоля на серусодержащие аминокислоты. В три пробирки наливают по 0,5–1 мл растворов белков: в первую – яичного, во вторую – пшеничного, в третью – желатины, добавляют в каждую пробирку по 1 мл 30%-ного раствора щёлочи, кладут несколько «кипелок» и кипятят смесь. При этом выделяется аммиак, который может быть обнаружен по запаху и посинению универсального индикатора (или «лакмусовой» бумажки), поднесённых к отверстию пробирки (не касаться стенки!). Образующийся незначительный осадок растворяется при кипячении.

Горячую щелочную жидкость каждой пробирки делят на две части: к первой порции приливают 5%-ный раствор ацетата свинца (II), ко второй – 2–3 капли свежеприготовленного разбавленного раствора нитропруссид натрия.

В пробирках с яичным и пшеничным белками образуется жёлто-бурое или чёрное окрашивание при действии ацетата свинца (II) и красно-

фиолетовое окрашивание при действии нитропруссид натрия. В пробирке с раствором желатины осадка и окрашивания не образуется.

1.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации (зачет)

1. Предмет и задачи химии, ее значение. Вещество, физическое тело. Физические и химические явления. Химические превращения. Атомы. Молекулы. Химические элементы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Уравнения химических реакций. Химические формулы. Массовая доля вещества.
2. Основные положения атомно-молекулярного учения.
3. Закон сохранения массы вещества. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава вещества. Газовые законы. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Относительная плотность газов.
4. Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомная орбиталь. Типы атомных орбиталей. Принцип Паули. Правило Хунда. Последовательность заполнения электронами атомных орбиталей. Электронные структуры атомов и периодическая система элементов; s-, p, d- и f-элементы.
5. Периодический закон Д. И. Менделеева и периодическая система элементов. Зависимость химических свойств элементов от электронного строения их атомов. Значение периодического закона Д.И.Менделеева.
6. Химическая связь.
7. Энергетика и направленность химических процессов.
8. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от природы вещества и концентрации. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость реакции. Катализ.
9. Химическое равновесие. Константа равновесия. Влияние внешних факторов на химическое равновесие. Принцип ЛеШателье.
10. Общая характеристика растворов, механизм процесса растворения, осмос.
11. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей. Электролитическая диссоциация воды. Гидролиз солей.
12. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Окислители и восстановители. Метод электронного баланса. Электрохимические процессы. Гальванические элементы. Электролиз.
13. Оксиды, определение, классификация, номенклатура, способы получения, химические свойства, применение.
14. Основания, определение, классификация, номенклатура, способы получения, химические свойства, применение.
15. Кислоты, определение, классификация, номенклатура, способы получения, химические свойства, применение.

16. Соли, определение, классификация, номенклатура, способы получения, химические свойства, применение.
17. Качественные реакции на неорганические вещества. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений, их применение в швейной промышленности.
18. Общая характеристика металлов. Основные типы кристаллических решёток металлов. Общие физические и химические свойства металлов. Общие способы получения металлов, их применение.
19. Общая характеристика неметаллов. Свойства элементов. Свойства простых веществ. Получение неметаллов, их применение.
20. Предмет органической химии. Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.
21. Классификация органических реакций и органических соединений. Функциональные группы. Номенклатура органических соединений.
22. Алканы, общая формула, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
23. Алкены, общая формула, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
24. Алкины, общая формула, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
25. Диеновые углеводороды, общая формула, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение. Полимеризация диенов, натуральный и синтетический каучук.
26. Ароматические углеводороды. Бензол, электронное строение бензола, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение. Производные бензола. Природные источники углеводородов. Нефть, природный газ.
27. Одноатомные спирты: гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
28. Многоатомные спирты: гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
29. Фенолы: гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
30. Альдегиды, строение карбонильной группы, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
31. Кетоны, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
32. Карбоновые кислоты; одноосновные предельные карбоновые кислоты гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.

33. Одноосновные непредельные карбоновые кислоты: гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
34. Сложные эфиры, строение, номенклатура, реакции этерификации, гидролиз сложных эфиров, жиры, применение сложных эфиров.
35. Углеводы: классификация, гомологический ряд, строение, физические и химические свойства, применение.
36. Амины, классификация, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
37. Аминокислоты, классификация, гомологический ряд, номенклатура, строение, изомерия, физические и химические свойства, получение, применение.
38. Белки, классификация, строение белков, их значение.
39. Циклоалканы. Изомерия. Свойства. Получение.