

**ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ
АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)**

1. Общие сведения

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	06.03.01 Биология
3.	Направленность (профиль)	Общая биология
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2016

2. Перечень компетенций

- способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения (ОПК-2).

Критерии и показатели оценивания компетенций на различных этапах их формирования

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	Уметь:	Владеть:	
Раздел 1					
1. Введение. Стехиометрические законы и основные понятия в химии. Основные классы неорганических соединений.	ОПК-2	предмет изучения и основные понятия химии (элемент, атом, молекула, количество вещества и т.п.); основные стехиометрические законы; важнейшие классы и номенклатуру неорганических соединений, типы химических реакций.	определить класс неорганического соединения по его формуле, дать название; написать и уравнять уравнение химической реакции	основными приемами и навыками решения задач (стехиометрическими расчетами)	Тестирование (классификация неорганических соединений), решение задач (стехиометрические расчеты)
2. Строение атома. Периодическая система.	ОПК-2	постулаты Бора; квантовые числа, как характеристику состояния электрона в атоме; структуру Периодической системы Д.И. Менделеева (ПС)	написать электронную и электронно-графическую формулу атома элемента; определить основные свойства элемента исходя из его положения в ПС		Тестирование (объединенное - по двум темам)
3. Химическая связь и строение молекул. Понятие о гибридизации.	ОПК-2	основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова; разновидности химической связи, механизм образования связи; понятие о методах валентных связей и молекулярных орбиталей; понятие о гибридизации атомных орбиталей и строении молекул	определить вид и тип связи (-ей) в молекуле конкретного вещества; установить соответствие между формулой вещества, типом гибридизации его центрального атома и строением молекулы		

4. Основы химической термодинамики.	ОПК-2	основные термодинамические функции; закон Гесса, следствие из закона Гесса	рассчитать термодинамические характеристики, тепловой эффект химического процесса (реакции);	навыками термохимических расчетов; термодинамическим методом определения возможности (и направления) протекания химической реакции; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторная работа Тестирование (объединенное - по двум темам) Лабораторная работа
5. Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-2	Понятие скорости химической реакции, факторы влияющие на нее, математическое выражение ЗДМ для хим. кинетики, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, понятие энергии активации, роль катализатора в химических процессах. Понятие химического равновесия, принцип Ле-Шателье	применять: кинетические уравнения для расчета скорости реакции, правило Вант-Гоффа для расчета температурного коэффициента, принцип Ле-Шателье для определения смещения химического равновесия	навыками практического определения и расчета скорости химической реакции и температурного коэффициента, приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	
6. Природа растворов и ионные реакции.	ОПК-2	Классификацию и способы выражения концентрации растворов, понятие растворимости, свойства разбавленных	определять: силу электролита, кислотность (щелочность) раствора с помощью индикаторов,	навыками расчетов концентрации растворов, ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР,	Решение задач, лабораторная работа Тестирование

		растворов неэлектролитов и электролитов, типы ионных реакций в растворах, понятия электролитической диссоциации, кислотности (щелочности) растворов, рН, растворимости, гидролиза. Представление об индикаторах и буферных растворах.	возможность протекания гидролиза конкретной соли	растворимость); навыками записи ионно-молекулярной формы уравнения реакции; приемами приготовления растворов солей и кислот, работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	
7. Окислительно-восстановительные процессы.	ОПК-2	Понятия: окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительные реакции (ОВР), типы ОВР	определить степень окисления элемента в соединении, ок-вос. свойства вещества в данной хим. реакции	навыками использования методов электронного и ионного баланса для уравнивания ОВР; техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Тестирование, лабораторная работа
8. Электрохимические и электролитические процессы.	ОПК-2	Понятие электродного потенциала металла, разновидности электродов, уравнение Нернста, применение таблицы стандартных электродных потенциалов; принцип действия гальванического элемента; процессы электролиза, особенности и количественные законы	написать схему гальванического элемента, уравнения реакций процесса электролиза; определить продукты электролиза	навыками расчета ЭДС гальванического элемента, электрохимических расчетов с использованием закона Фарадея	Решение задач

9. Комплексные соединения.	ОПК-2	Понятие комплексного соединения, его структуру, основные типы; понятие устойчивости комплекса, принцип номенклатуры	определить структуру комплекса, назвать соединение, оценить устойчивость, реакционные свойства	техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторная работа
10. Химия элементов и ее связь с положением элементов в Периодической системе.	ОПК-2	Место расположения конкретных элементов в ПС, основные химические свойства и соединения: металлов I и II групп (главных подгрупп); углерода, азота, кислорода, серы, галогенов.	определять свойства элементов и их соединений, исходя из их места в ПС		
Раздел 2					
1. Дисперсные системы. Основные понятия, классификация, получение, устойчивость, применение.	ОПК-2	Понятие и классификацию дисперсных систем; основные методы получения и характерные свойства коллоидных систем.	определить систему как дисперсную; написать формулу мицеллы, подобрать возможные коагуляторы данного золя	основными навыками распознавания зольей; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторная работа
2. Введение в органическую химию. Теория А.М. Бутлерова. Органические соединения: классификация, номенклатура, химическая связь. Электронные эффекты. Механизмы химических реакций.	ОПК-2	Основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова; основы классификации и номенклатуры органических соединений; понятие электронных эффектов; механизмы реакций в органической химии.	отнести органическое соединение к определенному классу, назвать, определить характерные свойства; объяснить влияние заместителей на свойства соединения	международной номенклатурой органических соединений; навыками записи реакций органической химии; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой	Лабораторная работа

				безопасности при работе в химической лаборатории	
3. Строение и свойства углеводов (алканы, алкены, алкадиены, алкины). Изомерия.	ОПК-2	Алканы, алкены, алкадиены, алкины: общая формула гомологического ряда, строение простейших представителей, номенклатура, изомерия, получение, характерные реакции	отнести органическое соединение к определенному классу, назвать, определить характерные свойства; записать уравнения реакций предлагаемого превращения	навыками записи структурных формул и названий изомеров	
4. Моно- и полифункциональные соединения. Галоидные алкилы.	ОПК-2	Моно- и дигалоидные алкилы: изомерия, номенклатура, реакционная способность.	привести примеры галоидных алкилов, охарактеризовать строение и свойства		
5. Одноатомные и многоатомные спирты, простые эфиры. Амины. Альдегиды и кетоны. Карбоновые кислоты и их производные.	ОПК-2	Определение, общая формула гомологического ряда, строение простейших представителей, номенклатура, изомерия, получение, характерные реакции. Применение отдельных представителей.	привести примеры соединений конкретного класса, охарактеризовать строение и свойства	основными приемами синтеза органических соединений; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторная работа
6. Аминокислоты. Полипептиды. Оксикислоты. Углеводы. Оптическая изомерия.	ОПК-2	1) Определение, общая формула, строение (функциональные группы) на примере простейших представителей, номенклатура, изомерия, характерные физические и химические свойства. Практическое применение.	привести примеры соединений со смешанными функциями, моно- и полисахаридов; охарактеризовать строение и свойства		
7. Свойства	ОПК-2	Определение, общая	привести примеры	правилами	

<p>моноядерных ароматических соединений. Бензол и его производные.</p>		<p>формула, критерии ароматичности, строение на примере простейших представителей, изомерия, номенклатура, получение, характерные физические и химические свойства. Токсичность. Практическое применение.</p>	<p>соединений конкретного класса, охарактеризовать строение и свойства</p>	<p>ориентации в реакциях электрофильного замещения</p>	
<p>8. Алициклические соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. ВМС.</p>	<p>ОПК-2</p>	<p>Циклоалканы: общая формула, строение на примере простейших представителей, изомерия, номенклатура, получение, характерные физические и химические свойства. Практическое применение. Понятие о высокомолекулярных соединениях: определение, понятие мономера, степень полимеризации, конфигурация, классификация, номенклатура, отличительные особенности ВМС. Полимеризация: определение, ионная и радикальная, основные стадии. Поликонденсация: определение, типы мономеров, линейная и</p>	<p>привести примеры реакций полимеризации и поликонденсации</p>	<p>навыками записи структурных формул и названий соединений</p>	

		пространственная, основные стадии.			
9. Полиядерные ароматические соединения. Гетероциклы.	ОПК-2	Иметь представление о полиядерных ароматических соединениях (с конденсированными и обособленными кольцами) и гетероциклах. Строение, характерные физические и химические свойства (на примере отдельных представителей) Понятие об алкалоидах, примеры, действие.		навыками записи структурных формул и названий соединений	
10. Генетическая связь между классами органических соединений. Методы выделения и очистки органических соединений	ОПК-2	Химические реакции следующих превращений: углеводороды, галогенопроизводные, спирты, альдегиды, карбоновые кислоты и т.д. Суть методов выделения и очистки органических соединений (фильтрование, центрифугирование, перекристаллизация, перегонка, возгонка, экстракция, высушивание)	отнести органическое соединение к определенному классу, определить реакционную способность, характерные свойства; записать уравнения реакций предлагаемых превращений органических веществ; объяснить порядок и правила сборки перегонной установки и основные правила перегонки при атмосферном давлении	навыками записи уравнений химических реакций, приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Тестирование, лабораторная работа

Критерии и шкалы оценивания форм контроля сформированности компетенций

Раздел 1

1. Критерии оценки прохождения теста

Процент правильных ответов	До 50	50-64	65-84	85-100
Количество баллов за решенный тест	1	2	3	4

2. Критерии оценки решения задач

2 балла выставляется, если студент верно решил предложенную задачу, предложил различные варианты ее решения (если существует несколько вариантов), аргументировав их, продемонстрировал знание терминологии, обозначений и формул.

1 балл выставляется, если студент решил предложенную задачу с незначительными ошибками, и/или были допущены ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.

0 баллов - если студент не решил предложенную задачу или неверно указал варианты решения.

3. Критерии оценки выполнения лабораторной работы

4 балла выставляется, если отчет по работе сдан вовремя, ошибки и недочеты отсутствуют, расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

3 балла выставляется, если отчет по работе сдан вовремя, но имеются отдельные недочеты, в целом расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

2 балла выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины; в отчете имеются отдельные недочеты, но в целом расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание обозначений, формул и уравнений реакций.

1 балл выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины, имеются ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций.

0 баллов - если отчет по работе не сдан или работа не выполнена без уважительной причины.

Раздел 2

1. Критерии оценки прохождения теста

Процент правильных ответов	До 30	31-50	51-70	71-80	81-90	91-100
Количество баллов за решенный тест	5	8	11	14	17	20

2. Критерии оценки выполнения лабораторной работы

10 баллов выставляется, если отчет по работе сдан вовремя, ошибки и недочеты отсутствуют, расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

8 баллов выставляется, если отчет по работе сдан вовремя, но имеются отдельные недочеты, в целом расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

5 баллов выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины; в отчете имеются отдельные недочеты, но в целом расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание обозначений, формул и уравнений реакций.

3 балла выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины, имеются недочеты, ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций.

0 баллов - если отчет по работе не сдан или работа не выполнена без уважительной причины.

Критерии оценки выполнения индивидуального расчетно-теоретического задания

20 баллов – даны четкие, полные, правильные ответы на теоретические вопросы; материал изложен логично, грамотно, ошибки и недочеты отсутствуют, расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций;

15 баллов – ответы на теоретические вопросы недостаточно полные; материал изложен логично, грамотно, но имеются отдельные неточности; расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций;

10 баллов – ответы на теоретические вопросы недостаточно полные; имеются отдельные ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций, обозначениях, формулах, ответах на вопросы, выводах;

5 баллов – ответы на теоретические вопросы даны частично, материал изложен неполно, непоследовательно, допущены грубые ошибки в терминологии, обозначениях, формулах; имеются ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций, выводах.

Типовые контрольные задания и методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

1) Типовое тестовое задание (Раздел 1)

1. Нормальность раствора KNO_3 с молярной концентрацией 1,25 моль/л равна ___ моль/л эквив-тов (г-экв/л)
1) 1,25 2) 2,5 3) 5
2. Масса кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления 1000 граммов раствора с массовой долей безводной соли 2,5 %, равна ...
1) 9,3 г 2) 25 г 3) 67,5 г 4) 106 г
3. В растворе хлорида натрия объемом 2,5 л и концентрацией 0,2 моль/л содержится ___ г растворенного вещества.
1) 58,5 2) 5,85 3) 29,25 4) 2,925
4. Как соотносятся друг с другом осмотические давления (при 25°C) растворов сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (P_1) и глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (P_2), содержащие по 180 г растворенного вещества в 1 л раствора?
1) $P_2 > P_1$ 2) $P_2 < P_1$ 3) $P_2 = P_1$
5. Как соотносятся температуры кристаллизации 0,1% (по массе) растворов альбумина ($M_1 = 68000 \text{ г/моль}$) (t_1) и формалина ($M_2 = 30 \text{ г/моль}$) (t_2)?
1) $t_1 < t_2$ 2) $t_1 > t_2$ 3) $t_1 = t_2$
6. В 0,5 л раствора NaOH ($\alpha = 1$), имеющего pH 13, содержится ___ моль гидроксида натрия.
1) 0,05 2) 0,1 3) 0,13 4) 1,3
7. Раствор $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в воде имеет значение pH ...
1) > 7 2) < 7 3) ≈ 7

8. Выражение произведения растворимости справедливо для вещества ...

- 1) HCl 2) AgCl 3) NaCl 4) AgNO₃

Ключ: 1-1, 2-3, 3-3, 4-1, 5-1, 6-1, 7-4, 8-2

2) Типовое тестовое задание (Раздел 2)

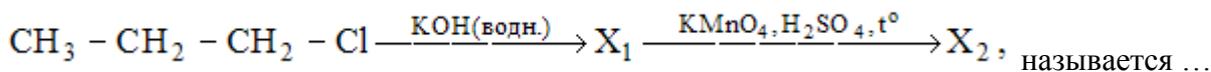
1. Расположите соединения в порядке уменьшения их температуры плавления.

- 1) этанол 2) пропанол-1 3) фенол 4) метанол

2. Вещество состава C₅H₁₀, которое вступает в реакцию с аммиачным раствором оксида серебра, называется...

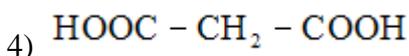
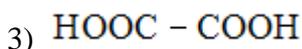
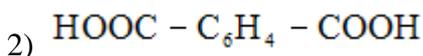
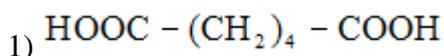
- 1) пентадиен – 1,3 2) пентин – 2 3) 2 – метилбутадиен – 1,3 4) 3 – метилбутин – 1

3. Основной продукт X₂, образующийся в результате цепочки превращений



- 1) пропаналь 2) пропановая кислота 3) пропанон 4) пропандиол-1,2

4. Формула карбоновой кислоты, которая используется для получения полиамидных волокон (например, нейлона-6,6), имеет вид ...



5. Взаимодействием сульфата метиламмония с избытком раствора гидроксида натрия можно получить ...

- 1) метилендиамин 2) этилендиамин 3) триметиламин 4) диметиламин

6. В результате количественного анализа был установлен состав неизвестного органического вещества, отвечающий формуле C₃H₈O. Данное вещество может относиться к гомологическим рядам...

Укажите не менее двух вариантов ответа

- 1) насыщенных спиртов 2) сложных эфиров насыщенных карбоновых кислот
3) ненасыщенных спиртов 4) простых эфиров

7. Используя имеющееся на экране монитора оборудование и реактивы, определите формулу органического соединения X, раствор которого находится в склянке. Для выполнения эксперимента в каждую из четырех пустых пробирок, помещенных в штатив, добавьте один или два реагента, находящихся в склянках, а затем раствор органического соединения X. На основании полученных результатов установите формулу органического соединения. В ответе укажите номер формулы органического соединения:

Ключ: 1- (3, 4, 1, 2), 2-4, 3-2, 4-1, 5-1, 6-(1, 4)

3) Пример решения задачи

При какой силе тока можно в течение 1 часа выделить все серебро из 1 л раствора нитрата серебра? C_н AgNO₃ = 0,2 г-экв./л (моль/л эквивалентов)

Решение:

1. Записываем уравнение диссоциации соли AgNO_3 в растворе: $\text{AgNO}_3 \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$

2. Находим количество нитрата серебра, содержащееся в 1 литре раствора:

- в условии задачи дана нормальная концентрация раствора соли, т.е. можно найти количество данной соли в данном объеме раствора (моль эквивалентов):

$$C_H = n_{эВ} / V_P \quad (\text{моль/л}) \quad \square \quad n_{эВ} = C_H V_P = 0,2 \quad (\text{моль эквивалентов})$$

3. Рассчитываем силу тока, необходимую для разложения данного количества соли в течение 1 часа (3600 сек).

- по закону Фарадея: $m = \mathcal{E}It / F$ (где F - число Фарадея = 96 500 Кл/моль)

$$\square I = m / \mathcal{E} \cdot F / t \quad \text{или} \quad I = n_{эВ} \cdot F / t \quad (\text{где } n_{эВ} = m / \mathcal{E} = 0,2)$$

$$I = 0,2 \cdot 96\,500 / 3600 \approx 5,36 \text{ А}$$

4) Примеры лабораторных работ

1. Лабораторная работа к теме №5 «Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.»

Исследование скорости химических реакций и химического равновесия.

Цель работы: изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

План работы.

Опыт 1. Зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ.

В данном опыте мы изменяем концентрацию одного из реагирующих веществ (тиосульфата натрия), путем разбавления исходного раствора тиосульфата водой (согласно Таблице 1). Концентрация серной кислоты (как и температура) остается постоянной.

Используемая реакция:



Задание к опыту 1:

8. Результаты измерений внести в сводную **Таблицу 1** для двух опытов. По полученным данным построить график зависимости скорости v (ось ординат) от относительной концентрации $(a/a+b)$ (ось абсцисс)

Таблица 1

№ большой пробирки	Объем (мл)		Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $a/(a+b)$ (ось X)	Температура T (°C)	Время t (сек)	Скорость хим. реакции $v \cdot 100$ (сек ⁻¹) $v = 100 / t$ (ось Y)
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (a)	H_2O (b)				
1	6	0	1	-		
2	4	2	2/3	-		
3	3	3	1/2	-		
4	2	4	1/3	$T_1 =$		
б/н	2	4	-	$T_2 =$		раствор для опыта 2
б/н	2	4	-	$T_3 =$		раствор для опыта 2

9. Сделать вывод: какая зависимость между концентрацией одного из реагирующих веществ и скоростью протекания реакции (при постоянной температуре) наблюдалась в исследуемом диапазоне концентраций.

Опыт 2. Зависимость скорости гомогенной реакции от температуры.

В данном опыте мы изменяем температуру прохождения реакции путем нагревания растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 (до смешивания), либо в течение некоторого времени (задается преподавателем), либо до определенной температуры. Концентрация растворов остается постоянной.

Задание к опыту 2:

1. Результаты измерений внести в сводную **Таблицу 1** для двух опытов. По полученным данным вычислить три значения температурного коэффициента реакции γ , используя три пары значений T и ν по формуле $\nu(T_x) = \nu(T_y) \cdot \gamma^{\Delta T / 10}$ где $\Delta T = T_x - T_y$ ($T_x > T_y$),

Рассчитать γ средн. (среднее арифметическое значение из полученных).

2. Вычислить скорость данной реакции при T_x (задается преподавателем). За T_y взять любое из трех опытных значений T (см. Таблицу 1). Использовать для расчета скорости найденную величину γ средн.

Опыт 3. Зависимость скорости гетерогенных реакций от площади поверхности реагирующего вещества.

В данном опыте мы исследуем реакцию, протекающую при воздействии раствора соляной кислоты на твердое вещество - карбонат кальция (мел).

Задание к опыту 3:

1. Записать уравнение протекающей химической реакции. Обратима или необратима данная реакция (использовать соответствующий знак)?
2. Сделать вывод: как зависит скорость гетерогенной реакции от площади поверхности реагирующих веществ.

Опыт 4. Смещение химического равновесия вследствие изменения концентраций реагирующих веществ.

В данном опыте мы исследуем систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, используя для этого обратимую реакцию, протекающую в растворе между хлоридом железа (III) и роданидом (тиоцианатом) калия.

Растворы исходных реагентов практически бесцветны (раствор хлорида железа (III) имеет бледно-желтоватую окраску), тогда как один из продуктов реакции – роданид (тиоцианат) железа (III) – придает раствору темно-красный цвет. Поэтому о направлении смещения равновесия можно судить по изменению цвета реакционной смеси.

Задание к опыту 4:

1. Записать уравнение протекающей реакции. Сравнить интенсивность окраски растворов в пробирках с эталоном и внести наблюдения в **Таблицу 2**.

Таблица 2

Номер пробирки	Химическая формула добавляемого вещества	Изменение интенсивности окраски по отношению к эталону (усиление, ослабление)	Направление смещения равновесия (влево, вправо)
1	FeCl_3		
2	KCl		

2. Сделать вывод: как влияет на смещение химического равновесия увеличение концентрации: - исходных реагентов? - продуктов реакции?

2. Лабораторная работа к теме №6 «Природа растворов и ионные реакции.» Исследование процессов гидролиза солей и кислотности растворов.

Цель работы: изучить свойства водных растворов электролитов с использованием цветных индикаторов; влияние гидролиза на величину рН водных растворов солей; влияние температуры на гидролиз.

План работы.

Опыт 1. Определение реакции среды в водном растворе.

В данном опыте мы исследуем водные растворы соляной кислоты, щелочи и дистиллированную воду с помощью следующих индикаторов: универсальный индикатор, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Задание к опыту 1:

1. Составить уравнения диссоциации исследуемых электролитов.
2. Определить реакцию среды в водных растворах электролитов с помощью индикаторов, результаты исследования внести в **Таблицу**.

Таблица

№ серии	Индикатор	Кислота	Дист. вода	Щелочь
		Значение рН для универсального индикатора		
1	Универсальный индикатор			
2	Метиловый оранжевый	Цвет раствора с индикатором		
3	Фенолфталеин			
Среда раствора (кислая, нейтральная, щелочная)				

Ответить на вопросы:

1. С помощью какого (каких) из индикаторов можно определить кислую среду раствора?
2. Фенолфталеин является индикатором на нейтральные, щелочные или кислые растворы?

Задание к опытам 2-6:

- Выполнить предлагаемые эксперименты.
- Записать наблюдения, уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.
- Сделать необходимые выводы о протекании (отсутствии) гидролиза исследуемой соли

Опыт 2. Исследование раствора соли *сильной* кислоты и *сильного* основания (NaCl)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор поваренной соли (хлорида натрия).

Опыт 3. Исследование раствора соли *сильного* основания и *слабой* кислоты (Na₂CO₃)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор карбоната натрия.

Опыт 4. Исследование раствора соли *слабого* основания и *сильной* кислоты (ZnCl₂)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор хлорида цинка.

Опыт 5. Исследование раствора соли *слабого* основания и *слабой* кислоты (NH₄CH₃COO)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор ацетата аммония.

Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза. (Необратимый гидролиз)

В данном опыте мы исследуем реакции, протекающие в водном растворе между солями сульфат алюминия и карбонат натрия (с образованием нерастворимых и газообразных веществ).

Опыт 7. Влияние температуры на гидролиз.

В данном опыте мы исследуем (при помощи индикатора фенолфталеина) процесс гидролиза, протекающий, в водном растворе ацетата натрия при различной температуре.

Задание к опыту 7:

1. Выполнить предлагаемый эксперимент.
2. Записать уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.
3. Записать наблюдения:

Цвет раствора соли с фенолфталеином (*до кипячения*): _____

Среда данного раствора вследствие протекающего гидролиза соли (*кислая или щелочная*)

Как изменилась интенсивность окраски раствора:

в процессе кипячения : (уменьшилась / возросла) \Rightarrow гидролиз (усилился / уменьшился)

после охлаждения : (уменьшилась / возросла) \Rightarrow гидролиз (усилился / уменьшился)

4. Сделать вывод о влиянии температуры на гидролиз.

Примерные промежуточной аттестации:

Раздел 1

1. Понятия: моль; эквивалент. Основные стехиометрические и газовые законы (закон сохранения массы, эквивалентов, кратных отношений, закон Бойля – Мариотта, закон Гей-Люссака, закон Авогадро). Уравнения Клапейрона, Менделеева-Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Закон парциальных давлений.
2. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Характерные свойства.
3. Модели строения атома. Модель атома по Бору. Постулаты Бора. Квантовые числа n , l , m , s . Количество и разновидность электронных орбиталей.
4. Строение электронной оболочки многоэлектронных атомов. Электронные и электронные графические формулы атомов элементов (на примере хлора и марганца в основном и возбужденном состоянии).
5. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Их применение. Принцип Паули. Правило Хунда. Валентные электроны.
6. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Положение металлов и неметаллов в периодической системе элементов. Аномалии в периодической системе элементов (провал электрона, диагональное сходство.). Электронные аналоги.
7. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность как характеристика свойств элемента. Строение ядра атома. Понятие о изотопах и радиоактивности.
8. Химическая связь и способы ее образования. Донорно-акцепторная, ионная связь. Водородная связь, её особенности.
9. Ковалентная связь (простая, кратная, σ -, π -, полярность связи, направленность). Гибридизация электронных орбиталей, геометрическая конфигурация молекул.
10. Комплексные соединения. Их структура, особенности и классификация. Характер связи в комплексных соединениях.
11. Основы термодинамики химических реакций. Термодинамические функции: энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса. Теплота образования.
12. Расчет тепловых эффектов химических реакций (закон Гесса, следствие из закона Гесса).
13. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций.

14. Кинетика химических реакций. Понятие скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции.
15. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации химической реакции. Влияние катализаторов на скорость реакций.
16. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.
17. Растворы. Их характеристика. Растворимость. Способы выражения состава (концентрации) растворов. Кристаллогидраты (понятие, примеры).
18. Коллигативные свойства идеальных растворов. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Кипение и кристаллизация растворов.
19. Растворы электролитов. Диссоциация электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты (привести примеры). Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов. Изотонический коэффициент.
20. Ионно-молекулярная форма записи уравнений реакции. Направление протекания ионных реакций. Произведение растворимости.
21. Диссоциация воды и ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала pH.
22. Гидролиз солей.
23. Свойства кислот оснований и солей с точки зрения ТЭД (теории электролитической диссоциации). Сила кислот и оснований. Амфотерность.
24. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры). Метод электронного баланса. (привести пример).
25. Типичные окислители. Метод ионного баланса (полуреакций) (на примере раствора перманганата калия). Поведение KMnO_4 в различных средах.
26. Типичные восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность) (привести примеры).
27. Гальванический элемент. Принцип действия (привести примеры). ЭДС гальванического элемента. Электродный (окислительно -восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Уравнение Нернста. Стандартный потенциал и таблица стандартных потенциалов. Ряд активности металлов.
28. Процессы электролиза. Их особенности. (Электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом. Порядок восстановления катионов и окисления анионов.)
29. Количественные законы электролиза. (Законы Фарадея.) Примеры процессов электролиза расплавов и растворов.
30. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение атомов. Основные кислородные и водородные соединения, характерные химические свойства.
31. Элементы подгруппы углерода. Строение атомов. Неорганические соединения углерода: диоксид углерода, карбонаты, монооксид углерода. Окислительно-восстановительные свойства.
32. Элементы подгруппы азота. Строение атомов. Обзор химических свойств.
33. Аммиак и соли аммония. Химические свойства (в т.ч. окислительно-восстановительные).
34. Оксиды азота, азотная и азотистая кислоты. Нитраты и нитриты. Химические свойства (в т.ч. окислительно-восстановительные).
35. Кислород и халькогены. Строение атомов. Окислительно-восстановительные свойства.
36. Сероводород и сульфиды. Серная и сернистая кислоты, их соли.
37. Галогены. Строение атомов, природные соединения, получение, физические свойства.
38. Бескислородные и кислородсодержащие кислоты галогенов, их соли.
39. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений.

Тематика расчетных экзаменационных задач (Раздел 1):

1. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций (применение основных стехиометрических и газовых законов).
2. Расчеты термодинамических характеристик химических реакций. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций.
3. Кинетические расчеты (зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры).
4. Расчеты концентрации растворов.
5. Расчеты ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР, растворимость).
6. Электрохимические расчеты (расчеты по уравнению Нернста и закону Фарадея).

Примерные вопросы промежуточной аттестации:

Раздел 2

1. Дисперсные системы. Основные определения. Разновидности дисперсных систем. Классификация.
2. Лиофильные и лиофобные дисперсные системы. Мицелла. Диспергирование и конденсация.
3. Устойчивость и коагуляция лиофобных коллоидов.
4. Теория химического строения органических соединений А.М.Бутлерова.
5. Классификация органических соединений.
6. Функциональные группы в молекулах органических соединений. Примеры.
7. Гомологи и изомеры. Структурная изомерия.
8. Пространственная изомерия. Геометрические и оптические изомеры. Конформеры. Формулы Ньюмена.
9. Понятие о механизме химической реакции. Классификация органических реакций по конечному результату (примеры).
10. Классификация органических реакций: по числу частиц, участвующих в элементарной стадии; по механизму разрыва связей. Радикальные реакции (пример).
11. Ионные реакции. Электрофильные и нуклеофильные (примеры).
12. Номенклатура органических соединений. Примеры применения тривиальной и рациональной номенклатуры. Правила систематической международной номенклатуры «ИЮПАК» (на примере $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-C(CH}_3\text{)=CH}_2$)
13. Взаимное влияние атомов в молекуле. Электронные эффекты. Индуктивный эффект (на примере). Электронодонорные и электроноакцепторные заместители.
14. Взаимное влияние атомов в молекуле. Электронные эффекты. Эффект сопряжения или мезомерный эффект (на примере).
15. Алканы. Строение, изомерия, номенклатура. Основные способы получения и основные химические свойства алканов.
16. Моногалогидные производные алканов (галогидные алкилы). Изомерия, номенклатура. Влияние галогена на реакционную способность галогидных алкилов. Основные способы получения и основные химические свойства.
17. Алкены. Строение, изомерия, номенклатура. Основные способы получения и основные химические свойства алкенов. Качественные реакции на двойную связь.
18. Алкадиены. Строение, номенклатура. Основные способы получения. Эффект сопряжения и его влияние на свойства алкадиенов.
19. Алкины. Строение, изомерия, номенклатура. Основные способы получения и основные химические свойства. Кислотные свойства алкинов.

20. Ароматические углеводороды (бензол и его гомологи). Понятие ароматичности. Строение, номенклатура, изомерия. Основные способы получения и основные химические свойства.
21. Спирты. Классификация, строение, изомерия, номенклатура. Основные способы получения.
22. Спирты. Связь между строением молекулы и свойствами спиртов. Основные химические свойства: реакции по связям О-Н и С-О.
23. Фенолы. Классификация, строение, изомерия, номенклатура. Основные способы получения фенола. Влияние строения фенола на его кислотные свойства. Реакции электрофильного замещения.
24. Альдегиды и кетоны. Классификация, строение, изомерия, номенклатура. Основные способы получения.
25. Основные реакции, характерные для карбонильных соединений (присоединение по карбонильной группе; полимеризация; конденсация; восстановление и окисление.) Качественные реакции на альдегидную группу.
26. Карбоновые кислоты. Классификация, строение, изомерия, номенклатура. Основные химические свойства.
27. Простые и сложные эфиры. Строение, номенклатура. Основные способы получения и наиболее характерные реакции.
28. Жиры и масла. Состав, номенклатура. Физические и химические свойства жиров. Гидролиз, гидрогенизация жидких жиров. Окисление жиров. Воски.
29. Углеводы. Классификация и биологическая роль углеводов. Моносахариды. Оптическая изомерия моносахаридов. Формулы Фишера и Хеуорса.
30. Основные химические свойства моносахаридов (на примере глюкозы).
31. Дисахариды. Строение и свойства сахарозы, лактозы.
32. Полисахариды. Строение и свойства крахмала и целлюлозы.
33. Гидроксикислоты. Строение, оптическая изомерия (на примере молочной кислоты). Химические свойства как бифункциональных соединений. Другие представители класса.
34. Амины. Классификация, номенклатура, строение. Основные химические свойства.
35. Аминокислоты. Классификация, номенклатура, строение, изомерия.
36. Амфотерные свойства аминокислот: реакции за счет карбоксильной группы, реакции за счет аминогрупп. Отношение аминокислот к нагреванию. Пептиды.
37. Белки как представители полипептидов. Характерные реакции белков. (биуретовая, ксантопротеиновая, сульфгидрильная).
38. Гетероциклические соединения на примере простейших представителей. Классификация, номенклатура, общая характеристика, ароматический характер, свойства.
39. Генетическая связь между классами органических соединений.

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ.

ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА

06.03.01 Биология

профиль: Общая биология

(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП		Б1.Б.10					
Дисциплина		Химия					
Курс	1	семестр	1				
Кафедра		Общих дисциплин					
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Иваненко В.И., д.т.н., профессор; Ермакова Э.Г., старший преподаватель					
Общ. трудоемкость _{час/ЗЕТ}		216/6		Кол-во семестров	2	СРС _{общ./тек. сем.}	120/60
ЛК _{общ./тек. сем.}	32/16	ПР/СМ _{общ./тек. сем.}	32/16	ЛБ _{общ./тек. сем.}	32/16	Форма контроля	Экзамен

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

(код, наименование)

ОПК-2 - способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения

Код формируемой компетенции	Содержание задания	Количество мероприятий	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
<i>Вводный блок</i>				
Не предусмотрен				
<i>Основной блок</i>				
ОПК-2	Тестирование	5	20	В течение семестра в рамках учебного расписания
ОПК-2	Лабораторная работа	7	28	
ОПК-2	Решение задач	6	12	
Всего:			60	
	Экзамен	Вопрос 1	15	В сроки сессии
		Вопрос 2	15	
		Задача	10	
Всего:			40	
Итого:			100	
<i>Дополнительный блок</i>				
ОПК-2	Индивидуальное расчетно-теоретическое задание		20	По согласованию с преподавателем
Всего:			20	

Шкала оценивания в рамках балльно-рейтинговой системы МАГУ: «2» - 60 баллов и менее, «3» - 61-80 баллов, «4» - 81-90 баллов, «5» - 91-100 баллов.

ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА
06.03.01 Биология
профиль: Общая биология

(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП		Б1.Б.10	
Дисциплина		Химия	
Курс	1	семестр	2
Кафедра		Общих дисциплин	
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Маслобоева С.М., к.т.н., доцент Ермакова Э.Г., старший преподаватель	
Общ. трудоемкость _{час/ЗЕТ}	216/6	Кол-во семестров	2
СРС _{общ./тек. сем.}		120/60	
ЛК _{общ./тек. сем.}	32/16	ПР/СМ _{общ./тек. сем.}	32/16
ЛБ _{общ./тек. сем.}	32/16	Форма контроля	Экзамен

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

(код, наименование)

ОПК-2 - способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения

Код формируемой компетенции	Содержание задания	Количество мероприятий	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
<i>Вводный блок</i>				
Не предусмотрен				
<i>Основной блок</i>				
ОПК-2	Лабораторная работа	4	40	В течение семестра в рамках учебного расписания
ОПК-2	Тестирование	1	20	В последнюю неделю семестра в рамках учебного расписания
Всего:			60	
Экзамен		Вопрос 1	20	В сроки сессии
		Вопрос 2	20	
Всего:			40	
Итого:			100	
<i>Дополнительный блок</i>				
ОПК-2	Индивидуальное расчетно-теоретическое задание		20	По согласованию с преподавателем
Всего:			20	

Шкала оценивания в рамках балльно-рейтинговой системы МАГУ: «2» - 60 баллов и менее, «3» - 61-80 баллов, «4» - 81-90 баллов, «5» - 91-100 баллов.