

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ).

Общие сведения

1.	Кафедра	физики, биологии и инженерных технологий
2.	Специальность	21.05.04 Горное дело, специализация №6 «Обогащение полезных ископаемых»
3.	Дисциплина (модуль)	Б1.Б.9 Химия
4.	Количество этапов формирования компетенций (ДЕ, разделов, тем и т.д.)	10

Перечень компетенций

- готовность с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений твердых полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр (ОПК-4)

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:	
<i>1. Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.</i>	ОПК-4	предмет изучения и основные понятия химии (элемент, атом, молекула, количество вещества и т. п.); основные стехиометрические законы; важнейшие классы и номенклатуру неорганических веществ	определить класс вещества по его формуле, дать название; написать и уравнять уравнение химической реакции	основными приемами и навыками решения задач (стехиометрическими расчетами)	Тест Решение задач Решение кейса
<i>2. Строение атома и периодическая система.</i>	ОПК-4	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		Тест
<i>3. Химическая связь и строение молекул.</i>	ОПК-4	основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова; основные виды и типы химической связи, механизм образования связи; 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		Тест Решение кейса Решение задач
<i>4. Основы химической термодинамики.</i>	ОПК-4	основные термодинамические функции; закон Гесса, следствие из закона Гесса	рассчитать термодинамические характеристики, тепловой эффект химического процесса (реакции);	навыками термодинамических расчетов; термодинамическим методом определения возможности (и направления) протекания химической реакции	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы Решение кейса Решение задач Тест

5. Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-4	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	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы Решение задач Тест
6. Растворы. Дисперсные системы	ОПК-4	Классификацию и способы выражения концентрации растворов, свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов, типы ионных реакций в растворах, понятия электролитической диссоциации, кислотности (щелочности) растворов, растворимости, гидролиза. Понятие и классификацию дисперсных систем; понятие поверхностного натяжения, адсорбции, ПАВ; свойства коллоидных растворов	определять: силу электролита, кислотность (щелочность) раствора с помощью индикаторов, возможность протекания гидролиза конкретной соли	навыками расчетов концентрации растворов, ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР, растворимость); навыками записи ионно-молекулярной формы уравнения реакции	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы Решение кейса Тест
7. Окислительно-восстановительные процессы.	ОПК-4	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 метода электронного баланса для уравнивания ОВР	Выполнение, расчет и оформление 2-х лабораторных работ Решение задач
8. Электрохимические процессы.	ОПК-4	Понятие электродного потенциала металла, 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	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы Решение задач. Тест
9. Методы анализа.	ОПК-4	Понятие химической идентификации (качественного анализа); количественный анализ: основные химические, физико-химические и физические (инструментальные) методы	оценить возможность использования определенного метода анализа для решения конкретной практической задачи		Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы

<i>10. Химия элементов.</i>	ОПК-4	Место расположения конкретных металлов и неметаллов в ПС, применение неметаллов в горном деле, классификацию металлов, хим. процессы получения из руд; процессы комплексообразования	определять свойства элементов, в том числе склонность к комплексообразованию, исходя из их места в ПС		Выполнение и оформление лабораторной работы Решение задач
-----------------------------	-------	--	---	--	--

Критерии и шкалы оценивания

1. Тест

Процент правильных ответов	До 50	50-64	65-84	85-100
Количество баллов за решенный тест	0	1	2	3

2. Решение кейса

Баллы	Критерии оценивания
3	<ul style="list-style-type: none">– кейс решен верно;– изложение материала логичное, грамотное, без ошибок;– свободное владение терминологией, знание формул и обозначений;– умение высказывать и обосновать свои суждения;– ответ на теоретические вопросы четкий, полный, правильный;– в ответе организована связь теории с практикой.
2	<ul style="list-style-type: none">– кейс решен верно;– владение терминологией, знание формул и обозначений с отдельными неточностями;– содержание и форма ответа имеют отдельные неточности.
1	<ul style="list-style-type: none">– в решении кейса допущены незначительные ошибки или кейс решен верно, но не полностью;– владение терминологией, знание формул и обозначений с отдельными неточностями;– содержание и форма ответа имеют отдельные неточности;– ответ недостаточно полный.
0,5	<ul style="list-style-type: none">– в решении кейса допущены ошибки;– студент излагает материал неполно, допускает неточности в определении понятий, написании формул и обозначений, не может обосновать свои суждения.– обнаруживается недостаточно глубокое понимание изученного материала.
0	<ul style="list-style-type: none">– отсутствуют необходимые теоретические знания; допущены грубые ошибки в написании формул и обозначений, в определении понятий, искажен их смысл, не решен кейс;– в ответе студента проявляется незнание основного материала учебной программы, допускаются грубые ошибки в изложении, не может применять знания для решения кейса.

3. 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 грубые ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.

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

4. Критерии оценки оформления лабораторной работы

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

4 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.

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

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

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

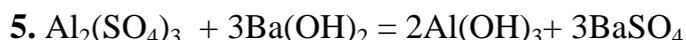
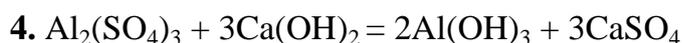
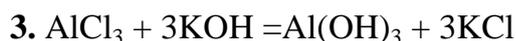
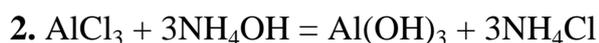
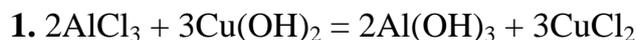
Типовые контрольные задания и методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

1) Типовое тестовое задание

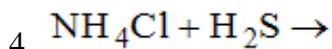
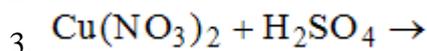
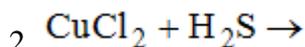
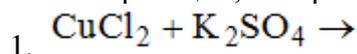
1. Укажите слабый электролит.

1. KCl 2. HCl 3. NaOH 4. HCN 5. Ba(OH)₂

2. Укажите молекулярную форму для краткого ионно-молекулярного уравнения



3. Уравнение реакции, которая в водном растворе протекает практически до конца, имеет вид...



4. Два разбавленных раствора сахара имеют молярные концентрации C_{m1} и C_{m2} . Укажите верное утверждение для этих растворов, если $C_{m1} < C_{m2}$

1. Первый раствор кипит при более высокой, а замерзает при более низкой температуре.

2. Оба раствора имеют одинаковые температуры кипения и замерзания.
3. Первый раствор кипит и замерзает при более высоких температурах.
4. Первый раствор кипит при более низкой температуре, а замерзает при более высокой.
5. Второй раствор кипит и замерзает при более высоких температурах.

5. Раствор соляной кислоты имеет $pH = 1$. Концентрация кислоты в растворе при 100% диссоциации равна _____ моль/л

- 1) 0,01 2) 0,1 3) 0,001 4) 0,05

6. В растворе хлорида бария значение pH ...

- 1) равно 7 2) больше 7 3) меньше 7
4) меняется от 0 до 7 в зависимости от концентрации раствора

7. Выражение произведения растворимости справедливо для вещества ...

- 1) HCl 2) $AgCl$ 3) $NaCl$ 4) $AgNO_3$

8. Значение pH раствора, в 0,5 литра которого содержится 0,001 моль уксусной кислоты

($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$), равно ...

- 1) 5,72 ; 2) 3,72 ; 3) 7,44 ; 4) 10,28

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

2) Пример решения задачи

При какой силе тока можно в течение 1 часа выделить все серебро из 1 л раствора нитрата серебра? $C_H AgNO_3 = 0,2$ г-экв./л (моль/л эквивалентов)

Решение:

1. Записываем уравнение диссоциации соли $AgNO_3$ в растворе: $AgNO_3 \leftrightarrow Ag^+ + NO_3^-$

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):

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

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)

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

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

3) Пример кейса

Промышленное получение некоторых простых веществ (металлов, водорода и др.) основано на окислительно-восстановительных реакциях их оксидов с углеродом, в которых углерод является и реагентом-восстановителем, и реагентом-источником тепловой энергии. Другие методы их получения и дальнейшее использование образующихся продуктов

определяются их физическими, химическими свойствами и условиями проведения реакций. В процессе получения меди в промышленности используется реакция угля с оксидом меди (II): $C + CuO = Cu + CO$. Теплота, необходимая для осуществления процесса, обеспечивается горением углерода. Энтальпии образования оксида меди (II), угарного и углекислого газов равны: -162, -111 и -394 кДж/моль соответственно. Найти массу углерода (кг) необходимую для получения 1280 кг меди (потери углерода на побочные процессы пренебречь).

Этапы решения кейса:

1. знакомство с ситуацией, ее особенностями (углерод расходуется в двух процессах: 1 — восстановление меди из оксида, 2 — горение углерода)
2. выделение основной проблемы (вопроса), требующей решения (необходимо учесть суммарный расход углерода)
3. предложение одного или нескольких вариантов решения (последовательности действий) с теоретическим обоснованием такового (таковых) (один из вариантов: **1.** — найти массу углерода, необходимую для получения заданной массы меди (процесс 1), **2.** — найти изменение энтальпии (тепловой эффект) процесса 1, **3.** - найти тепловой эффект процесса 2* при количестве углерода 1 моль (12г), **4.** - найти массу углерода, процесс горения которой (процесс 2) обеспечит осуществление процесса 1, **5.** найти суммарную массу углерода, израсходованную в процессах 1 и 2)
4. выбор варианта решения и решение кейса (формулы и расчеты)

Тематика зачетного задания

1. Классификация веществ. (Даны формулы основания и кислоты. Дайте названия основания и кислоты. Приведите их структурные формулы. Приведите формулы всех возможных солей (средних, кислых, основных), которые могут образоваться при реакции нейтрализации между этими веществами. Дайте названия солей.)
2. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций (применение основных стехиометрических и газовых законов) — задача
3. Строение атома и периодическая система. (Приведите электронную и электронно-графическую формулу в исходном и полностью возбужденном состоянии для элемента ____ (указан № элемента в периодической системе Д.И.Менделеева), укажите положение в периодической системе (период, группа, подгруппа), число протонов и нейтронов в ядре, общее число электронов и уровней, число электронов на внешнем уровне, число и расположение валентных электронов, свойства элемента (металл, неметалл, переходный)
4. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций — задача
5. Способы выражения концентрации растворов (расчеты) — задача

Вопросы к экзамену

1. Количество вещества, единицы измерения. Основные количественные (стехиометрические) законы и их применение (сохранения массы, сохранения энергии, постоянства состава, кратных отношений, закон Авогадро, эквивалентов, газовые законы; уравнения Клапейрона, Менделеева-Клапейрона; парциальное давление газа в смеси, закон парциальных давлений).
2. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Характерные свойства на примере отдельных представителей различных классов.
3. Модель атома по Бору. Постулаты Бора. Квантовые числа n , l , m , s . Количество и разновидность электронных орбиталей. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Их применение. Принцип Паули. Правило Хунда (Гунда). Электронные и электронно-графические формулы атомов элементов (на примере). Валентные электроны.

4. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Положение металлов и неметаллов в периодической системе элементов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Аномалии в периодической системе элементов (провал электрона, диагональное сходство.). Электронные аналоги.
5. Химическая связь: определение, основные виды, характеристики. Механизм образования связи (обменный, донорно-акцепторный). Ионная связь. Водородная связь, её особенности. Металлическая связь.
6. Ковалентная связь с точки зрения метода валентных связей, ее особенности (простая, кратная; типы связи (σ -, π - и δ - связь); полярность связи, направленность, насыщенность). Гибридизация электронных орбиталей, геометрическая конфигурация молекул.
7. Комплексные соединения. Их структура, особенности и классификация. Характер связи в комплексных соединениях. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости.
8. Основы термодинамики химических реакций, основные термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Энтальпия (теплота) образования. Расчет тепловых эффектов химических реакций (закон Гесса, следствие из закона Гесса).
9. Основы термодинамики химических реакций, основные термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.
10. Кинетика химических реакций: понятие скорости химической реакции; факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции. Кинетические уравнения. Их применение.
11. Влияние температуры на скорость реакции. Теория активных столкновений, энергия активации химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость реакций. Виды катализа.
12. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия, константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.
13. Растворы. Классификация. Способы выражения состава (концентрации) растворов.
14. Коллигативные свойства идеальных растворов. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Кипение и кристаллизация растворов.
15. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты (привести примеры). Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов.
16. Типы ионных реакций в растворах (привести примеры). Направление протекания ионных реакций. Правила записи уравнений химической реакции в ионно-молекулярной форме. Понятие произведения растворимости. Равновесие в растворах электролитов. Понятие активности. Равновесие в растворах слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация.
17. Диссоциация воды. Понятие кислотности и щелочности растворов. Мера силы кислот и оснований. Водородный показатель и шкала рН. Методы измерения рН.
18. Гидролиз солей. Его особенности. Количественные показатели гидролиза. Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты (на примере карбоната натрия). Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты (на примере хлорида цинка). Взаимный гидролиз (на примере цианида аммония). Необратимый гидролиз (на примере хлорида алюминия).
19. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Процессы окисления и восстановления. Метод электронного баланса.
20. Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры). Типичные окислители (привести примеры). Типичные восстановители (привести примеры). Окислительно-восстановительная амфотерность.
21. Гальванический элемент. Принцип действия (на примере элемента Даниэля-Якоби). ЭДС гальванического элемента. Электродный потенциал металла. Его сущность. Уравнение Нернста. Стандартный потенциал и таблица стандартных потенциалов. Электродный

(окислительно -восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ.

22. Процессы электролиза. Их особенности (электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов).
23. Количественные законы электролиза (законы Фарадея). Коррозия металлов. Её разновидности. Методы защиты металлов от коррозии.
24. Обзор методов химического анализа. Весовой и объёмный методы анализа.
25. Физико-химические методы анализа.
26. Дисперсные системы.
27. Учение о поверхностном натяжении. Адсорбционные процессы.
28. Коллоидные растворы. Их свойства. Процессы коагуляции.
29. Галогены. Строение атомов, природные соединения, получение, физические свойства. Применение галогенов и их соединений.
30. Галогены. Их химические свойства.
31. Водородные соединения галогенов. Их химические свойства.
32. Кислородные соединения галогенов. Их химические свойства.
33. Подгруппа азота. Строение атомов. Обзор химических свойств.
34. Азот. Его химические свойства.
35. Водородные соединения азота. Их химические свойства.
36. Кислородные соединения азота. Их химические свойства.
37. Металлы. Положение в периодической системе. Распространенность в природе. Методы получения металлов из руд.
38. Электрохимические свойства металлов. Ряд активности металлов.
39. Кислотные и щелочные аккумуляторы. Принцип их действия.

Тематика расчетных экзаменационных задач и типы уравнений реакций:

1. Уравнения обменных реакций в растворах электролитов.
2. Расчеты ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР, растворимость).
3. Уравнения реакций гидролиза солей.
4. Уравнения окислительно-восстановительных реакций.
5. Схемы гальванических элементов.
6. Уравнения реакций процесса электролиза.
7. Электрохимические расчеты.
8. Уравнения диссоциации комплексных соединений.