

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

1. Общие сведения

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	05.03.01 Геология
3.	Направленность (профиль)	Геофизика
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2019

2. Перечень компетенций

– владение представлениями о современной научной картине мира на основе знаний ных положений философии, базовых законов и методов естественных наук (ОПК-2).

3. 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:	
1. Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.	ОПК-2	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. Практическая работа (решение задач)
2. Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.	ОПК-2	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		Практическая работа (решение задач) Тест.
3. Химическая связь и строение молекул.	ОПК-2	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	навыками термодинамических расчетов; термодинамическим методом определения возможности (и направления) протекания химической реакции; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Практическая работа (решение задач)
4. Основы химической термодинамики.	ОПК-2	основные термодинамические функции; закон Гесса, следствие из закона Гесса	рассчитать термодинамические характеристики, тепловой эффект химического процесса (реакции);		Лабораторная работа Практическая работа (решение задач) Тест
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,	применять: кинетические уравнения для расчета скорости реакции, правило Вант-Гоффа для расчета температурного коэффициента, принцип Ле-Шателье для определения	навыками практического определения и расчета скорости химической реакции и температурного коэффициента ; приемами работы с простейшим	Лабораторная работа Практическая работа (решение задач) Тест

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	Уметь:	Владеть:	
		уравнение Аррениуса, понятие энергии активации, роль катализатора в химических процессах. Понятие химического равновесия, принцип Ле-Шателье	смещения химического равновесия	лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	
6. Природа растворов и ионные реакции.	ОПК-2	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.	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; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторная работа Практическая работа (решение задач Тест.
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 метода электронного баланса для уравнивания ОВР; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторная работа Практическая работа (решение задач
8. Электрохимические процессы.	ОПК-2	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	Практическая работа (решение задач

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	Уметь:	Владеть:	
9. Строение вещества.	ОПК-2	Влияние характера химической связи на химические свойства вещества. Зонная теория. Виды межмолекулярных взаимодействий. Агрегатные состояния вещества.	объяснить: электропроводность и пластичность металлов; проявления и природу межмолекулярных взаимодействий; агрегатные состояния веществ с позиций химических связей	приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Практическая работа (решение задач)
10. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния.	ОПК-2	Основные определения (гомо- и гетерогенная системы, фаза, фазовое равновесие, компонент системы, степень свободы...). Правило фаз Гиббса. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем. Понятия эвтектики и перитектики.	объяснить отличие фазовых переходов первого и второго рода, привести примеры различных диаграмм состояния		
11. 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		Лабораторная работа Практическая работа (решение задач)
12. Химия элементов.	ОПК-2	Место расположения металлов и неметаллов в ПС, основные химические свойства и соединения.	определять свойства элементов и их соединений, исходя из их места в ПС		Тест
13. Основные методы химического исследования веществ и соединений. Химический, физико-химический и физический анализ.	ОПК-2	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		Лабораторная работа

4. Критерии и шкалы оценивания

4.1. Тест

Процент правильных ответов	45-64	65-84	85-100
Количество баллов за решенный тест	0	1	2

4.2. Практическая работа (решение задач)

3 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.

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

1 балл – если студент не решил предложенную задачу или неверно указал варианты решения.

4.3. Лабораторная работа

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

2 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.

1 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.

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

5. 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

5.1. Примеры тестовых заданий

Типовое тестовое задание к теме №1

- Соединение KH_2PO_4 относится к классу(-ам):
 - кислот
 - оснований
 - гидроксидов
 - солей
- * Какие из солеобразующих оксидов относятся к кислотным?
 - BeO
 - CaO
 - Cl_2O_7
 - SO_3
 - N_2O
- * К классу солей относятся :
 - NaCl
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - HBr
 - Cr_2O_3
 - KNO_2
- * Гидроксид натрия реагирует с...
 - HNO_3
 - CaO
 - CO_2
 - CuSO_4
- * К сильным кислотам относятся...
 - HCl
 - H_2S
 - HNO_3
 - KH
- * Соединение SF_6 относится к ...
 - сульфидам
 - галогенидам
 - фторидам
 - сульфитам

* - вопрос имеет несколько ответов

Ключ: 1-4; 2-3,4; 3-1,5; 4-1,3,4; 5-1,3; 6-2,4

Типовое тестовое задание к теме №6

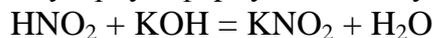
1. Укажите слабый электролит.

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

2. Наибольшее число ионов образуется при диссоциации в воде 1 моль соли, формула которой ...

1.: CaCl₂ 2.: FeSO₄ 3.: FeCl₃ 4.: Ca(NO₃)₂

3. Укажите краткую ионно-молекулярную форму для молекулярного уравнения



1. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{H}^+ + \text{KOH} = \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$ 3. $\text{HNO}_2 + \text{OH}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

4. $\text{HNO}_2 + \text{KOH} = \text{K}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ 5. $\text{HNO}_2 + \text{K}^+ + \text{OH}^- = \text{K}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

4. Укажите молекулярную форму для краткого ионно-молекулярного уравнения



1. $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}(\text{OH})_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CuCl}_2$ 2. $\text{AlCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{OH} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$

3. $\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$ 4. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CaSO}_4$

5. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{BaSO}_4$

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

1. $\text{CuCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 2. $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

6. С каким из перечисленных веществ не взаимодействует Na₂S?

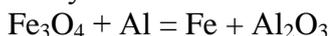
1. CuSO₄ 2. AgNO₃ 3. HCl 4. NH₄Cl 5. Pb(NO₃)₂

Ключ: 1-4, 2-3, 3-3, 4-3, 5-2, 6-4

5.2. Типовые примеры решения задач

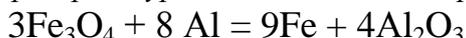
Пример решения задачи к теме №1

Какая масса Fe₃O₄ необходима для получения 500г железа по реакции:



Решение:

1. Проверяем уравнение химической реакции, при необходимости уравниваем:



2. Устанавливаем, массы каких веществ заданы по условию задачи, массы каких веществ нужно определить:

$m_{\text{Fe}} = 500\text{г}$ $m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = ?$

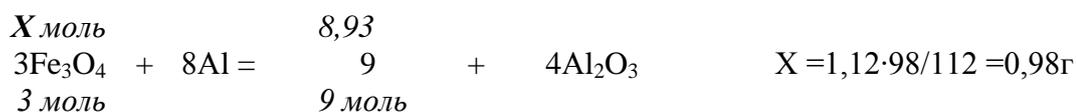
3. Рассчитываем значения молярных масс (M) для этих веществ (г/моль):

$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ г/моль}$ $M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 232 \text{ г/моль}$

4. Вычисляем количество вещества (V), соответствующее заданным по условию задачи

массам (моль): $V_{\text{Fe}} = 500/56 = 8,93 \text{ моль}$

5. По уравнению химической реакции рассчитываем количество искомого вещества (моль):



$V_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = X = 3 \cdot 8,93 / 9 = 2,98 \text{ моль}$

6. Находим массу $m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$, соответствующую данному количеству вещества: (г)

$$m \text{ Fe}_3\text{O}_4 = \nu \text{ Fe}_3\text{O}_4 \cdot M \text{ Fe}_3\text{O}_4 = 2,98 \cdot 232 = \mathbf{691,36 \text{ г}}$$

Пример решения задачи к теме №8

При какой силе тока можно в течение 1 часа выделить все серебро из 1 л раствора нитрата серебра? $C_{\text{н}} \text{ AgNO}_3 = 0,2 \text{ г-экв./л}$ (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):

$$C_{\text{н}} = n_{\text{эВ}} / V_{\text{р}} \text{ (моль/л)} \Rightarrow n_{\text{эВ}} = C_{\text{н}} V_{\text{р}} = \mathbf{0,2} \text{ (моль эквивалентов)}$$

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

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

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

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

5.3. 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:

1. 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

2. 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 v по формуле $v_{(Tx)} = v_{(Ty)} \cdot \gamma^{\Delta T/10}$ где $\Delta T = Tx - Ty$ ($Tx > Ty$), 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 pH 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 pH 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:

1. Выполнить предлагаемые эксперименты.
2. Записать наблюдения, уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

3. 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) ⇒ гидролиз (усилился / уменьшился)

после охлаждения : (уменьшилась / возросла) ⇒ гидролиз (усилился / уменьшился)

4. Сделать вывод о влиянии температуры на гидролиз.

Тематика зачетного задания

1. Классификация веществ: Дана формула оксида. Приведите название оксида, укажите его тип. Напишите уравнения характерных реакций.
2. Классификация веществ: Даны формулы основания и кислоты. Приведите названия основания и кислоты, их структурные формулы. Приведите формулы всех возможных солей (средних, кислых, основных), которые могут образоваться при реакции нейтрализации между этими веществами. Дайте названия солей.)
3. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций (применение основных стехиометрических и газовых законов) — задача.
4. Способы выражения концентрации растворов (расчеты) — задача.

5.4. 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. Влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Ионная связь. Особенности соединений с ионной связью.
6. Водородная связь, её особенности. Влияние водородных связей на свойства веществ. Особенности химической связи в металлах. Зонная теория; объяснение электропроводности металлов зонной теорией.
7. Ковалентная связь с точки зрения метода валентных связей, ее особенности (простая, кратная; типы связи (σ -, π - и δ - связь); полярность связи, направленность, насыщенность). Механизм образования связи (обменный, донорно-акцепторный).
8. Понятие о гибридизации орбиталей и геометрической конфигурации молекул.
9. Межмолекулярные взаимодействия, их проявления, природа (ориентационный, индукционный и дисперсионный эффект) и энергия.
10. Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Классификация агрегатных состояний вещества.
11. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами. Полиморфизм. Элементы молекулярно-кинетической теории.
12. Комплексные соединения. Их структура, особенности и классификация. Характер связи в комплексных соединениях. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости.
13. 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).

14. Основы термодинамики химических реакций, основные термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.
15. Кинетика химических реакций: понятие скорости химической реакции; факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции. Кинетические уравнения. Их применение.
16. Влияние температуры на скорость реакции. Теория активных столкновений, энергия активации химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость реакций. Виды катализа.
17. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия, константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.
18. Растворы. Классификация. Способы выражения состава (концентрации) растворов.
19. Коллигативные свойства идеальных растворов. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Кипение и кристаллизация растворов.
20. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты (привести примеры). Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов.
21. 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.
22. Диссоциация воды. Понятие кислотности и щелочности растворов. Мера силы кислот и оснований. Водородный показатель и шкала рН. Методы измерения рН.
23. 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).
24. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Процессы окисления и восстановления. Метод электронного баланса.
25. Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры). Типичные окислители (привести примеры). Типичные восстановители (привести примеры). Окислительно-восстановительная амфотерность.
26. 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.
27. Процессы электролиза. Их особенности (электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов).
28. Количественные законы электролиза (законы Фарадея). Коррозия металлов. Её разновидности. Методы защиты металлов от коррозии.
29. Условие равновесия фаз. Существование фаз. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса.
30. Фазовые переходы. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
31. Равновесие между фазами и различные виды диаграммы состояния.
32. Системы, образующие твердые растворы, и химические соединения с конгруэнтной и неконгруэнтной точкой плавления.
33. Эвтектическая и перитектическая точки на диаграммах состояния.
34. Обзор методов химического анализа. Весовой и объёмный методы анализа.
35. Физико-химические методы анализа.

36. Галогены. Строение атомов. Химические свойства, основные природные соединения.
37. Кислород и халькогены. Строение атомов. Химические свойства, основные природные соединения.
38. Подгруппа азота. Строение атомов. Химические свойства, основные природные соединения.
39. Элементы подгруппы углерода. Строение атомов. Химические свойства, основные природные соединения.
40. Металлы: их классификация, строение атомов, характерные химические свойства, распространенность в природе.
41. Электрохимические свойства металлов. Ряд активности металлов.
42. Кислотные и щелочные аккумуляторы. Принцип их действия.

Тематика расчетных экзаменационных задач и типы уравнений реакций:

1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры (расчеты)
2. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций (термохимические расчеты)
3. Уравнения обменных реакций в растворах электролитов.
4. Расчеты ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР, растворимость).
5. Уравнения реакций гидролиза солей.
6. Уравнения окислительно-восстановительных реакций.
7. Схемы гальванических элементов.
8. Уравнения реакций процесса электролиза.
9. Электрохимические расчеты.
10. Уравнения диссоциации комплексных соединений.

**ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ
ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА
05.03.01 Геология
направленность (профиль) «Геофизика»**

(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП		Б1.Б.14	
Дисциплина		Химия	
Курс	1	семестр	1
Кафедра		Общих дисциплин	
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Иваненко Владимир Иванович, д-р техн.наук, доцент кафедры общих дисциплин; Ермакова Эльвира Геннадьевна, старший преподаватель кафедры общих дисциплин	
Общ. трудоемкость _{час/ЗЕТ}		216/6	Кол-во семестров
			1
		Форма контроля	экзамен
ЛК _{общ./тек. сем.}	16/16	ПР/СМ _{общ./тек. сем.}	16/16
		ЛБ _{общ./тек. сем.}	8/8
		СРС _{общ./тек. сем.}	140/140

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

владение представлениями о современной научной картине мира на основе знаний основных положений философии, базовых законов и методов естественных наук (ОПК-2).

Код формируемой компетенции	Содержание задания	Количество мероприятий	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
<i>Вводный блок</i>				
Не предусмотрен				
<i>Основной блок</i>				
ОПК-2	Тест	6	12	В течение семестра
ОПК-2	Практическая работа (решение задач)	10	30	В течение семестра
ОПК-2	Лабораторная работа	6	18	
Всего:			60	
ОПК-2	Экзамен		1 вопрос - 15 2 вопрос - 15 задача - 10	По расписанию
Всего:			40	
Итого:			100	
<i>Дополнительный блок</i>				
ОПК-2	Тест		10	По согласованию с преподавателем
ОПК-2	Выполнение индивидуального расчетно-теоретического задания		10	По согласованию с преподавателем
Всего баллов по дополнительному блоку:			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.