

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

1. Общие сведения

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	16.03.01 техническая физика
3.	Направленность (профиль)	Теплофизика
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	заочная
6.	Год набора	2015

2. Перечень компетенций

- | |
|--|
| – способность осуществлять поиск, хранение, обработку и анализ информации из различных источников и баз данных, представлять ее в требуемом формате с использованием информационных, компьютерных и сетевых технологий (ОПК-1) |
|--|

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-1	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 Групповая дискуссия
2. Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.	ОПК-1	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		
3. Химическая связь и строение молекул.	ОПК-1	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 задач Групповая дискуссия
4. Основы химической термодинамики.	ОПК-1	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; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Тест Решение задач Групповая дискуссия

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	Уметь:	Владеть:	
5. Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-1	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-1	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., pH, ПР, растворимость); навыками записи ионно-молекулярной формы уравнения реакции; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Тест Решение задач Групповая дискуссия
7. Окислительно-восстановительные процессы.	ОПК-1	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	Тест Решение задач Групповая дискуссия
8. Электрохимические процессы.	ОПК-1	Понятие электродного потенциала металла, уравнение Нернста, применение таблицы стандартных электродных потенциалов; принцип действия гальванического	написать схему гальванического элемента, уравнения реакций процесса электролиза; определить продукты электролиза	навыками расчета ЭДС гальванического элемента, электрохимических расчетов с использованием закона Фарадея	Тест Решение задач Групповая дискуссия

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	Уметь:	Владеть:	
		элемента; процессы электролиза, особенности и количественные законы			
9. Основные методы химического исследования веществ и соединений. Химический, физико-химический и физический анализ.	ОПК-1	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	приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Тест Решение задач Групповая дискуссия

4. Критерии и шкалы оценивания

4.1. Тест

Процент правильных ответов	До 30	31-44	45-64	65-84	85-100
Количество баллов за решенный тест	0	5	10	15	20

4.2. Решение задач

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

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

10 баллов - если студент решил менее 50% задания

4.3 Групповая дискуссия (устные обсуждения проблемы или ситуации)

Критерии оценивания	Баллы
<ul style="list-style-type: none">• обучающийся ориентируется в проблеме обсуждения, грамотно высказывает и обосновывает свои суждения, владеет профессиональной терминологией, осознанно применяет теоретические знания, материал излагает логично, грамотно, без ошибок;• при ответе студент демонстрирует связь теории с практикой.	20
<ul style="list-style-type: none">• обучающийся грамотно излагает материал; ориентируется в проблеме обсуждения, владеет профессиональной терминологией, осознанно применяет теоретические знания, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности;• ответ правильный, полный, с незначительными неточностями или недостаточно полный.	15
<ul style="list-style-type: none">• обучающийся излагает материал неполно, непоследовательно, допускает неточности в определении понятий, не может доказательно обосновать свои суждения;• обнаруживается недостаточно глубокое понимание изученного материала.	10

4.4. Выполнение индивидуального расчетно-теоретического задания

10 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;

8 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;

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

2 балла – 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.

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. Типовой тест к теме №1

1. Соединение KH_2PO_4 относится к классу(-ам):
1. кислот 2. оснований 3. гидроксидов 4. солей
- 2.* Какие из солеобразующих оксидов относятся к кислотным?
1. BeO ; 2. CaO ; 3. Cl_2O_7 ; 4. SO_3 ; 5. N_2O
- 3.* К классу солей относятся :
1. NaCl 2. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 3. HBr 4. Cr_2O_3 5. KNO_2
- 4.* Гидроксид натрия реагирует с...
1. HNO_3 2. CaO 3. CO_2 4. CuSO_4
- 5.* К сильным кислотам относятся...
1. HCl 2. H_2S 3. HNO_3 4. KH
- 6.* Соединение SF_6 относится к ...
1. сульфидам 2. галогенидам 3. фторидам 4. сульфитам
7. Нитриту натрия соответствует формула:
1) Na_3N 2) NaNO_3 3) NaNO_2 4) NaHSO_3 5) Na_2NO_2

* - вопрос имеет несколько ответов

Ключ к ответам: 1-4; 2-3,4; 3-1,5; 4-1,3,4; 5-1,3; 6-2,4; 7-3

5.2. Типовой тест к теме №6

1. Укажите слабый электролит.
1. KCl 2. HCl 3. NaOH 4. HCN 5. $\text{Ba}(\text{OH})_2$
2. Наибольшее число ионов образуется при диссоциации в воде 1 моль соли, формула которой ...
1.: CaCl_2 2.: FeSO_4 3.: FeCl_3 4.: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
3. Укажите краткую ионно-молекулярную форму для молекулярного уравнения
$$\text{HNO}_2 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

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
$$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$$

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. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

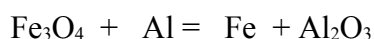
6. С каким из перечисленных веществ не взаимодействует Na_2S ?

1. CuSO_4 2. AgNO_3 3. HCl 4. NH_4Cl 5. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Ключ к ответам: 1-4, 2-3, 3-3, 4-3, 5-2, 6-4

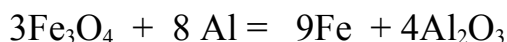
5.3. Типовая задача по теме №1 с решением

Какая масса Fe_3O_4 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:

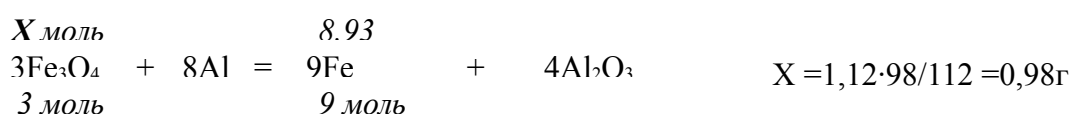
$$m \text{ Fe} = 500\text{г} \qquad m \text{ Fe}_3\text{O}_4 = ?$$

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

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

4. Вычисляем количество вещества (ν), соответствующее заданным по условию задачи массам (моль): $\nu \text{ Fe} = 500/56 = 8,93 \text{ моль}$

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



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

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

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

5.4. Типовая задача по теме №8 с решением

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):

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

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

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

$$\Rightarrow I = m / \mathcal{E} \cdot F / t \quad \text{или} \quad I = n_{эВ} \cdot F / t \quad (\text{где } n_{эВ} = m / \mathcal{E} = 0,2) \Rightarrow I = 0,2 \cdot 96\,500 / 3600 \approx 5,36 \text{ А}$$

5.5. Вопросы к экзамену

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 Гунда. 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. Основы термодинамики химических реакций: термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Теплота образования.
11. Расчет тепловых эффектов химических реакций (закон Гесса, следствие из закона Гесса).
12. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.
13. Кинетика химических реакций: понятие скорости химической реакции; факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции.
14. Влияние температуры на скорость реакции, правило Вант-Гоффа. Энергия активации химической реакции. Влияние катализаторов на скорость реакций.
15. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.
16. Вода и водные растворы. Растворимость. Способы выражения состава (концентрации) растворов.
17. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты (привести примеры).
18. Ионно-молекулярная форма записи уравнений реакции. Направление протекания ионных реакций. Произведение растворимости.

19. Диссоциация воды и ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала рН. Сила кислот и оснований.
20. Гидролиз солей.
21. Свойства кислот оснований и солей с точки зрения ТЭД (теории электролитической диссоциации). Амфотерность.
22. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры).
23. Типичные окислители. Типичные восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность) (привести примеры). Метод электронного баланса. (привести пример).
24. 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.
25. Процессы электролиза. Их особенности (электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов). Количественные законы электролиза (законы Фарадея).
26. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение атомов. Основные кислородные и водородные соединения, характерные химические свойства.
27. Элементы подгруппы углерода. Строение атомов, изменение химических свойств. Химические свойства углерода. Неорганические соединения углерода: диоксид углерода, угольная кислота, карбонаты, гидрокарбонаты, монооксид углерода.
28. Элементы подгруппы азота, строение атомов, изменение химических свойств. Аммиак и соли аммония. Оксиды азота, азотная и азотистая кислоты и их соли. Характерные химические свойства (в т.ч. окислительно-восстановительные).
29. Элементы подгруппы кислорода. Строение атомов. Окислительно-восстановительные свойства. Сероводород и сульфиды. Серная и сернистая кислоты, их соли.
30. Галогены. Бескислородные и кислородсодержащие кислоты хлора, их соли. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений.

Вопросы 26-30 даются для самостоятельного изучения.

5.6 Тематика для групповой дискуссии:

1. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций (применение основных стехиометрических и газовых законов).
2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры
3. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций
4. Способы выражения концентрации растворов
5. Уравнения обменных реакций в растворах электролитов.
6. Расчеты ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР, растворимость).
7. Уравнения реакций гидролиза солей.
8. Уравнения окислительно-восстановительных реакций.
9. Схемы гальванических элементов.
10. Уравнения реакций процесса электролиза.
11. Электрохимические расчеты.

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА

16.03.01 Техническая физика
Направленность (профиль) Теплофизика

(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП		Б1.Б.7	
Дисциплина		Химия	
Курс	1	семестр	1, 2
Кафедра	Общих дисциплин		
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Маслобоева С.М., к.т.н., доцент, ведущий специалист кафедры общих дисциплин Ермакова Э.Г., старший преподаватель кафедры общих дисциплин	
Общ. трудоемкость _{час/ЗЕТ}		108/3	Кол-во семестров
			2
		Форма контроля	Экзамен
ЛК _{общ./тек. сем.}	2/2	ПР/СМ _{общ./тек. сем.}	-/-
		ЛБ _{общ./тек. сем.}	-/-
		СРС _{общ./тек. сем.}	97/97

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

- способность осуществлять поиск, хранение, обработку и анализ информации из различных источников и баз данных, представлять ее в требуемом формате с использованием информационных, компьютерных и сетевых технологий (ОПК-1)

Код формируемой компетенции	Содержание задания	Количество мероприятий	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
Вводный блок				
	Не предусмотрен			
Основной блок				
ОПК-1	Тест	1	20	В течение семестра
ОПК-1	Решение задач	1	20	В течение семестра
ОПК-1	Групповая дискуссия	1	20	В течение семестра
Всего:			60	
ОПК-1	Экзамен	1 вопрос	20	По расписанию
		2 вопрос	20	
Всего:			40	
Итого:			100	
Дополнительный блок				
ОПК-1	Выполнение индивидуального расчетно-теоретического задания		10	По согласованию с преподавателем
Всего:			10	

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.