

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

1. Общие сведения

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	13.03.02 Электроэнергетика и электротехника
3.	Направленность (профиль)	Высоковольтные электроэнергетика и электротехника
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	заочная
6.	Год набора	2017

2. Перечень компетенций

- | |
|---|
| <p>– 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)</p> |
|---|

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.
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. 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 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., рН, ПР, растворимость); навыками записи ионно-молекулярной формы уравнения реакции; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Решение задач. Тест
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
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	Решение задач. Тест 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	Решение кейс-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	1	2	3	4

4.2. Решение задач

2 балла выставляется, если студент верно решил предложенную задачу, предложил различные варианты ее решения (если существует несколько вариантов), аргументировал 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.

4.3. Решение кейс-задач

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

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

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

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.

4.5 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.	2
<ul style="list-style-type: none">• обучающийся грамотно излагает материал; ориентируется в проблеме обсуждения, владеет профессиональной терминологией, осоз-	1

<p>нанно применяет теоретические знания, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности;</p> <ul style="list-style-type: none"> • ответ правильный, полный, с незначительными неточностями или недостаточно полный. 	
<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. 	0

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

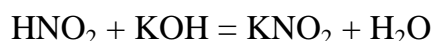
- Соединение KH_2PO_4 относится к классу(-ам):
 - кислот
 - оснований
 - гидроксидов
 - солей
- * Какие из солеобразующих оксидов относятся к кислотным?
 - BeO ;
 - CaO ;
 - Cl_2O_7 ;
 - SO_3 ;
 - N_2O
- * К классу солей относятся :
 - NaCl
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - HBr
 - Cr_2O_3
 - KNO_2
- * Гидроксид 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
- Нитриту натрия соответствует формула:
 - Na_3N
 - NaNO_3
 - NaNO_2
 - NaHSO_3
 - 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

- Укажите слабый электролит.
 - KCl
 - HCl
 - NaOH
 - HCN
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Наибольшее число ионов образуется при диссоциации в воде 1 моль соли, формула которой ...
 - 1.: CaCl_2
 - 2.: FeSO_4
 - 3.: FeCl_3
 - 4.: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 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. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

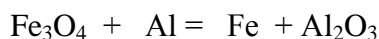
6. С каким из перечисленных веществ не взаимодействует Na_2S ?

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

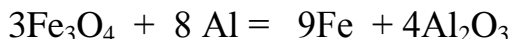
5.3. Типовая задача по теме №1 с решением

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:

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

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

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

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):

$$\begin{array}{ccccccc} X \text{ моль} & & & 8,93 & & & \\ 3\text{Fe}_3\text{O}_4 & + & 8\text{Al} & = & 9 & + & 4\text{Al}_2\text{O}_3 & X = 1,12 \cdot 98 / 112 = 0,98\text{г} \\ 3 \text{ моль} & & & & 9 \text{ моль} & & & \end{array}$$

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

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

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

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? $C_H AgNO_3 = 0,2$ 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)

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

5.5. Типовая кейс-задача с планом решения

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. Какая масса углерода (кг) необходима для получения 1280 кг меди (потери углерода на побочные процессы пренебречь).

план решения кейс-задачи:

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)

5.6. 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.

5.7 Тематика расчетных экзаменационных задач и типы уравнений реакций:

1. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций (применение основных стехиометрических и газовых законов).
2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры (расчеты)
3. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций (термохимические расчеты)
4. Способы выражения концентрации растворов (расчеты)
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.