

**Приложение 2 к РПД Химия
13.03.02 Электроэнергетика и электротехника
направленность (профиль) Высоковольтные
электроэнергетика и электротехника
Форма обучения – заочная
Год набора – 2015**

**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	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., рН, 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 №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

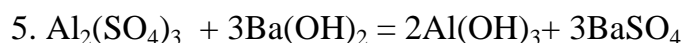
Ключ к ответам: 1-4; 2-3,4; 3-1,5; 4-1,3,4; 5-1,3; 6-2,4; 7-3

5.2. Типовой тест № 2

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

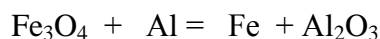
6. С каким из перечисленных веществ не взаимодействует Na_2S ?

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

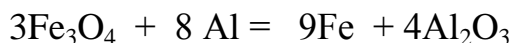
5.3. Типовая задача с решением 1

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):

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

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

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 с решением 2

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

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

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. 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 K 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

13.03.02 Электроэнергетика и электротехника
направленность (профиль) Высоковольтные электроэнергетика и электротехника
(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП		Б1.Б.8					
Дисциплина		Химия					
Курс	1	семестр	1, 2				
Кафедра		Общих дисциплин					
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Маслобоева С.М., к.т.н., доцент 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
<i>Вводный блок</i>				
	Не предусмотрен			
<i>Основной блок</i>				
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	
<i>Дополнительный блок</i>				
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.