

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

ПРИЕМ 2017 г.

ФОРМА ОБУЧЕНИЯ очная

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки/
специальность
Образовательная программа
(направленность (профиль))
Специализация
Уровень образования

Курс
Трудоемкость в кредитах
(зачетных единицах)

18.05.02 «Химическая технология материалов современной энергетики»

Химическая технология материалов современной энергетики

Химическая технология материалов ядерного топливного цикла
высшее образование - специалист

3

семестр

5

6

Заведующий кафедрой –
руководитель ОХИ
на правах кафедры
Руководитель ООП
Преподаватель

Е.И. Короткова

Л.А. Леонова

Е.В. Михеева

2020 г.

1. Роль дисциплины «Физическая химия» в формировании компетенций выпускника:

Код компетенции	Наименование компетенции	Результаты освоения ООП	Составляющие результатов обучения	
			Код	Наименование
ОПК(У)-1	Способность использовать математические и естественнонаучные знания для решения задач своей профессиональной деятельности	Р7	ОПК(У)-1. В14	Владеет вычислениями тепловых эффектов, константы равновесия химических реакций; составы фаз в бинарных системах, константы скоростей, порядки химической реакции
			ОПК(У)-1. У14	Умеет прогнозировать влияние различных факторов на равновесие, определять направление протекания процесса, рассчитывать физико-химические свойства растворов электролитов, кинетические параметры реакций
			ОПК(У)-1. 314	Знать, выводить и анализировать уравнения химической термодинамики; химических и фазовых равновесий, электрохимических элементов, кинетики, гомогенного и гетерогенного катализа
ПК(У)-3	Способность анализировать технологический процесс, выявлять его недостатки и разрабатывать мероприятия по его совершенствованию	Р7	ПК(У)-3.В1	Владеет и анализирует влияние давления, температуры, посторонних примесей на выход полезного продукта
			ПК(У)-3.У1	Умеет экспериментально определять влияние внешних условий на выход полезного продукта
			ПК(У)-3.31	Знает критерии протекания физико-химического процесса

2. Показатели и методы оценивания

Планируемые результаты обучения по дисциплине		Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование раздела дисциплины	Методы оценивания (оценочные мероприятия)
Код	Наименование			
РД1	Применять уравнения химической термодинамики и кинетики; химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, в растворах для	ОПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие	Опрос в конце лекции, выполнение ИДЗ, коллоквиум, экзамен

	решения задач своей профессиональной деятельности		Раздел 4. Электрохимия Раздел 5. Химическая кинетика Раздел 6. Катализ	
РД2	Владеть навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления или объема; констант равновесия химических реакций при заданной температуре	ОПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие	выполнение ИДЗ, коллоквиум, экзамен
РД3	Рассчитывать физико-химические свойства растворов электролитов, кинетические параметры простых и сложных реакций	ОПК(У)-1	Раздел 4. Электрохимия Раздел 5. Химическая кинетика Раздел 6. Катализ	защита отчета по лабораторной работе, выполнение ИДЗ, экзамен
РД4	Применять экспериментальные методы определения физико-химических характеристик свойств веществ и материалов, выполнять обработку результатов	ОПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Электрохимия Раздел 5. Химическая кинетика Раздел 6. Катализ	выполнение и защита отчета по лабораторной работе
РД5	Рассчитывать термодинамические и кинетические характеристики химических процессов	ПК(У)-3	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Электрохимия Раздел 5. Химическая кинетика Раздел 6. Катализ	защита отчета по лабораторной работе, выполнение ИДЗ, коллоквиум, экзамен
РД6	Прогнозировать влияние давления, температуры, посторонних примесей на равновесие в химических реакциях, на выход полезного продукта	ПК(У)-3	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие	выполнение и защита отчета по лабораторной работе, выполнение ИДЗ, коллоквиум, экзамен

3. Шкала оценивания

Порядок организации оценивания результатов обучения в университете регламентируется отдельным локальным нормативным актом – «Система оценивания результатов обучения в Томском политехническом университете (Система оценивания)» (в действующей редакции). Используется балльно-рейтинговая система оценивания результатов обучения. Итоговая оценка (традиционная и литерная) по видам учебной деятельности (изучение дисциплин, УИРС, НИРС, курсовое проектирование, практики) определяется суммой баллов по результатам текущего контроля и промежуточной аттестации (итоговая рейтинговая оценка - максимум 100 баллов).

Распределение основных и дополнительных баллов за оценочные мероприятия текущего контроля и промежуточной аттестации устанавливается календарным рейтингом-планом дисциплины.

Рекомендуемая шкала для отдельных оценочных мероприятий входного и текущего контроля

% выполнения задания	Соответствие традиционной оценке	Определение оценки
90%÷100%	«Отлично»	Отличное понимание предмета, всесторонние знания, отличные умения и владение опытом практической деятельности, необходимые результаты обучения сформированы, их качество оценено количеством баллов, близким к максимальному
70% - 89%	«Хорошо»	Достаточно полное понимание предмета, хорошие знания, умения и опыт практической деятельности, необходимые результаты обучения сформированы, качество ни одного из них не оценено минимальным количеством баллов
55% - 69%	«Удовл.»	Приемлемое понимание предмета, удовлетворительные знания, умения и опыт практической деятельности, необходимые результаты обучения сформированы, качество некоторых из них оценено минимальным количеством баллов
0% - 54%	«Неудовл.»	Результаты обучения не соответствуют минимально достаточным требованиям

4. Перечень типовых заданий

Приводятся примеры типовых контрольных заданий по оценочным мероприятиям

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
1.	Опрос в конце лекции	Вопросы: <i>Вопросы к лекции</i>  1. Общую энтропию системы, состоящую из трех частей можно вычислить по уравнению $S = \sqrt[3]{S_1 + S_2 + S_3} \quad S = S_1 + S_2 + S_3$ $S = \frac{S_1 + S_2 + S_3}{3} \quad S = S_1 \cdot S_2 \cdot S_3$ 2. Молярные энтропии трех агрегатных состояний (твердого, жидкого и газообразного) одного вещества соотносятся $S_{(тв)} > S_{(ж)} > S_{(г)} \quad S_{(тв)} < S_{(ж)} > S_{(г)}$ $S_{(тв)} < S_{(ж)} < S_{(г)} \quad S_{(тв)} = S_{(ж)} = S_{(г)}$ 3. Максимальное изменение энтропии происходит при изобарном нагревании; при фазовом переходе; при изохорном нагревании; при изотермном расширении
2.	Коллоквиум	Вопросы: Коллоквиум. Первое начало термодинамики 1. Основные понятия химической термодинамики: Формулировки первого начала термодинамики. Математическая запись первого начала термодинамики. 2. Термохимия. Закон Гесса. Тепловой эффект химической реакции. Формулировка закона Гесса. Методы расчета тепловых эффектов химических реакций. 3. Теплоемкость: удельная, молярная, истинная, средняя, изохорная, изобарная. Теплоемкость идеального газа. Теплоемкость жидких и твердых тел.. Влияние температуры на теплоемкость.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Коллоквиум. Второе начало термодинамики. Энтропия 1. Формулировки второго начала термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Математическая запись второго начала термодинамики. Изменение энтропии как критерий направления процесса в изолированной системе. 2. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Коллоквиум. Термодинамические потенциалы 1. Энергия Гиббса. Физический смысл энергии Гиббса. Энергия Гиббса как критерий направления процесса. Расчет изменения энергии Гиббса в различных процессах. Энергия Гельмгольца. Физический смысл энергии Гельмгольца. Энергия Гельмгольца как критерий направления процесса. Расчет изменения энергии Гельмгольца в различных процессах. 2. Характеристические функции. Уравнения Гиббса–Гельмгольца. Постулат Планка. Следствия постулата Планка. Химический потенциал. Коллоквиум. Химическое равновесие. Фазовое равновесие в однокомпонентной системе. 1. Признаки химического равновесия. Закон действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции. 2. Различные способы выражения константы равновесия. Связь констант равновесия между собой. Гетерогенное химическое равновесие. Уравнение химического сродства. Стандартная энергия Гиббса реакции. 3. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изобары. Расчет теплового эффекта химической реакции по уравнению изобары. Влияние давления на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Влияние посторонних примесей. 4. Понятия фазового равновесия. Фазовые переходы. Описание фазовых равновесий в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса. 5. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды. Диаграмма состояния серы. Коллоквиум. Фазовое равновесие в двухкомпонентной системе. 1. Правила построения и исследования диаграмм (принцип непрерывности, принцип соответствия). Термический анализ. 2. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем: диаграмма с простой эвтектикой; с образованием устойчивого химического соединения; с образованием неустойчивого химического соединения; с неограниченной и ограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом состоянии I и II вида; с полиморфизмом компонентов. 3. Определение количественного соотношения между фазами. Правило рычага.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		Коллоквиум. Растворы. 1. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема. 2. Аддитивные и неаддитивные свойства растворов. 3. Типы растворов (идеальный, предельно разбавленный, неидеальный). 4. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. 5. Летучие смеси. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Коллоквиум. Электрохимия. Электрическая проводимость. Электролиз. 1. Теория слабых электролитов Аррениуса. 2. Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Активность. Правило ионной силы. 3. Электрическая проводимость растворов электролитов. Удельная, молярная электрическая проводимость. Закон Кольрауша. Подвижность ионов. Эстафетный механизм передачи электричества. Кондуктометрия. 4. Электролиз. Правила записи реакций на электродах при электролизе. Законы Фарадея. Коллоквиум. Термодинамика гальванического элемента. Химические цепи. Концентрационные цепи 1. Термодинамика гальванического элемента. Типы электродов. 2. Электрохимические элементы (цепи). Правила схематической записи электрохимических цепей. Химические цепи. 3. Концентрационные цепи. Концентрационный элемент с переносом и без переноса ионов. 4. Применение метода ЭДС для расчета физико-химических констант. Коллоквиум. Химическая кинетика. Формальная кинетика. Кинетика формально простых реакций 1. Основные понятия химической кинетики. Закон действующих масс. Формальная кинетика. Понятия: формально простые реакции, прямая и обратная кинетическая задача. 2. Односторонние реакции первого, второго, третьего, нулевого порядка. 3. Методы определения порядка реакций. Коллоквиум. Кинетика сложных реакций. Теории химической кинетики. Катализ. 1. Обратимые, параллельные, последовательные реакции первого порядка. 2. Метод стационарных концентраций Боденштейна. 3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		4. Теории химической кинетики. Кинетика цепных реакций. 5. Катализ. Основные понятия. 6. Гомогенный катализ. Общий кислотно-основной катализ. Специфический кислотный катализ. Специфический основной катализ. 7. Гетерогенный катализ. Механизм гетерогенных каталитических реакций.
3.	Защита лабораторной работы	Вопросы: Определение теплоты растворения неизвестной соли. 1. Что называется интегральной теплотой растворения. От каких факторов зависит теплота растворения соли? 2. Из каких элементов состоит калориметрическая система? 3. Каким образом проводят измерение температуры? 4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Исследование химического равновесия в гетерогенной системе. 1. Назовите критерии направления процесса, каким уравнением они описываются? 2. Назовите различные способы выражения константы равновесия 3. Какие параметры влияют на смещение химического равновесия? 4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Определение теплоты парообразования легколетучих жидкостей. 1. Дайте определение теплоты парообразования. 2. Запишите уравнение Клапейрона-Клаузиуса и проанализируйте его. Изобразите кривую испарения. 3. Каким образом можно рассчитать теплоту испарения из экспериментальных данных? 4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений. Термический анализ. Построение диаграммы плавкости системы дифениламин-нафталин.. 1. Каким образом проводят термический анализ. 2. В чем заключается простота и доступность термического анализа. 3. Дайте характеристику понятиям: кривая охлаждения, ликвидус, солидус, эвтектика, правило рычага.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Электрическая проводимость растворов электролитов. 1. Опишите схему измерения электрической проводимости растворов электролитов. 2. Что является постоянной прибора (сосуда)? Зачем ее нужно определять? 3. Почему при измерениях используется переменный ток? 4. Каким образом рассчитываются физико-химические константы по значениям электрической проводимости? Определение pH растворов методом ЭДС. 1. Назовите типы электродов, используемые для определения pH раствора. Запишите уравнение Нернста. 2. Назовите достоинства и недостатки используемых электродов 3. Как рассчитывается ЭДС гальванического элемента? 4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Определение произведения растворимости методом ЭДС 1. Дайте характеристику концентрационным гальваническим элементам. 2. Назовите достоинства и недостатки используемых электродов. 3. Что такое диффузионный потенциал? Каким образом его можно устранить? 4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Изучение кинетики омыления уксусноэтилового эфира щелочью. 1. Назовите особенности протекания химических реакций в растворах. 2. Каким кинетическим уравнением описывается реакция омыления эфира? Как рассчитывается константа скорости данной реакции? 3. Какие факторы влияют на скорость реакции? 4. Для чего проводится нагревание пробы в конце эксперимента? 5. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Изучение кинетики разложения мочевины 1. Назовите особенности протекания химических реакций в растворах.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		2. Каким кинетическим уравнением описывается реакция разложения мочевины? Как рассчитывается константа скорости данной реакции? 3. Какие факторы влияют на скорость реакции? 4. Для чего проводится нагревание пробы в конце эксперимента? 5. Опишите лабораторную установку для проведения измерений Изучение скорости каталитического разложения пероксида водорода. 1. Дайте характеристику гомогенному катализу. Назовите особенности каталитических реакций. 2. Назовите особенности протекания каталитических химических реакций в растворах. 3. Каким кинетическим уравнением описывается реакция разложения пероксида водорода? Как рассчитывается константа скорости данной реакции? 4. Какие факторы влияют на скорость реакции? 5. Опишите лабораторную установку для проведения измерений
4.	ИДЗ	Перечень тематик ИДЗ: § 3 Закон Гесса § 4. Расчет ТЭХР по стандартным теплотам образования § 7. Закон Кирхгофа § 8 Вычисление изменения энтропии § 9 Вычисление изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца § 10 По стандартным значениям энтальпий и энтропий § 11 Вычисление степени диссоциации § 12 Вычисление состава равновесной смеси § 11 Вычисление степени диссоциации § 12 Вычисление состава равновесной смеси § 14. Уравнение изотермы химической реакции § 15. Уравнение изобары химической реакции § 21. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. § 22. Способы выражения концентрации § 24. Законы предельно разбавленных растворов § 1. Электрическая проводимость растворов электролитов § 2. Законы электролиза. § 4. Электродные потенциалы § 5. Электрохимические элементы

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		§ 6. Концентрационные элементы § 7,8, 9,10 Определение физико-химических констант методом ЭДС § 2.4.1 Кинетика односторонних реакций § 3.4.1 Методы определения порядка реакций Кинетика сложных реакций § 5.2. Влияние температуры на скорость реакции
5.	Экзамен	Вопросы: Основные понятия химической термодинамики: Формулировки первого начала термодинамики. Математическая запись первого начала термодинамики. Термохимия. Закон Гесса. Тепловой эффект химической реакции. Формулировка закона Гесса. Методы расчета тепловых эффектов химических реакций. Теплоемкость: удельная, молярная, истинная, средняя, изохорная, изобарная. Теплоемкость идеального газа. Теплоемкость жидких и твердых тел.. Влияние температуры на теплоемкость. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Формулировки второго начала термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Математическая запись второго начала термодинамики. Изменение энтропии как критерий направления процесса в изолированной системе. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Энергия Гиббса. Физический смысл энергии Гиббса. Энергия Гиббса как критерий направления процесса. Расчет изменения энергии Гиббса в различных процессах. Энергия Гельмгольца. Физический смысл энергии Гельмгольца. Энергия Гельмгольца как критерий направления процесса. Расчет изменения энергии Гельмгольца в различных процессах. Характеристические функции. Уравнения Гиббса–Гельмгольца. Постулат Планка. Следствия постулата Планка. Химический потенциал. Признаки химического равновесия. Закон действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции. Различные способы выражения константы равновесия. Связь констант равновесия между собой. Гетерогенное химическое равновесие. Уравнение химического сродства. Стандартная энергия Гиббса реакции. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изобары. Расчет теплового эффекта химической реакции по уравнению изобары. Влияние давления на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Влияние посторонних примесей. Понятия фазового равновесия. Фазовые переходы. Описание фазовых равновесий в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды. Диаграмма состояния серы. Правила построения и исследования диаграмм (принцип непрерывности, принцип соответствия). Термический анализ. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем: диаграмма с простой эвтектикой; с образованием устойчивого химического соединения; с образованием неустойчивого химического соединения; с неограниченной и ограниченной взаимной растворимостью компонентов в твердом состоянии I и II вида; с полиморфизмом компонентов. Определение количественного соотношения между фазами. Правило рычага. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема. Аддитивные и неаддитивные свойства растворов. Типы растворов (идеальный, предельно разбавленный, неидеальный). Давление насыщенного пара компонента над раствором. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Летучие смеси. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Теория слабых электролитов Аррениуса,. Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Активность. Правило ионной силы. Электрическая проводимость растворов электролитов. Удельная, молярная электрическая проводимость. Закон Кольрауша. Подвижность ионов. Эстафетный механизм передачи электричества. Кондуктометрия. Электролиз. Правила записи реакций на электродах при электролизе. Законы Фарадея. Термодинамика гальванического элемента. Типы электродов. Электрохимические элементы (цепи). Правила схематической записи электрохимических цепей. Химические цепи. Концентрационные цепи. Концентрационный элемент с переносом и без переноса ионов. Применение метода ЭДС для расчета физико-химических констант. Основные понятия химической кинетики. Закон действующих масс. Формальная кинетика. Понятия: формально простые реакции, прямая и обратная кинетическая задача. Односторонние реакции первого, второго, третьего, нулевого порядка. Методы определения порядка реакций. Обратимые, параллельные, последовательные реакции первого порядка. Метод стационарных концентраций Боденштейна. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		Теории химической кинетики. Кинетика цепных реакций. Катализ. Основные понятия. Гомогенный катализ. Общий кислотно-основной катализ. Специфический кислотный катализ. Специфический основной катализ. Гетерогенный катализ. Механизм гетерогенный каталитических реакций.

5. Методические указания по процедуре оценивания

Проводятся методические материалы (процедуры проведения) ко всем оценочным мероприятиям:

	Оценочные мероприятия	Процедура проведения оценочного мероприятия и необходимые методические указания
1.	Опрос в конце лекции	Проводится в конце каждой очной лекции. За верный ответ на вопросы опроса студентам начисляются баллы (количество баллов указано в рейтинг-плане дисциплины).
2.	Коллоквиум	После изучения каждого раздела студенты проходят промежуточную аттестацию в виде сдачи коллоквиума. Ответы на вопросы коллоквиума оцениваются в баллах (количество баллов указано в рейтинг-плане дисциплины).
3.	Защита лабораторной работы	После выполнения лабораторной работы проводится обсуждение результатов и сдается отчет. За отчет студенты получают баллы (количество баллов указано в рейтинг-плане дисциплины).
4.	ИДЗ	Студентам предлагается решить 14 задач. За верное решение каждой задачи начисляются баллы (количество баллов указано в рейтинг-плане дисциплины).
5.	Экзамен	После выполнения всех заданий студент допускается к сдаче экзамена. Максимальное количество баллов за экзамен 20 баллов. Количество баллов за экзамен и количество баллов, набранное в семестре суммируется и формируется общая оценка.
6.	Дополнительные баллы (решение дополнительных ИДЗ)	Студентам предлагается решить дополнительные задачи, чтобы набрать дополнительное количество баллов. Максимально можно набрать 15 баллов.