

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ПРИЕМ 2016 г.
ФОРМА ОБУЧЕНИЯ заочная

Физическая химия

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

18.03.01 «Химическая технология»

Химическая технология

Машины и аппараты химических производств
 высшее образование - бакалавриат

Курс

2

семестр

3

Трудоемкость в кредитах
 (зачетных единицах)

6

Заведующий кафедрой –
 руководитель ОХИ
 на правах кафедры
 Руководители ООП

Короткова Е.И.

Беляев В.М.

Преподаватель

Сметанина Е.И.

2020 г.

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

Код компетенции	Наименование компетенции	Составляющие результатов обучения	
		Код	Наименование
ОПК(У)-1	Способность и готовность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	ОПК(У)-1.B15	Владеет навыками вычисления тепловых эффектов, констант равновесия химических реакций; давления пара, состава фаз в бинарных системах
		ОПК(У)-1.У15	Умеет прогнозировать влияние различных факторов на равновесие, определять направление протекания процесса
		ОПК(У)-1.315	Знает уравнения химической термодинамики, химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах и в растворах
ДПК(У)-1	Способность планировать и проводить химические эксперименты, проводить обработку результатов эксперимента, оценивать погрешности, применять методы математического моделирования и анализа при исследовании химико-технологических процессов	ДПК(У)-1.B1	Владеет навыками экспериментального определения физико-химических параметров химических реакций и фазовых переходов
		ДПК(У)-1.У1	Умеет применять уравнения для расчета параметров химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах
		ДПК(У)-1.31	Знает методы описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах и в растворах

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			
РД-1	Применять знания законов, теорий, уравнений, методов физической химии при изучении и разработке химико-технологических процессов	ОПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Растворы Раздел 5. Электрохимия. Электропроводность растворов	Опрос в конце лекции, выполнение ИДЗ, коллоквиум, зачет
РД-2	Выполнять расчеты по термодинамике химических процессов	ОПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие	выполнение ИДЗ, коллоквиум, зачет
РД-3	Применять экспериментальные методы определения физико-химических свойств веществ и параметров химических реакций	(ПК-16) ДПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 5. Электрохимия	выполнение и защита отчета по лабораторной работе, выполнение ИДЗ, зачет
РД-4	Выполнять обработку и анализ данных, полученных при теоретических и экспериментальных исследованиях	(ПК-16) ДПК(У)-1	Раздел 1. Химическая термодинамика Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Растворы Раздел 5. Электрохимия. Электропроводность растворов	выполнение и защита отчета по лабораторной работе

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 рейтинг-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

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
1.	Опрос в конце лекции	Вопросы: Вопросы к лекции  1. Общую энтропию системы, состоящую из трех частей можно вычислить по уравнению $S = S_1 + S_2 + S_3$ $S = S_1 \cdot S_2 \cdot S_3$ 2. Молярные энтропии трех агрегатных состояний (твердого, жидкого и газообразного) одного вещества соотносятся $S_{(ж)} > S_{(к)} > S_{(т)}$ $S_{(ж)} < S_{(к)} > S_{(т)}$ $S_{(ж)} < S_{(к)} < S_{(т)}$ $S_{(ж)} = S_{(к)} = S_{(т)}$ 3. Максимальное изменение энтропии происходит при изобарном нагревании; при фазовом переходе; при изохорном нагревании; при изотермном расширении
2.	Коллоквиум	Вопросы: Коллоквиум. Первое начало термодинамики. Второе начало термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы. 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. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа. 4. Формулировки второго начала термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Математическая запись второго начала термодинамики. Изменение энтропии как критерий направления процесса в изолированной системе. 5. Расчет изменения энтропии в различных процессах. 6. 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. 7. Характеристические функции. Уравнения Гиббса–Гельмгольца. Постулат Планка. Следствия постулата Планка. Химический потенциал.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		Коллоквиум. Химическое равновесие. Фазовое равновесие в однокомпонентной и в двухкомпонентной системе 1. П р 2. Различные способы выражения константы равновесия. Связь констант равновесия между собой. Гетерогенное химическое равновесие. Уравнение химического сродства. Стандартная энергия Гиббса реакции. з 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. к 4. Понятия фазового равновесия. Фазовые переходы. Описание фазовых равновесий в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса. и 5. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды. Диаграмма состояния серы. и 6. Правила построения и исследования диаграмм (принцип непрерывности, принцип соответствия). Термический анализ. и 7. 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. к 8. Определение количественного соотношения между фазами. Правило рычага. о Коллоквиум. Растворы. Электрохимия. Электрическая проводимость. г 1. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема. о 2. Аддитивные и неаддитивные свойства растворов. 3. Типы растворов (идеальный, предельно разбавленный, неидеальный). р 4. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. в 5. Летучие смеси. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. н 6. Теория слабых электролитов Аррениуса,. о 7. Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Активность. Правило ионной силы. в 8. Электрическая проводимость растворов электролитов. Удельная, молярная электрическая проводимость. Закон Кольрауша. Подвижность ионов. Эстафетный механизм передачи электричества. Кондуктометрия. е 9. Электролиз. Правила записи реакций на электродах при электролизе. Законы Фарадея. с и

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
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 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. 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?
4.	ИДЗ	Перечень тематик ИДЗ: Закон Гесса . Расчет тепловых эффектов реакций по стандартным теплотам образования Закон Кирхгофа Вычисление изменения энтропии

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		Вычисление изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца По стандартным значениям энтальпий и энтропий Вычисление степени диссоциации Вычисление состава равновесной смеси Вычисление степени диссоциации Вычисление состава равновесной смеси Уравнение изотермы химической реакции Уравнение изобары химической реакции Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Способы выражения концентрации Законы предельно разбавленных растворов Электрическая проводимость растворов электролитов Законы электролиза.
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. П р Различные способы выражения константы равновесия. Связь констант равновесия между собой. Гетерогенное химическое равновесие. Уравнение химического сродства. Стандартная энергия Гиббса реакции.

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		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. 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.

5. Методические указания по процедуре оценивания

	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.