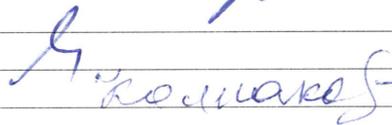


ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ПРИЕМ 2020г.
 ФОРМА ОБУЧЕНИЯ очная

Физическая химия

Направление подготовки/ специальность	19.03.01 Биотехнология		
Образовательная программа (направленность (профиль))	Биотехнология		
Специализация	Биотехнология		
Уровень образования	высшее образование - бакалавриат		
Курс	2	семестр	3
Трудоемкость в кредитах (зачетных единицах)	3		

Заведующий кафедрой – руководитель ОХИ на правах кафедры		Короткова Е.И.
Руководитель ООП		Лесина Ю.А.
Преподаватель		Колпакова Н.А.

2020 г.

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

Элемент образовательной программы (дисциплина, практика, ГИА)	Семестр	Код компетенции	Наименование компетенции	Составляющие результатов освоения (дескрипторы компетенций)	
				Код	Наименование
Физическая химия	3	ОПК(У)-2	способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	ОПК(У)-2.В11	Владеет навыками вычисления тепловых эффектов, констант равновесия химических реакций; давления пара, состава фаз в бинарных системах
				ОПК(У)-2.В12	Владеет навыками экспериментального определения физико-химических параметров химических реакций и фазовых переходов
				ОПК(У)-2.У11	Умеет прогнозировать влияние различных факторов на равновесие, определять направление протекания процесса
				ОПК(У)-2.У12	Умеет применять уравнения для расчета параметров химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах
				ОПК(У)-2.311	Знает уравнения химической термодинамики; химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, в растворах
				ОПК(У)-2.312	Знает методы описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, 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)-2	Раздел 1. Законы термодинамики. Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Растворы	Индивидуальные домашние задания Коллоквиумы Защита отчета по лабораторной работе
РД-2	Выполнять расчеты по термодинамике химических процессов	ОПК(У)-2	Раздел 1. Законы термодинамики. Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Растворы	Индивидуальное домашнее задание Защита отчета по лабораторной работе
РД-3	Применять экспериментальные методы определения физико-химических свойств веществ и параметров химических реакций	ОПК(У)-2	Раздел 1. Законы термодинамики. Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Растворы	Защита отчета по лабораторной работе Коллоквиумы
РД-4	Выполнять обработку и анализ данных, полученных при теоретических и экспериментальных исследованиях	ОПК(У)-2	Раздел 1. Законы термодинамики. Раздел 2. Химическое равновесие Раздел 3. Фазовое равновесие Раздел 4. Растворы	Индивидуальное домашнее задание 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

Шкала для оценочных мероприятий экзамена

% выполнения заданий экзамена	Экзамен, балл	Соответствие традиционной оценке	Определение оценки
90%÷100%	18 ÷ 20	«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%	14 ÷ 17	«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%	11 ÷ 13	«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%	0 ÷ 10	«Неудовл.»	Результаты обучения не соответствуют минимально достаточным требованиям

4. Перечень типовых заданий

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
1.	<p>Опрос в конце лекции</p>	<p>Вопросы:</p> <p style="text-align: center;"><i>Вопросы к лекции</i></p>  <p>1. Общую энтропию системы, состоящую из трех частей можно вычислить по уравнению</p> $S = \sqrt[3]{S_1 + S_2 + S_3} \qquad S = S_1 + S_2 + S_3$ $S = \frac{S_1 + S_2 + S_3}{3} \qquad S = S_1 \cdot S_2 \cdot S_3$ <p>2. Молярные энтропии трех агрегатных состояний (твердого, жидкого и газообразного) одного вещества соотносятся</p> $S_{(тв)} > S_{(ж)} > S_{(г)}$ $S_{(тв)} < S_{(ж)} > S_{(г)}$ $S_{(тв)} < S_{(ж)} < S_{(г)}$ $S_{(тв)} = S_{(ж)} = S_{(г)}$ <p>3. Максимальное изменение энтропии происходит</p> <ul style="list-style-type: none"> при изобарном нагревании; при фазовом переходе; при изохорном нагревании; при изотермном расширении <p style="text-align: right;">25</p>
2.	<p>Коллоквиум</p>	<p>Вопросы:</p> <p style="text-align: center;">Коллоквиум. Первое начало термодинамики</p> <p>1. Основные понятия химической термодинамики: Формулировки первого начала термодинамики. Математическая запись первого начала термодинамики.</p> <p>2. Термохимия. Закон Гесса. Тепловой эффект химической реакции. Формулировка закона Гесса. Методы расчета тепловых эффектов химических реакций.</p> <p>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.</p> <p style="text-align: center;">Коллоквиум. Второе начало термодинамики. Энтропия</p> <p>1. Формулировки второго начала термодинамики. Энтропия. Свойства энтропии. Математическая запись второго начала термодинамики. Изменение энтропии как критерий направления процесса в изолированной системе.</p> <p>2. Расчет изменения энтропии в различных процессах.</p> <p style="text-align: center;">Коллоквиум. Термодинамические потенциалы</p> <p>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.</p> <p>2. Характеристические функции. Уравнения Гиббса–Гельмгольца. Постулат Планка. Следствия</p>

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		<p>постулата Планка. Химический потенциал.</p> <p>Коллоквиум. Химическое равновесие. Фазовое равновесие в однокомпонентной системе.</p> <ol style="list-style-type: none"> 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. <p>Коллоквиум. Фазовое равновесие в двухкомпонентной системе.</p> <ol style="list-style-type: none"> 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. <p>Коллоквиум. Растворы.</p> <ol style="list-style-type: none"> 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.
3.	Защита лабораторной работы	<p>Вопросы:</p> <p>Определение теплоты растворения неизвестной соли.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Что называется интегральной теплотой растворения. От каких факторов зависит теплота растворения соли?

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		<p>2. Из каких элементов состоит калориметрическая система?</p> <p>3. Каким образом проводят измерение температуры?</p> <p>4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений</p> <p style="text-align: center;">Исследование химического равновесия в гетерогенной системе.</p> <p>1. Назовите критерии направления процесса, каким уравнением они описываются?</p> <p>2. Назовите различные способы выражения константы равновесия</p> <p>3. Какие параметры влияют на смещение химического равновесия?</p> <p>4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений</p> <p style="text-align: center;">Определение теплоты парообразования легколетучих жидкостей.</p> <p>1. Дайте определение теплоты парообразования.</p> <p>2. Запишите уравнение Клапейрона-Клаузиуса и проанализируйте его. Изобразите кривую испарения.</p> <p>3. Каким образом можно рассчитать теплоту испарения из экспериментальных данных?</p> <p>4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений.</p> <p style="text-align: center;">Термический анализ. Построение диаграммы плавкости системы дифениламин-нафталин..</p> <p>1. Каким образом проводят термический анализ.</p> <p>2. В чем заключается простота и доступность термического анализа.</p> <p>3. Дайте характеристику понятиям: кривая охлаждения, ликвидус, солидус, эвтектика, правило рычага.</p> <p>4. Опишите лабораторную установку для проведения измерений</p>
4.	ИДЗ	<p>Перечень тематик ИДЗ:</p> <p>§ 3 Закон Гесса</p> <p>§ 4. Расчет ТЭХР по стандартным теплотам образования</p> <p>§ 7. Закон Кирхгофа</p> <p>§ 8 Вычисление изменения энтропии</p> <p>§ 9 Вычисление изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца</p> <p>§ 10 По стандартным значениям энтальпий и энтропий</p> <p>§ 11 Вычисление степени диссоциации</p> <p>§ 12 Вычисление состава равновесной смеси</p>

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		§ 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
5.	Экзамен	<p>Вопросы:</p> <p>Основные понятия химической термодинамики: Формулировки первого начала термодинамики. Математическая запись первого начала термодинамики.</p> <p>Термохимия. Закон Гесса. Тепловой эффект химической реакции. Формулировка закона Гесса. Методы расчета тепловых эффектов химических реакций.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>Характеристические функции. Уравнения Гиббса–Гельмгольца. Постулат Планка. Следствия постулата Планка. Химический потенциал.</p> <p>Признаки химического равновесия. Закон действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции.</p> <p>Различные способы выражения константы равновесия. Связь констант равновесия между собой. Гетерогенное химическое равновесие. Уравнение химического сродства. Стандартная энергия Гиббса реакции.</p> <p>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.</p> <p>Понятия фазового равновесия. Фазовые переходы. Описание фазовых равновесий в</p>

	Оценочные мероприятия	Примеры типовых контрольных заданий
		<p>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. 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.</p>

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 15 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.