

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»
(ВлГУ)

Институт архитектуры, строительства и энергетики

УТВЕРЖДАЮ

Директор института

С.Н. Авдеев

2022 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Физическая химия

Направление подготовки 18.03.01 «Химическая технология»
Профиль/программа подготовки «Технология и переработка полимеров»

Владимир 2022

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины физическая химия являются формирование у студентов знаний по общим закономерностям протекания химических реакций, умение делать необходимые расчеты, проводить оценку конечного результата реакции и её направления в зависимости от внешних условий. Физическая химия уделяет главное внимание исследованию законов протекания химических процессов во времени и законов химического равновесия.

Задачи дисциплины заключаются в предсказании временного хода химического процесса и его конечного результата в различных условиях на основании данных о строении и свойствах веществ, составляющих изучаемую систему.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина физическая химии изучается в обязательной части учебного плана.

Пререквизиты дисциплины: неорганическая химия, органическая химия, физика, математика, коллоидная химия.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП

Код формируемых компетенций	Планируемые результаты обучения по дисциплине, в соответствии с индикатором достижения компетенции		Наименование оценочного средства
	Индикатор достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине	
ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов.	ОПК-1.1. Знает теоретические основы химии, принципы строения вещества, механизмы и закономерности протекания химических реакций; ОПК-1.2. Умеет анализировать и интерполировать результаты, полученные в ходе химических экспериментов; ОПК-1.3. Владеет навыками проведения химического эксперимента, методами исследования свойств веществ и материалов.	<i>Знает:</i> основные понятия о строении вещества, природе химической связи и свойства различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов; <i>Умеет:</i> проводить лабораторные исследования, анализы отобранных проб и образцов <i>Владеет:</i> базовыми навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований; методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств.	Тесты, вопросы

<p>ОПК-2. Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности.</p>	<p>ОПК-2.1. Знает теоретические основы фундаментальных разделов математики, физики, химии; ОПК-2.2. Умеет использовать законы, справочные данные и количественные соотношения математики, физики, химии для решения задач профессиональной деятельности; ОПК-2.3. Владеет физическими и химическими методами исследования, математическим аппаратом для обработки и интерпретации результатов эксперимента.</p>	<p><i>Знает:</i> основные фундаментальные понятия в области физической химии; <i>Умеет:</i> анализировать и интерпретировать результаты химических исследований для решения задач профессиональной деятельности; <i>Владеет:</i> способностью выбора современных методов анализа необходимых для изучения свойств веществ и процессов с применением современной вычислительной техники и математической статистики.</p>	<p>Тесты, вопросы</p>
---	---	---	-----------------------

4. ОБЪЕМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Трудоемкость дисциплины составляет 10 зачетных единиц, 360 часов

Тематический план

Форма обучения - очная

№ п/п	Наименование тем разделов дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником				Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	В форме практической подготовки		
1.	Введение. Основные понятия и определения	3	1-2	4		-		2	
2.	Первый закон термодинамики. Термохимия. Законы Гесса и Кирхгоффа	3	3-4	4		8		10	
3.	Второй закон термодинамики. Энтропия и её статистическое обоснование.	3	5-6	4		4		10	
4.	Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Расчет и использование данных величин.	3	7-8	4		4		8	Рейтинг контроль №1
5.	Третий закон термодинамики. Понятие об абсолютной энтропии.	3	9-10	4		4		8	
6.	Химический потенциал и его зависимость от давления и концентрации.	3	11-12	4		4		8	Рейтинг контроль №2
7.	Химическое равновесие. Закон действия масс.	3	13-14	4		4		10	
8.	Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса.	3	15-16	4		4		8	
9.	Термодинамика растворов Парциальные молярные величины. Законы Рауля и Генри.	3	17-18	4		4		8	Рейтинг контроль №3
Всего за 3 семестр				36		36		72	Экзамен (36 часов)

10.	Химическая кинетика. Расчет скоростей химических реакций.	4	2	2		4		6	
11.	Молекулярность и порядок химических реакций. Методы определения порядка реакции.	4	4	2		4		10	
12.	Реакции первого, второго, третьего и n-порядка.	4	6	2		8		10	
13.	Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Закон Аррениуса.	4	8	2		8		20	Рейтинг контроль №1
14.	Сложные реакции: обратимые, параллельные и сопряженные.	4	10	2		-		10	
15.	Фотохимические и цепные реакции.	4	12	2		-		10	Рейтинг контроль №2
16.	Каталитические реакции и их механизм. Катализаторы.	4	14	2		4		20	
17.	Основные понятия электрохимии. Электрохимические реакции. Теория Аррениуса.	4	16	2		4		20	
18.	Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электрохимические элементы.	4	18	2		4		20	Рейтинг контроль №3
Всего за 4 семестр				18		36		126	Зачет с оценкой
Наличие в дисциплине КП/КР									
Итого по дисциплине				54		72		198	Экзамен (36 часов)

Трудоемкость дисциплины составляет 7 зачетных единиц, 252 часа

Тематический план
Форма обучения – заочная (5 лет)

№ п/п	Наименование тем разделов дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником				Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	В форме практической подготовки		
1.	Введение. Основные понятия и определения	4	1-2	2		-		6	
2.	Первый закон термодинамики. Термохимия. Законы Гесса и Кирхгофа	4	3-4	2		4		10	
3.	Второй закон термодинамики. Энтропия и её статистическое обоснование.	4	5-6	2		4		10	
4.	Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Расчет и использование данных величин.	4	7-8	2		-		10	Рейтинг контроль №1
5.	Третий закон термодинамики. Понятие об абсолютной энтропии.	4	9-10	-		-		10	
6.	Химический потенциал и его зависимость от давления и концентрации..	4	11-12	-		-		10	Рейтинг контроль №2
7.	Химическое равновесие. Закон действия масс.	4	13-14	2		4		10	
8.	Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса.	4	15-16	-		-		10	
9.	Термодинамика растворов Парциальные молярные величины. Законы Рауля и Генри.	4	17-18	-		-		10	Рейтинг контроль №3
Всего за 4 семестр				10		12		86	Зачет

10.	Химическая кинетика. Расчет скоростей химических реакций.	5	1-2	2		2		15	
11.	Молекулярность и порядок химических реакций. Методы определения порядка реакции.	5	3-4	2		-		20	
12.	Реакции первого, второго, третьего и n-порядка.	5	5-6	-		-		20	
13.	Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Закон Аррениуса.	5	7-8	2		4		30	Рейтинг контроль №1
14.	Сложные реакции: обратимые, параллельные и сопряженные.	5	9-10	-		-		20	
15.	Фотохимические и цепные реакции.	5	11-12	-		-		20	Рейтинг контроль №2
16.	Каталитические реакции и их механизм. Катализаторы.	5	13-14	2		4		20	
17.	Основные понятия электрохимии. Электрохимические реакции. Теория Аррениуса.	5	15-16	-		-		20	
18.	Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электрохимические элементы.	5	17-18	-		-		20	Рейтинг контроль №3
Всего за 5 семестр				8		10		99	Экзамен (27 часов)
Наличие в дисциплине КП/КР									
Итого по дисциплине				18		22		185	Экзамен (27 часов)

Трудоемкость дисциплины составляет 8 зачетных единиц, 288 часа

Тематический план

Форма обучения – заочная (3,5 года)

№ п/п	Наименование тем разделов дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником				Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости и, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	В форме практической подготовки		
1.	Введение. Основные понятия и определения	2	1-2	2		-		20	
2.	Первый закон термодинамики. Термохимия.	2	3-4	-		4		27	
3.	Второй закон термодинамики.	2	5-6	-		-		20	
4.	Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Расчет и использование данных величин.	2	7-8	-		-		30	Рейтинг контроль №1
5.	Химическое равновесие. Закон действия масс.	2	9-10	2		-		30	
6.	Термодинамика растворов Парциальные молярные величины. Законы Рауля и Генри	2	11-12	-		-		30	Рейтинг контроль №2
7.	Химическая кинетика. Расчет скоростей химических реакций	2	13-14	2		4		30	
8.	Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Закон Аррениуса.	2	15-16	-		-		30	
9.	Каталитические реакции и их механизм.	2	17-18	-		-		30	Рейтинг контроль №3
Всего за 2 семестр					6		8	247	Экзамен (27 часов)
Наличие в дисциплине КП/КР									
Итого по дисциплине					6		8	247	Экзамен (27 часов)

Трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единиц, 144 часа

Тематический план
Форма обучения – заочная (3 года)

№ п/п	Наименование тем разделов дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником				Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	В форме практической подготовки		
1.	Введение. Основные понятия и определения	1	1-2	2		-		3	
2.	Первый закон термодинамики. Термохимия. Законы Гесса и Кирхгоффа	1	3-4	2		2		3	
3.	Второй закон термодинамики. Энтропия и её статистическое обоснование.	1	5-6	-		4		3	
4.	Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Расчет и использование данных величин.	1	7-8	2		-		3	Рейтинг контроль №1
5.	Третий закон термодинамики. Понятие об абсолютной энтропии.	1	9-10	-		-		3	
6.	Химический потенциал и его зависимость от давления и концентрации.	1	11-12	-		-		3	Рейтинг контроль №2
7.	Химическое равновесие. Закон действия масс.	1	13-14	2		4		3	
8.	Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса.	1	15-16	-		-		3	
9.	Термодинамика растворов. Парциальные молярные величины. Законы Рауля и Генри.	1	17-18	-		-		3	Рейтинг контроль №3
Всего за 1 семестр				8		10		27	Экзамен (27 часов)

10.	Химическая кинетика. Расчет скоростей химических реакций.	2	1-2	2		-		2	
11.	Молекулярность и порядок химических реакций. Методы определения порядка реакции.	2	3-4	-		-		5	
12.	Реакции первого, второго, третьего и n-порядка.	2	5-6	-		-		5	
13.	Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Закон Аррениуса.	2	7-8	2		4		10	Рейтинг контроль №1
14.	Сложные реакции: обратимые, параллельные и сопряженные.	2	9-10	-		-		5	
15.	Фотохимические и цепные реакции.	2	11-12	-		-		5	Рейтинг контроль №2
16.	Каталитические реакции и их механизм. Катализаторы.	2	13-14	2		-		10	
17.	Основные понятия электрохимии. Электрохимические реакции. Теория Аррениуса.	2	15-16	-		-		10	
18.	Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электрохимические элементы.	2	17-18	-		-		10	Рейтинг контроль №3
Всего за 2 семестр				6		4		62	Зачет с оценкой
Наличие в дисциплине КП/КР									
Итого по дисциплине				14		14		89	Экзамен (27 часов)

Содержание лекционных занятий по дисциплине

Раздел 1. Введение. Основные понятия и определения.

Этапы развития физической химии. Роль отечественных и зарубежных ученых в развитии физической химии. Основные понятия и определения. Системы: изолированные, закрытые и открытые. Состояние системы. Функция состояния. Процессы: изобарные, изотермические, изохорные и адиабатические. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота

Раздел 2. Первый закон термодинамики. Термохимия.

Математическое выражение 1-го закона термодинамики. Энтальпия. Изохорная и изобарная теплоты процесса и соотношение между ними. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Стандартные теплоты образования и сгорания веществ. Расчет стандартной теплоты химических реакций по стандартным теплотам образования и сгорания веществ. Теплоты нейтрализации, растворения, гидратации. Зависимость теплоты процесса от температуры, уравнение Кирхгофа.

Раздел 3. Второй закон термодинамики. Энтропия.

Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Максимальная работа процесса. Полезная работа. Энтропийная формулировка второго начала термодинамики. Энтропия – функция состояния системы. Изменение энтропии в изолированных системах. Изменение энтропии при изотермических процессах и изменении температуры. Статистический характер второго начала термодинамики. Энтропия и её связь с термодинамической вероятностью состояния системы. Формула Больцмана.

Раздел 4. Термодинамические потенциалы.

Характеристические функции. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса; связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах.

Раздел 5. Третий закон термодинамики.

Тепловая теорема Нернста. Применение тепловой теоремы к газовым реакциям. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Стандартная энтропия

Раздел 6. Химический потенциал.

Математическое представление химического потенциала, как частной производной характеристических функций по числу молей данного компонента системы при постоянных значениях независимых параметров и количествах всех остальных компонентов. Рассмотрение химического потенциала как соответствующего теплового эффекта или как совершаемую работу при изменении количества компонента в системе.

Раздел 7. Термодинамика химического равновесия.

Уравнение изотермы химической реакции. Термодинамическое обоснование закона действующих масс для гомогенного и гетерогенного химического равновесия. Константа химического равновесия и способы её выражения. Для каждой обратимой реакции при данных условиях константа равновесия является величиной постоянной и характеризует в

конечном счете глубину прохождения прямой реакции к моменту наступления равновесия. Константа равновесия не зависит от концентраций реагирующих веществ и изменяется только с изменением температуры. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений. Константа химического равновесия и принцип Ле-Шателье. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.

Раздел 8. Термодинамика фазовых равновесий.

Гомогенная и гетерогенная системы. Фаза. Составляющие вещества. Компоненты. Фазовые превращения и равновесия: испарение, сублимация, плавление, изменение аллотропной модификации. Число компонентов и число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Прогнозирование фазовых переходов при изменении условий. Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (вода, углекислый газ, сера). Уравнение Клапейрона–Клаузиуса. Связь с принципом Ле-Шателье.

Раздел 9. Термодинамика растворов

Важной характеристикой любого раствора является концентрация, которая показывает, в каком соотношении (весовом или объемном) взяты растворитель и растворенное вещество. Растворы могут быть разбавленные и концентрированные. В разбавленных растворах содержится малое количество, а в концентрированных — большое количество растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя. Концентрацию растворов выражают:

- а) весовыми процентами, т.е. количеством граммов растворенного вещества в 100г раствора;
- б) нормальностью, т. е. числом моль-эквивалентов растворенного вещества в литре раствора;
- в) молярностью, т. е. числом молей растворенного вещества в литре раствора;
- г) моляльностью, т. е. числом молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

Взаимосвязь между свойствами растворов: относительным понижением давления пара, понижением температуры замерзания растворителя, повышением температуры кипения растворителя и осмотическим давлением разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их связь с теплотой кипения и плавления растворителя. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Криометрический, эбулиометрический и осмометрический методы определения молярных масс.

Раздел 10. Кинетика химических реакций.

Предмет и методы химической кинетики. Основные понятия. Реакции простые (одностадийные) и сложные (многостадийные), гомогенные и гетерогенные. Скорость гомогенных химических реакций и методы её измерения. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действующих масс для скорости реакции.

Раздел 11. Уравнения кинетики.

На основе обширного экспериментального материала сформулировали основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов. Этот закон получил название закона действия масс. Константа скорости характеризует зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ и температуры. Если принять концентрации веществ равными единице, можно установить физический смысл константы — она будет равна скорости реакции. Ценность этой кинетической величины определяется тем, что при постоянной температуре она характеризует способность реагирующих веществ к взаимодействию друг с другом. Чем выше реакционная способность взаимодействующих веществ, тем больше значение константы скорости и, следовательно, тем выше, при прочих равных условиях, сама скорость реакции.

Раздел. 12. Расчеты для реакций различных порядков.

Расчет необратимых реакций нулевого, первого, второго порядка. Период полупревращения. Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка реакции.

Раздел. 13. Зависимость скорости реакции от температуры.

Температурный коэффициент скорости реакции. Теория активных бинарных соударений. Энергия активации. Связь между скоростью реакции и энергией активации. Определение энергии активации. Элементы теории переходного состояния (активированного комплекса)

Раздел. 14. Сложные реакции.

Обратимые (двусторонние), конкурирующие (параллельные), последовательные, сопряженные. Цепные реакции Отдельные стадии цепной реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход реакции

Раздел. 15. Цепные и фотохимические реакции.

Цепные реакции Отдельные стадии цепной реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции. Различают два типа цепных реакций: с неразветвленными и разветвленными цепями. К первому типу относятся такие реакции, в которых за каждый цикл (промежуточную стадию) одна активная частица, взаимодействуя с молекулой исходного вещества, образует помимо молекулы конечного продукта только одну новую активную частицу — свободный радикал или атом. К таким реакциям относится цепная реакция образования HCl. В цепных реакциях с разветвляющимися цепями каждая исчезнувшая активная частица генерирует (рождает) несколько новых. Естественно, что разветвленные цепные реакции протекают с самоускорением. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход реакции

Раздел. 16. Каталитические процессы.

Одним из наиболее распространенных в химической практике методов ускорения химических реакций является применение катализаторов. Катализаторами называются вещества, изменяющие скорость химических реакций, но состав и количество которых в конце реакции остается неизменным. Изменение скорости химических реакций в присутствии катализаторов называется катализом, а сами реакции, которые протекают в присутствии катализаторов, называются каталитическими. Катализаторы оказывают различное влияние на скорость химических реакций: одни ускоряют — положительные катализаторы, другие замедляют — отрицательные катализаторы. Положительный и отрицательный катализ. Развитие учения о катализе. Гомогенный катализ. Механизм действия катализатора. Энергия активации каталитических реакций. Кислотно-основной катализ. Торможение химических реакций. Механизм действия ингибиторов.

Раздел. 17. Термодинамика растворов электролитов

Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Понятие об ионной атмосфере. Активность ионов и её связь с концентрацией. Коэффициент активности и зависимость его величины от общей концентрации электролитов в растворе. Ионная сила раствора. Правило ионной силы. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора. Проводники второго рода. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность; их изменение с разведением раствора. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша. Электропроводность неводных растворов. Скорость движения и подвижность ионов. Подвижность и гидратация (сольватация) ионов.

Раздел. 18. Электродные потенциалы.

Механизм возникновения электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Электрохимический потенциал. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Концентрационные гальванические элементы. Химические источники тока. Окислительно-восстановительные потенциалы. Механизм возникновения. Окислительно-восстановительные электроды. Реальный стандартный окислительно-восстановительный потенциал.

СОДЕРЖАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

- Тема 1. Определение теплоты растворения соли в воде;
- Тема 2. Определение коэффициента распределения вещества в двух несмешивающихся растворителях;
- Тема 3. Определение парциальных молярных объемов компонентов в бинарных системах;
- Тема 4. Определение понижения температуры кристаллизации растворителя;
- Тема 5. Построение диаграмм плавкости бинарных металлических систем с различным типом растворимости;
- Тема 6. Определение концентрационной зависимости поверхностного натяжения растворов поверхностно – активных веществ;
- Тема 7. Определение молекулярной массы растворенного вещества в бинарном растворе.
- Тема 8. Определение порядка гомогенной химической реакции и зависимости её скорости от концентрации катализатора;

- Тема 9. Изучение кинетики разложения пероксида водорода в присутствии катализатора;
Тема 10. Изучение влияния температуры на кинетику реакции иодирования ацетона;
Тема 11. Измерение электропроводности растворов электролитов;
Тема 12. Измерение ЭДС гальванических цепей
Тема 13. Определение дипольного момента молекул вещества;
Тема 14. Кинетика реакции омыления сложного эфира щелочью.

**5. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ,
ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ
ДИСЦИПЛИНЫ И УЧЕБНО - МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ
САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ**

Текущий контроль успеваемости:

Рейтинг-контроль 1

Вопрос 1. Для каких процессов справедливо соотношение $dS = \delta q/T$?

Ответы:

1. Для любых;
2. Для любых изотермических;
3. Для любых обратимых;
4. Для обратимых изотермических;
5. Ни для каких из приведенных.

Вопрос 2. Зависит ли изменение энтропии данной системы от формы пути перехода её из одного состояния в другое?

Ответ:

4. Зависит;
2. Зависит, если переход идет необратимо;
3. Не зависит, если переход идет не обратимо;
4. Зависит, если переход идет обратимо;
5. Не зависит.

Вопрос 3. Как изменится энтропия при изотермическом превращении аморфного вещества в кристаллическую его модификацию?

Ответ:

1. Не изменится;
2. Уменьшится;
3. Увеличится;
4. Может и увеличиваться и уменьшаться.

Вопрос 4. Укажите правильную размерность энтропии?

Ответ: 1. Джоуль; 2. Джоуль\ градус; 3. Джоуль\ моль; 4. Л*Атм; 5. Все указанные размерности не верны.

Вопрос 5. Как изменяется энтропия при плавлении твердого тела или при испарении жидкости?

Ответ: 1. Увеличивается; 2. Уменьшается; 3. Не изменяется; 4. Может и увеличиваться и уменьшаться.

Вопрос 6. Укажите точную формулировку второго закона термодинамики.

Ответ: 1. Теплота не может переходить от менее нагретого тела к более нагретому. 2. Теплота не может самопроизвольно переходить от менее нагретого тела к более нагретому телу. 3. Теплота не может переходить от более нагретого тела к менее нагретому. 4. Теплота не может самопроизвольно переходить от более нагретого тела к менее нагретому. 5. Теплота всегда переходит от более нагретого тела к менее нагретому.

Вопрос 7. Известно соотношение $dS \geq \delta q/T$. Когда следует брать знак $>$ и когда знак $=$?

Ответ: 1. $>$ для необратимого процесса и $=$ для обратимого; 2. $>$ для неизотермического процесса и $=$ для изотермического; 3. $>$ для изотермического процесса и $=$ для неизотермического; 4. $>$ для неизолированной системы и $=$ для изолированной; 5. $>$ для обратимого процесса и $=$ для необратимого.

Вопрос 8. Для каких систем изменение энтропии позволяет установить направление самопроизвольных процессов?

Ответ: 1. Для любых изотермических; 2. Для равновесных; 3. Для изолированных; 4. Для любых не равновесных; 5. Вообще для любых.

Вопрос 9. В какую сторону пойдет реакция, если в равновесную систему добавить одно из исходных веществ?

Ответ: 1. Всегда вправо; 2. Всегда влево; 3. Вправо, если добавлено газообразное вещество; 4. Влево, если добавлено газообразное вещество; 5. Вправо, если добавлено твердое или жидкое вещество.

Вопрос 10. От чего зависит константа равновесия реакции?

Ответ: 1. От парциальных давлений исходных веществ и продуктов реакции; 2. От общего давления и температуры; 3. Только от температуры; 4. Только от общего давления; 5. От температуры и парциальных давлений участников реакции.

Вопрос 11. Как изменяется константа равновесия реакции с ростом температуры, если для данной реакции $\Delta H > 0$?

Ответ: 1. Возрастает; 2. Убывает; 3. Не изменяется; 4. Меняется произвольно.

Рейтинг - контроль 2

Вопрос 1. В некоторой реакции при изменении начальной концентрации от 1 до 3 моль/литр период полупревращения уменьшается с 3 часов до 20 минут. Каков порядок этой реакции и чему равна константа скорости?

Вопрос 2. Время полупревращения вещества в реакции первого порядка при 323 К составляет 100 минут, а при 353 К – 15 минут. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

Вопрос 3. Используя правило Вант-Гоффа вычислите, при какой температуре реакция практически закончится через 15 минут, если при 293 К на это требуется 2 часа. Температурный коэффициент для этой реакции = 3.

Вопрос 4. Как зависит от исходной концентрации реагирующего вещества период полупревращения для реакции первого порядка?

Вопрос 5. Как зависит от исходной концентрации реагирующего вещества период полупревращения для реакции второго порядка?

Вопрос 6. Определите энергию активации реакции, для которой при повышении температуры от 295 до 305 К скорость реакции удваивается.

Вопрос 7. Сопоставьте константы скоростей двух реакций второго порядка, если исходные концентрации обоих реагирующих веществ одинаковы. Значения исходных концентраций и периоды полупревращений для этих реакций: первая реакция – 1,5 моль/л, и 200 минут; вторая реакция – 2,0 моль/л и 300 минут.

Вопрос 8. Энергия активации реакции 1 больше энергии активации реакции 2. При температуре T_1 константы скорости этих реакций равны. Каково соотношение между константами скоростей этих реакций при $T_2 > T_1$?

Вопрос 9. Скорость реакции второго порядка равна $4,5 \cdot 10^{-7}$ моль/л·с при концентрации одного реагента $1,5 \cdot 10^{-2}$ моль/л и другого 2,5 моль/л. Рассчитайте константу скорости в $\text{см}^3/\text{моль} \cdot \text{с}$.

Вопрос 10. Реакция термического разложения этана является реакцией первого порядка. При 823 К константа скорости этой реакции равна $2,5 \cdot 10^5 \text{ с}^{-1}$ а при 903 К – $141,5 \cdot 10^5 \text{ с}^{-1}$. Рассчитайте период полупревращения для этой реакции при 873 К.

Вопрос 11. Константа скорости реакции омыления уксусноэтилового эфира щелочью при 283 К равна $2,38 \text{ мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{л}$. Рассчитайте время половинного разложения эфира, если 1 литр 0,5 н раствора эфира смешать с 1 литром 0,1 н раствора щелочи. Реакция омыления эфира подчиняется кинетическому уравнению второго порядка.

Вопрос 12. Реакция $A + B = C$ второго порядка. Если исходные концентрации равны, то за 500 секунд реакция проходит на 20%. За какое время, она пройдет на 60%?

Рейтинг – контроль 3

Вопрос 1. Какова связь между коэффициентами активности компонентов бинарных растворов в соответствии с законом Гиббса – Дюгема? Напишите соответствующее математическое выражение.

Вопрос 2. Что называется парциальной молярной энергией Гиббса компонента раствора?

Вопрос 3. Каким уравнением может быть выражена летучесть газа при сравнительно невысоких давлениях?

Вопрос 4. Каково термодинамическое условие самопроизвольного образования истинного раствора при постоянных давлении и температуре?

Вопрос 5. Что называют молеми раствора?

Вопрос 6. Каков термодинамический смысл коэффициента активности компонента в растворе?

Вопрос 7. Как меняется активность компонента раствора при повышении общего давления? Напишите соответствующее математическое выражение.

Вопрос 7. Что называется активностью компонента раствора?

Вопрос 8. Зависит ли активность от принятого способа выражения концентрации?

Вопрос 9. Приведите математическую запись термодинамического условия равновесия в многокомпонентной системе при постоянных давлении и температуре.

Вопрос 10. Укажите, какое значение может принимать парциальный молярный объем компонента раствора.

Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины (контрольные вопросы к экзамену)

1. Тепловые эффекты химических реакций и их расчет.
2. Термодинамические потенциалы и их расчет.
3. Расчет константы равновесия химической реакции.
4. Расчет констант скоростей химических реакций.
5. Определение порядка реакции различными методами.
6. Энергия активации химической реакции и её расчет.
7. Зависимость теплоты процесса от температуры. Закон Кирхгоффа.
8. Распределение энергии. Энтропия. Формула Больцмана.
9. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца, расчет указанных величин.
10. Абсолютная энтропия. Третий закон термодинамики.
11. Термодинамика фазовых переходов.
12. Закон действия масс. Константа равновесия и её расчет.
13. Влияние катализатора на химические процессы.
14. Правило фаз Гиббса и его применение;
15. Необратимые реакции первого порядка и их расчет.
16. Необратимые реакции второго порядка и их расчет.
17. Методы определения порядка реакции.
18. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Аррениуса.
19. Теория активных соударений.
20. Гомогенный и гетерогенный катализ.
21. Электрохимические реакции, удельная и эквивалентная электропроводность.
22. Электрохимические элементы. ЭДС и её расчет.
23. Уравнение Нернста. Электродные потенциалы.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы студентов

1. Написать и дать пояснения математического выражения первого закона термодинамики
2. Что называется тепловым эффектом химической реакции и как его определить?
3. Написать и дать пояснения уравнению зависимости теплового эффекта химической реакции от температуры при постоянном давлении
4. Как рассчитать теплоту сгорания органического соединения, располагая данными по теплотам образования различных веществ?
5. Написать формулу и дать пояснения о соотношении энтальпии и внутренней энергии для данной термодинамической системы

6. Написать математическое выражение и дать пояснение о соотношении между изменением энтропии и теплотой необратимого процесса.
7. В каком соотношении находятся молярные энтропии трех агрегатных состояний одного вещества: газа, жидкости, твердого тела? Что больше?
8. Как зависит от температуры изменение энергии Гиббса химической реакции? Аргументируйте ответ.
9. Как изменяется энергия Гельмгольца при изотермическом сжатии газа в идеальном состоянии?
10. Что называется насыщенным паром жидкости?
11. Что в термодинамике называется фазой?
12. Как зависит давление насыщенного пара растворенного летучего вещества от температуры?
13. Каков термодинамический смысл коэффициента активности компонента в растворе?
14. Какие факторы влияют на константу равновесия, если реагирующую систему рассматривать как идеальную?
15. Для каких реакций константа равновесия равна равновесному давлению в системе при данной температуре?
16. Как зависит от исходных концентраций реагирующих веществ период полупревращения для реакции второго порядка?
17. Напишите и дайте пояснение выражению для константы скорости реакции первого порядка.

Фонд оценочных средств для проведения аттестации уровня сформированности компетенций обучающихся по дисциплине оформляется отдельным документом.

6. УЧЕБНО – МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Книгообеспеченность

Наименование литературы: автор, название, вид издания, издательство	Год издания	КНИГООБЕСПЕЧЕННОСТЬ	
		Количество экземпляров изданий в библиотеке ВлГУ в соответствии с ФГОС ВО	Наличие в электронной библиотеке ВлГУ
1	2	3	4
Основная литература*			
1. Физическая и коллоидная химия.. Нигматуллина Н.Г. Учебное пособие	2015	20	
2. Физическая химия. Даниэльс Ф., Олберти Ф. – М.: Мир	1978	86	
3. Физическая химия. Эткинс П. – М.: Мир.	2017	30	http://znanium.com/catalog/product/948402
4. Основы физической химии. Борнацкий И.И. – М.: Мир.	1989	10	http://dspace.www1.vlsu.ru/handle/123456789/562
5. Практические работы по физической химии. Шиляева Л.П., Судакова Н.Н., Белоусова В.Н., Минакова Т.С., Мамонтов Г.В. Учебное пособие. 2015. 244 стр.	2015	30	https://e.lanbook.com/book/68308
Дополнительная литература			
1. Родин В.В. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие. — Ставрополь: АГРУС, 2013. — 156 с.	2013	10	
2. Кириченко О. А. Практикум по коллоидной химии: Учебно-методическое пособие - М.: МПГУ, 2012. - 110 с.	2012		http://znanium.com/catalog/product/757805
3. Афанасьева Б.Н., Фкулова Ю.П. Физическая химия. Издательство Лань	2014		http://znanium.com/catalog/product/514197

6.2. Периодические издания

1. Вода: химия и экология.
2. Сорбционные и хроматографические процессы.
3. Environ Technol.
4. Восточно – Европейский журнал передовых технологий

6.3. Интернет – ресурсы

1. <https://ru.wikipedia.org/wiki/>
2. <http://www.chemport.ru/>
3. <http://www.xumuk.ru/>
4. <http://elibrary.ru/>
5. <http://sci-hub.org/>

7. МАТЕРИАЛЬНО – ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Для реализации данной дисциплины имеются специальные помещения для проведения занятий *лекционного типа, занятий лабораторного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации*. Лабораторные и лекционные занятия проводятся в ауд. 331-1 «Физическая и коллоидная химия».

Перечень используемого лицензионного программного обеспечения Windows 7, Microsoft Office 2010.

Рабочую программу составил д.х.н. проф. Кухтин Б.А.
(ФИО, подпись)

Рецензент
(представитель работодателя) генеральный директор ООО «БМТ» к.т.н. Поворов А.А.
(место работы, должность, ФИО, подпись)

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 9 от 22.05.22 года

Заведующий кафедрой д.х.н. проф. Смирнова Н.Н.
(ФИО, подпись)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии
направления 18.03.01 «Химическая технология»

Протокол № 09 от 21.05.22 года

Председатель комиссии д.т.н. проф. Панов Ю.Т....
(ФИО, подпись)

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

ЛИСТ РЕГИСТРАЦИИ ИЗМЕНЕНИЙ

в рабочую программу дисциплины

Физическая ХИМИЯ

образовательной программы направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология»,

направленность: «Технология и переработка полимеров»

бакалавриат

Номер изменения	Внесены изменения в части/разделы рабочей программы	Исполнитель ФИО	Основание (номер и дата протокола заседания кафедры)
1			
2			

Зав. кафедрой _____ / _____
*Подпись**ФИО*