

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Саратовский государственный технический
университет имени Гагарина Ю.А.»

Кафедра «Химия»

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине

Б.1.1.8 «Физическая химия»

направления подготовки

22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов»

Профиль 1– «Материаловедение и технология новых материалов»

Квалификация – бакалавр

форма обучения – очная

курс – 1

семестр – 1, 2

зачетных единиц – 3, 4

часов в неделю – 4, 4

академических часов – 252 час (108 + 144) час

в том числе:

лекции – 36 час

практические занятия – нет

лабораторные занятия – 72 час

самостоятельная работа – 144 (54 + 90) час

зачет – 1 сем

экзамен – 2 сем

РГР – 1, 2 семестр нет

курсовая работа – нет

курсовой проект – нет

1. Цели и задачи дисциплины

Цель преподавания дисциплины: целью преподавания химии является создание у студента правильного понимания химической картины окружающего мира; умение выделять химические и физико-химические процессы в природе и технике.

Задачи изучения дисциплины: умение создать модель химических процессов в материалах; умение использовать принципы, определяющие зависимость состав – свойство.

2. Место дисциплины в структуре ООП ВО

Для освоения данной дисциплины по программе необходимо знание основ физики. Так, некоторые разделы курса химии основаны на ее законах и явлениях. Например, такие разделы, как основы квантовой механики, газовые законы (закон Авогадро и др.), явление осмоса и т.п. требуют от обучающихся знания основ молекулярной физики, основ термодинамики и пр.

Для освоения данной дисциплины по программе необходимо также знание основ математики, т.к. обучение студентов на протяжении всего курса будет связано с решением задач по многим разделам курса. Данная дисциплина будет нужна для освоения студентом физики, материаловедения материалов.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

Изучение дисциплины направлено на формирование следующих компетенций:

ОПК-3 – готовностью применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общинженерные знания в профессиональной деятельности

Студент **должен знать**: основные классы химических веществ и основные типы химических реакций, на основании электронного строения определять химические свойства соединений, закономерности протекания химических процессов и явлений

Студент **должен уметь**: создать модель химических процессов в органических и неорганических материалах; использовать принципы, определяющие зависимость состав – свойство; приобрести определенные навыки безопасной работы с химическими веществами.

Студент **должен владеть**: логическим мышлением, чтобы понимать взаимосвязь физико-химических процессов и явлений с различными областями техники и науки, должен владеть языком, чтобы ясно излагать свои мысли, должен владеть математическим аппаратом, чтобы производить

необходимые расчеты, например, логарифмированием, интегрированием, дифференцированием и пр.

4. Распределение трудоемкости (час.) дисциплины по темам и видам занятий

1 семестр

№ модуля	№ недели	№ темы	Наименование темы	Часы				
				всего	лекции	лаб. зан.	пр. зан.	СРС
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1	1	Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика. Первый закон термодинамики. Закон Гесса. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Зависимость теплового эффекта от температуры. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Кирхгоффа.	8	2	-	-	6
1	2-3	2	Первый и второй законы термодинамики для изолированных и открытых систем. Энтропия. Необратимые процессы.	14	2			10
1	2-3	1	Л.р. 1. Калориметрия. Тепловые эффекты химических реакций.			4		
1	4	3	Химическая кинетика. Кинетическое уравнение химической реакции. Порядок реакции. Реакции нулевого, первого и второго порядка. Молекулярность элементарных реакций. Сложные реакции. Классификация сложных реакций: параллельные реакции, сопряженные реакции, цепные реакции. Уравнение Аррениуса. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций. Кинетика гетерогенных химических реакций. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Штарка-Эйнштейна. Теория переходного состояния. Химическое равновесие.	8	2			6
1	1-6		Л.р. 2. Химическая кинетика и химическое равновесие.	20		6		14
1	5	4	Фазовые равновесия. Правило фаз. Равновесные соотношения при фазовых переходах.	4	2			4
1	1-6		Катализ гомогенный и гетерогенный. Адсорбция и её роль в катализе. Изотерма адсорбции. Зависимость адсорбции от температуры и вида газа. Практическое применение адсорбции.	4	2			2
1	8	6	Адсорбция и адсорбционное равновесие.	5	2			3
1	6-7	5	Л.Р. 3. Адсорбция карбоновых кислот углем.	10		5		5
2	9-11	7	Классификация дисперсных систем. Структура молекул воды. Растворимость. Свойства	12	6			4

			растворов неэлектролитов. Отклонение свойств растворов электролитов. Диссоциация. Производство растворимости. Теория кислот и оснований. Комплексные соединения. Аквакомплексы.					
2	12	8	Общие свойства металлов. Сплавы. Твердые растворы.	6	2			4
2	13-16	9	Электрохимические системы. Электродные потенциалы. Гальванические элементы. Окислительно-восстановительные электроды. Поляризация. Электролиз. Законы Фарадея. Аккумуляторы. Топливные элементы. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии.	12	8			4
2	13-18	8	Л.Р.4. Электрогравиметрия	10		6		4
2	17	10	Химические и физико-химические методы анализа. Качественный и количественный анализ.	8	4			4
Итого				108	18	36		54

**4. Распределение трудоемкости (час.) дисциплины по темам
и видам занятий
2 семестр**

№ модуля	№ недели	№ темы	Наименование темы	Часы				
				всего	лекции	лаб. зан.	пр. зан.	СРС
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1	1	Электропроводность растворов электролитов. Удельная электропроводность растворов электролитов κ (каппа). Влияние различных факторов на удельную электропроводность растворов электролитов. Молярная электропроводность растворов электролитов λ . Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Правило (закон) Кольрауша.	8	2	-		6
1	4	3	Л.р. 1. Определение значения водородного показателя (рН) водных растворов электролитов.	17		11		6
1	5	4	Л.р. 2. Определение среднего коэффициента активности электролита методом потенциометрии.	14		10		4
1	1-6		Поверхностные явления. Поверхностная энергия G_s . Поверхностное натяжение σ . Влияние поверхностного слоя фазы на её общие свойства.	4	2			2

1	8	6	Адсорбция на границе раствор – пар. Поверхностно-активные (ПАВ) вещества и поверхностно-инактивными (ПИАВ). Правило Траубе и Дюкло. Адсорбция на границе твердое тело – газ. Физическая и химическая адсорбция. Тепловые эффекты физической и химической адсорбции.	5	2			3
2	12	8	Теории адсорбции. Теория мономолекулярной адсорбции Лэнгмюра. График изотермы адсорбции Лэнгмюра. Ограничения теории мономолекулярной адсорбции. Теория полимолекулярной адсорбции Поляни. Теория адсорбции Фрейндлиха. Изотерма адсорбции Фрейндлиха. Адсорбция на границе твердое тело – раствор. Молекулярная адсорбция из растворов. Адсорбция из растворов электролитов. Эмпирическое правило Пескова и Фаянса.	6	2			4
2	17	10	Коллоидные системы. Лиофобные и лиофильные коллоидные растворы. Методы получения лиофобных коллоидов. Агрегативная устойчивость лиофобных коллоидов. Строение коллоидной мицеллы. Коагуляция лиофобных коллоидов. Порог коагуляции - γ . Правило Шульце-Гарди. Механизм и кинетика коагуляции зольей электролитами. Взаимная коагуляция зольей. Старение зольей пептизация.	6	2			4
			Л.р. № 3 Получение магнитной жидкости на основе наночастиц магнетита.	12		6		6
			Двойной электрический слой и электрокинетические явления. Кинетическая устойчивость зольей. Седиментация. Очистка коллоидных систем.	6	2			4
			Оптические свойства коллоидных систем. Эффект Тиндаля. Процесс дифракционного светорассеяния на частицах, размер которых значительно меньше длины волны. Уравнение Рэлея.	6	2			4
			Полимеры. Получение полимеров. Реакции полимеризации и поликонденсации. Классификация полимеров. Виды полимеров, используемых в технике.	8	2			6
			Строение вещества в конденсированном состоянии. Амфорное или кристаллическое состояния твердого тела. Четыре основные типа кристаллических веществ, или кристаллических решеток: атомная, ионная, металлическая и молекулярная. Элементарная ячейка. Семь видов кристаллических систем: кубическая, тетрагональная, гексагональная,	8	2			6

			ромбическая, ромбоэдрическая, моноклинная, триклинная и 14 типов элементарных ячеек. Фазовые переходы.					
			Л. Р. № 4 Получение сферических микрочастиц карбоната кальция»	11		9		2
Итого				144	18	36		90
Всего				252	36	72		144
5. Содержание лекционного курса 2 семестр								
№ модуля	№ недели	№ темы	Наименование темы	Часы				
				всего	лекции	лаб. зан.	пр. зан.	СРС
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1	1	Электропроводность растворов электролитов. Удельная электропроводность растворов электролитов κ (каппа). Влияние различных факторов на удельную электропроводность растворов электролитов.	8	2			6
1	3	2	Молярная электропроводность растворов электролитов λ . Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Правило (закон) Кольрауша.	10	2			8
			Лаб.р. 1. Определение константы и степени диссоциации слабого электролита. Решение задач.	6			2	4
1	5	3	Адсорбция на границе раствор – пар. Поверхностно-активные (ПАВ) вещества и поверхностно-инактивными (ПИАВ). Правило Траубе и Дюкло. Адсорбция на границе твердое тело – газ. Физическая и химическая адсорбция. Тепловые эффекты физической и химической адсорбции.	6	4			2
1	4-6	4	Л.р. 2. Определение среднего коэффициента активности электролита методом потенциометрии. Ре-шение задач.	12		6		6
2	7	4	Поверхностные явления. Поверхностная энергия G_s . Поверхностное натяжение σ . Влияние поверхностного слоя фазы на её общие свойства.	4	2			2
2	13-17	8	Л.Р.№ 3 Получение магнитной жидкости на основе наночастиц магнетита.	10		6		4
2	9	5	Адсорбция на границе раствор – пар. Поверхностно-активные (ПАВ) вещества и поверхностно-инактивными (ПИАВ). Правило Траубе и Дюкло. Адсорбция на границе твердое тело – газ. Физическая и химическая адсорбция. Тепловые эффекты физической и химической адсорбции.	4	2			2
			Коллоидные системы. Лиофобные и лиофильные коллоидные растворы. Методы					

		получения лиофобных коллоидов. Агрегативная устойчивость лиофобных коллоидов. Строение коллоидной мицеллы. Коагуляция лиофобных коллоидов. Порог коагуляции - γ . Правило Шульце-Гарди. Механизм и кинетика коагуляции зольей электролитами. Взаимная коагуляция зольей. Старение зольей пептизация.				
		Л. Р. № 4. Получение сферических микрочастиц карбоната кальция. Выполнение работы, составления отчета.	4		2	2
ВСЕГО			72	18	18	36

1 семестр

5. Содержание лекционного курса

№ темы	Всего часов	№ лекции	Тема лекции. Вопросы, отрабатываемые на лекции
1	2	3	4
1	8	1	<p>Физическая химия как раздел естествознания. Понятие о формах материи: вещество и поле. Специфичность химической формы движения материи. Предмет химии и связь её с другими науками. Понятие химической системы и химической реакции. Значение химии для инженеров избранной специальности, в технологических и экономических вопросах народного хозяйства. Химия и охрана окружающей среды. Роль химии в решении экологических проблемах.</p> <p>Основные виды взаимодействия молекул. Межмолекулярные силы взаимодействия. Водородная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие. Комплексные соединения. Комплексообразователи, лиганды, заряд и координационное число комплексов. Понятие о теориях комплексных соединений. Химия вещества в конденсированном состоянии. Агрегатное состояние вещества. Фазовые переходы. Амфотерное и кристаллическое состояние вещества. Строение кристаллов. Химическая связь в твердых телах. Металлы и металлическая связь. Атомные кристаллические решетки на примере алмаза, кремния, германия. Ионные кристаллы.</p>
2	6	2	<p>Общие закономерности химических процессов Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия, теплота, работа. Энтальпия. Закон Гесса. Термохимия.</p> <p>Энтальпия образования химических веществ. Термохимические расчеты. Энтропия и её изменения при химических процессах, в процессе нагревания (охлаждения) и фазовых переходов. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса и методы расчета.</p>
3	4	3	Химическая кинетика и химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от

			температуры. Кинетическое уравнение химической реакции. Порядок реакции. Реакции нулевого, первого и второго порядка. Молекулярность элементарных реакций. Сложные реакции. Классификация сложных реакций: параллельные реакции, сопряженные реакции, цепные реакции. Уравнение Аррениуса. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций. Кинетика гетерогенных химических реакций. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Штарка-Эйнштейна. Теория переходного состояния. Химическое равновесие. Константа равновесия и её связь с энергией Гиббса химических процессов. Принцип Ле-Шателье.
4	6	4	Основные характеристики растворов и других дисперсных систем. Общие понятия о растворах, дисперсных системах. Классификация дисперсных систем. Способы выражения составов растворов. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Давление насыщенного пара над раствором. Законы Рауля. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа
			Свойства растворов электролитов. Причины отклонения свойств растворов электролитов от Закона Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Классификация электролитов по степени диссоциации. Слабые электролиты. Закон Освальда. Сильные электролиты. Активность. Гидролиз солей.
5		5	Общие свойства металлов и сплавов. Распространение и формы нахождения металлических элементов в природе. Электронные семейства металлов. Отношение металлов к элементарным окислителям, к воде, водяному пару, к кислотам и щелочам. Способы получения металлов. Физико-химический анализ металлических сплавов. Твердые растворы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Электрохимические системы. Понятие об электродных потенциалах. Строение двойного электрического слоя на границе электрод - раствор. Измерение электродных потенциалов. Гальванические элементы. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость величины потенциала от концентрации ионов в растворе. Электродвижущая сила гальванических элементов. Окислительно-восстановительные электроды. Сущность электролиза, отличие его от процессов, происходящих в гальванических элементах. Последовательность разрядки ионов на катоде и аноде. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения. Электролиз с водным и нерастворимым анодами. Законы Фарадея. Выход по току. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Электрохимическая коррозия. Методы борьбы с коррозией металлов: защитные покрытия, легирование, электрохимическая защита. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

2 семестр

5. Содержание лекционного курса

№ темы	Всего часов	№ лекции	Тема лекции. Вопросы, отрабатываемые на лекции
1	2	3	4
			Основные виды взаимодействия молекул. Межмолекулярные силы

			<p>взаимодействия. Водородная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие. Комплексные соединения. Комплексообразователи, лиганды, заряд и координационное число комплексов. Понятие о теориях комплексных соединений. Химия вещества в конденсированном состоянии. Агрегатное состояние вещества. Фазовые переходы. Амфотерное и кристаллическое состояние вещества. Строение кристаллов. Химическая связь в твердых телах. Металлы и металлическая связь. Атомные кристаллические решетки на примере алмаза, кремния, германия. Ионные кристаллы.</p>
4	6	4	<p>Основные характеристики растворов и других дисперсных систем. Общие понятия о растворах, дисперсных системах. Классификация дисперсных систем. Способы выражения составов растворов. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Давление насыщенного пара над раствором. Законы Рауля. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа</p>
			<p>Свойства растворов электролитов. Причины отклонения свойств растворов электролитов и неэлектролитов. Изотонический коэффициент. Классификация электролитов по степени диссоциации. Слабые электролиты. Закон Освальда. Сильные электролиты. Активность. Гидролиз солей.</p>
5		5	<p>Общие свойства металлов и сплавов. Распространение и формы нахождения металлических элементов в природе. Электронные семейства металлов. Отношение металлов к элементарным окислителям, к воде, водяному пару, к кислотам и щелочам. Способы получения металлов. Физико-химический анализ металлических сплавов. Твердые растворы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Электрохимические системы. Понятие об электродных потенциалах. Строение двойного электрического слоя на границе электрод - раствор. Измерение электродных потенциалов. Гальванические элементы. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость величины потенциала от концентрации ионов в растворе. Электродвижущая сила гальванических элементов. Окислительно-восстановительные электроды. Сущность электролиза, отличие его от процессов, происходящих в гальванических элементах. Последовательность разрядки ионов на катоде и аноде. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения. Электролиз с водным и нерастворимым анодами. Законы Фарадея. Выход по току. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Электрохимическая коррозия. Методы борьбы с коррозией металлов: защитные покрытия, легирование, электрохимическая защита. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.</p>

**6. Перечень практических занятий.
Не предусмотрены учебным планом**

7. Перечень лабораторных работ.

1 семестр

№ темы	Всего часов	№ работы	Наименование лабораторной работы. Вопросы, отрабатываемые на лабораторном занятии.
1	2	3	4
1	8	2	Калориметрия. Основные понятия и величины в химической термодинамике. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Энергетические эффекты химических реакций и фазовых превращений. Термохимические законы. Энтальпия образования химических соединений. Закон Гесса. Термохимические расчеты. Энтропия. Направление и предел протекания процессов в изолированных системах. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца химической реакции. Второй закон термодинамики для изолированных и открытых систем. Выполнение (экспериментальная часть) работы. Методы термохимических расчетов. Решение задач. Оформление отчета по работе. Построение графиков зависимости температуры калориметра от времени.
2	10	2	Химическая кинетика. Химическое равновесие. Понятие средней скорости процесса. Факторы, определяющие скорость реакции. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ, концентрации и температуры. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Состояние равновесия системы с точки зрения химической кинетики. Константа равновесия как мера глубины протекания процесса. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье. Выполнение (экспериментальная часть) работы. Решение задач на закон действия масс, правило Вант-Гоффа, смещение равновесия по принципу Ле Шателье с подтверждением расчетами скоростей реакций, расчет константы равновесия.
3	10	3	Адсорбция карбоновых кислот углем. Ознакомление с понятием поверхностная энергия и методами ее измерения для жидкостей. Уравнение Гиббса для свободной энергии. Поверхностная активность. Свойства поверхностно-активных веществ. Строение их молекулы. Примеры ПАВ. Особенности адсорбции твердыми адсорбентами. Сущность правила уравнения полярностей. Вывод уравнения изотермы адсорбции Ленгмюра. Расчет удельной поверхности адсорбата. Эмпирическое уравнение адсорбции Фрейндлиха. Графический метод определения его констант. Сущность физической адсорбции и хемосорбции. Природа адсорбционных сил при различных формах адсорбции. Выполнение (экспериментальная часть) работы. Обработка результатов экспериментов и оформление отчета. Построение графиков изотерм адсорбции Ленгмюра и Френдлиха.
4	8	4	Электрогравиметрия. Электролиз. Принципиальное различие между гальваническим элементом и электролизером. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов. Катодные и анодные процессы. Электролиз с растворимым анодом. Анодирование. Электрохимическая обработка металлов. Напряжение разложения электролита. Законы Фарадея. Выход веществ по

			току. Промышленное применение электролиза. Выполнение (экспериментальная часть) работы. Обработка результатов экспериментов и оформление отчета. Решение задач.
--	--	--	---

2 семестр

7. Перечень лабораторных работ

№ темы	Всего часов	Наименование лабораторной работы. Вопросы, отрабатываемые на лабораторном занятии
1	8	Л.Р. № 1. Определение значения водородного показателя (рН) водных растворов. В работе определяют электропроводность чистой воды и насыщенного раствора малорастворимой соли, рассчитывают удельную электропроводность, растворимость и произведение растворимости малорастворимой соли, сопоставляют результат со справочными данными.
4	10	Л.Р. № 2. Определение среднего коэффициента активности электролита методом потенциометрии. В работе определяют электропроводность всех образцов воды, рассчитывают значение удельной электропроводности исследуемых образцов воды, располагают в ряд образцы воды по мере уменьшения удельной электропроводности и делают вывод о степени чистоты разных образцов воды. Сильные и слабые электролиты. Различные классы химических соединений с точки зрения ТЭД. Соли средние, кислые, основные, двойные, комплексные. Амфотерные электролиты. Степень электролитической диссоциации. Константа диссоциации. Диссоциация как равновесный процесс. Водородный показатель. Выполнение (экспериментальная часть) работы. Отработка написания ионно-молекулярных уравнений. Решение задач.
5	12	Л.Р. № 3. Получение магнитной жидкости магнитной жидкости на основе наночастиц магнетита. Выполнение работы, составления отчета.
		Л. Р. № 4. Получение сферических микрочастиц карбоната кальция. Выполнение работы, составления отчета.

1 семестр

8. Задания для самостоятельной работы студентов.

№ темы	Всего час.	Вопросы для самостоятельного изучения (задания).	Литература
1	2	3	4
1	16	Общие закономерности химических процессов Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия, теплота, работа. Энтальпия. Закон Гесса. Термохимия. Второй закон термодинамики для изолированных и открытых систем. Энтропия. Необратимые процессы.	[1].гл.1. § 4-6. [1].гл.1. §7-10 [1].гл.1. § 11-12 [1].гл.1. § 13, 14. [1].гл.1. § 15.
2	18	Химическая кинетика и химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия	[1].гл. 111, §§ 27, 28, 29, 30 [2]. гл. I, §§ 5, 6 [1].гл.IV, §§ 31, 35, 38 [2]. гл. I, §§ 1-4 [1]. гл.VII, § 47-49

		<p>активации. Цепные реакции. Принцип Ле-Шателье. Гомогенные и гетерогенные системы. Константа равновесия и её связь с энергией Гиббса процессов. Фазовые равновесия. Правило фаз. Равновесные соотношения при фазовых переходах. Катализ гомогенный и гетерогенный. Адсорбция и её роль в катализе. Поверхностные явления. Адсорбция на поверхности твердых тел. Изотерма адсорбции. Зависимость адсорбции от температуры и вида газа. Природа адсорбционных явлений. Практическое применение адсорбции. Механизм химических реакций. Основные типы химических реакций.</p>	<p>[2]. гл. I, § 6 [1]. гл. IV, § 38 [2]. гл. I, §§ 3, 4</p>
3	20	<p>Химические системы. Основные характеристики растворов и других дисперсных систем. Общие понятия о растворах, дисперсных системах. Классификация дисперсных систем. Способы выражения составов растворов. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Давление насыщенного пара над раствором. Законы Рауля. Осмотическое давление Закон Вант-Гоффа. Свойства растворов электролитов. Причины отклонения свойств растворов электролитов и неэлектролитов. Изотонический коэффициент. Классификация электролитов по степени диссоциации. Слабые электролиты. Закон Освальда. Сильные электролиты. Активность. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей. Диссоциация комплексных соединений. Теория кислот и оснований. Гетерогенные коллоидные системы и их получения. Строение коллоидных частиц. Агрегативная и кинетическая устойчивость систем. Коагуляция. Эмульсии. Суспензии. Электрофорез.</p>	<p>[1]. гл. V, §§ 40-42 [2]. гл.2, §§.1-3</p>

9. Курсовой проект

Не предусмотрен учебным планом

10. Курсовая работа

Не предусмотрена учебным планом

11. Расчетно – графическая работа

Не предусмотрен учебным планом

12. Контрольная работа

Не предусмотрена учебным планом

13. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)

В процессе освоения образовательной программы у обучающегося в ходе изучения дисциплины «Физическая химия» должны сформироваться общепрофессиональные компетенции ОПК-3.

Под компетенцией ОПК-3 понимается использование основные законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

Для формирования данной компетенции необходимы базовые знания фундаментальных разделов биологии, химии, физики, химии, географии, математики.

Формирования данной компетенции параллельно происходит в рамках учебных дисциплин Б.1.1.5 «Математика», Б.1.1.6 «Физика», Б.1.1.7 «Неорганическая и органическая химия». Для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины «Физическая химия», проводится промежуточная аттестация в виде зачета.

Процедура оценивания знаний, умений, навыков по дисциплине «Физическая химия» включает учет успешности выполнения лабораторных работ, самостоятельной работы, тестовых заданий и сдачи зачета.

Лабораторные работы считаются успешно выполненными в случае предоставления в конце занятия отчета (журнала), включающего тему, цель, ход работы, соответствующие рисунки, и ответа на теоретические вопросы по теме работы. Шкала оценивания – «зачтено / не зачтено». «Зачтено» за лабораторную работу ставится в случае, если она полностью правильно выполнена, при этом обучающимся показано свободное владение материалом по дисциплине. «Не зачтено» ставится в случае, если работа выполнена неправильно, тогда она возвращается на доработку и затем вновь сдаётся на проверку преподавателю.

Самостоятельная работа считается успешно выполненной в случае если проработан теоретический материал по каждой теме. Задания соответствуют пункту 9 рабочей программы.

В конце семестра обучающийся письменно отвечает на тестовые задания, содержащие вопросы по изученному материалу. Оценивание тестовых заданий проводится по принципу «зачтено» / «не зачтено». В качестве критериев оценивания используется количество правильных ответов. При ответе более чем, на 40% вопросов выставляется «зачтено», в случае меньшего количества правильных ответов ставится «не зачтено».

К зачету по дисциплине обучающиеся допускаются при:

- Выполнении лабораторных работ, предоставлении оформленных отчетов и выполнения заданий по всем лабораторным работам ;
- проработке теоретического материала по каждой теме в соответствии с пунктом 9 рабочей программы;
- успешном написании тестовых заданий.

Зачет сдается устно, по билетам, в которых представлено 3 вопроса из перечня «Вопросы для зачета». Оценивание проводится по принципу «зачтено» / «не зачтено».

«Зачтено» ставится при:

- правильном, полном и логично построенном ответе,
- умение оперировать специальными терминами,
- использование в ответе дополнительного материала,
- иллюстрирование теоретического положения практическим материалом.

Но в ответе могут иметься

- негрубые ошибки или неточности,

- затруднения в использовании практического материала,
 - не вполне законченные выводы или обобщения.
- «Не зачтено» ставится при:
- неполном схематичном ответе,
 - не умение оперировать специальными терминами или их незнании.

13. Экзаменационные вопросы

1 семестр
Не предусмотрено учебным планом

14. Экзаменационные вопросы

2 семестр

Вопросы для экзамена

1. Термодинамическая система. Термодинамические функции. Функции процесса и функции состояния. Первый закон термодинамики. Закон Гесса и следствие из него.
2. Самопроизвольно протекающие химические процессы. Свободная энергия системы (энергия Гиббса, энергия Гельмгольца). Критерий направления химических процессов. Термодинамическое условие равновесия в системе.
3. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с диоксидом углерода протекает по уравнению: $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$ $\Delta H = 247,37$ кДж. При какой температуре начнется эта реакция ?
4. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
5. Вычислите тепловой эффект реакции $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}$ при стандартных условиях в системе.
6. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе : $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO} + 2\text{H}_2(\text{г})$
7. Определить, возможна ли реакция $\text{CH}_4 + 1/2\text{O}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$ при стандартных условиях.
8. Во сколько раз изменится скорость реакции , протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120° до 80° С, а температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5 .
9. Понятие скорости химической реакции. Зависимость её от концентрации реагирующих веществ, температуры.
10. Теория активированного комплекса. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Основные способы ускорения химического процесса.
11. Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условие химического равновесия. Константа химического равновесия. Её связь с термодинамическим потенциалом.
12. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Основные положения теории каталитических реакций.
13. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$. Как изменится скорость прямой реакции - образования серного ангидрида, если увеличить давление, газовой смеси в 4 раза?
14. Реакция идет по уравнению: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Напишите выражение для константы химического равновесия. Как следует изменить концентрацию веществ и давление, чтобы повысить выход NO_2 ? Расчёты обоснуйте теоретическими положениями.
15. Константа химического равновесия. Из 2-х молей CO и двух молей Cl_2 образовалось 0,45 моля COCl_2 по реакции : $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$.

16. Реакция идёт по уравнению: $N_2 + O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ были: $[N_2] = 0,049$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л; Вычислите концентрации этих веществ, когда $[N_2] = 0,005$ моль/л.

17. Как изменится скорость реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ $\Delta H_{298} = -92,4$ кДж, если уменьшить объём газовой смеси в 3 раза? Как следует изменить концентрации веществ, температуру и давление, чтобы сместить равновесие вправо?

18. В каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления для следующих обратимых реакций: $N_2 + O_2 = 2NO$ $\Delta H > 0$ и $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ $\Delta H < 0$. Ответы обоснуйте теоретическими положениями.

19. В какой из двух систем вызовет смещение равновесия понижение давления: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$; $N_2 + O_2 = 2NO$. Ответ подтвердите расчётом скоростей прямой и обратной реакций при условии, что давление понизилось в 2 раза. Напишите выражения для констант равновесия этих реакций.

20. Константа равновесия галогенной системы $CO + H_2O = CO_2 + H_2$ при $650^\circ C$ равна 1. Вычислить концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации $[CO] = 3$ моль/л, $[H_2O] = 2$ моль/л.

21. Во сколько раз следует увеличить давление в системе $C(к) + H_2O = CO(г) + H_2(г)$, чтобы скорость прямой реакции возросла в 100 раз?

22. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2CO + O_2 = 2CO_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[CO] = 0,2$ моль/л, $[O_2] = 0,1$ моль/л, $[CO_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации CO и O_2 .

23. В каком направлении сместится равновесие реакции $A_2(г) + B_2(г) = 2AB(г)$, если давление увеличить в 2 раза и одновременно повысить температуру на $50^\circ C$? Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакции равны соответственно 2 и 3. Каков знак ΔH этой реакции? Расчёты обоснуйте теоретическими положениями.

24. Сорбция. Виды сорбции. Сорбаты. Сорбенты.

25. Характеристика растворов. Процесс растворения. Термические эффекты при растворении.

26. Растворимость. Зависимость растворимости от внешних условий. Закон Генри. Закон распределения.

27. Насыщенные и разбавленные растворы. Способы выражения содержания растворённого вещества в растворе. Определить массовую долю, молярность, моляльность, нормальность и титр водного раствора азотной кислоты, если в 50 г воды растворено 50 г кислоты, плотность получившегося раствора $1,52$ г/см³.

28. Вычислите массовую долю, моляльность, нормальность и титр 8 М раствора HNO_3 , плотность которого $1,246$ г/мл.

29. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) при $25^\circ C$?

30. Давление, насыщенного пара растворов. Закон Рауля. Кипение и замерзание растворов. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы растворителей. Рассчитать при какой температуре кипит и кристаллизуется раствор содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы?

31. Отклонение поведения растворов солей, оснований, кислот от законов Вант-Гоффа и Рауля. Теория электролитической диссоциации. Зависимость степени диссоциации от типа связи в молекуле электролита.

32. Вычислить молярную и эквивалентную концентрации 16% раствора $AlCl_3$ ($\rho = 1,149$ г/см³).

33. Вычислите кажущуюся степень диссоциации $MgCl_2$ в водном растворе с массовой долей 0,5 % и плотностью 1000 г/л, если при $18^\circ C$ осмотическое давление этого раствора равно $3,2 \cdot 10^5$ Па.

34. В каких отношениях по массе надо взять этиленгликоль $C_2H_4(OH)_2$ и воду, чтобы приготовленный из них антифриз замерзал при $t = -20^\circ$
35. В каких объёмных отношениях надо взять этиленгликоль $C_2H_4(OH)_2$ и воду для приготовления антифриза, чтобы температура замерзания была $-25^\circ C$. Плотность $C_2H_4(OH)_2$ -1116 кг/м^3 .
36. Вычислить процентную концентрацию водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, если температура кристаллизации раствора $= -0,93^\circ$, $K = 1,86^\circ$.
37. Вычислить температуру кипения 15% водного раствора пропилового спирта C_3H_7OH . Эбуллиоскопическая константа воды $0,53^\circ$.
38. Какова температура замерзания раствора неэлектролита, содержащего $2,01 \cdot 10^{23}$ молекул в 1 л воды.
39. Составьте схему гальванического элемента, в котором Mn будет анодом $[Mn] = 0.01 \text{ M}$. Другой электрод стандартный. Составьте электронные уравнения процессов. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента.
40. Понятие об электродном потенциале. Механизм возникновения. Зависимость потенциала от концентрации раствора и температуры. Ряд напряжений металлов. Устройство стандартного водородного электрода.
41. Потенциал окислительно-восстановительных электродов. Рассчитайте равновесный потенциал электрода, на котором протекает реакция по уравнению: $PbO_2 + 4H^+ + 2e = Pb^{2+} + 2H_2O$. Стандартный потенциал равен $+1,45 \text{ В}$, $[Pb^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, $pH = 4$.
42. В гальваническом элементе протекает реакция: $Cr + Cd^{2+} = Cr^{3+} + Cd$. Составьте схему, напишите уравнения катодного и анодного процессов, рассчитайте ЭДС, если $[Cd^{2+}] = 1 \text{ M}$, $[Cr^{3+}] = 0,001 \text{ M}$.
43. Составьте, гальванические элементы, в одном из которых Ni будет анодом, а в другом - катодом. Как будут работать они и какова их ЭДС, если $[Ni^{2+}] = 0,01 \text{ M}$, а другой электрод - стандартный.
44. Электролиз растворов и расплавов. Порядок выделения веществ на катоде и аноде.
45. Как протекает электролиз раствора $NiSO_4$ с никелевым и угольным анодом? Где применяется этот процесс? Если количество электричества $Q = 965 \text{ Кл}$; то сколько вещества выделится во втором случае на аноде и катоде?
46. Какие вещества и в каких количествах выделяются на электродах и образуются в околоэлектродных пространствах, если через раствор 1 M сульфата магния пропущено 1930 Кл.
47. Электролиз раствора $NiSO_4$. Какие вещества и в каких количествах выделяются на электродах при прохождении 1990 Кл электричества, а концентрация 0,1 M.
48. Электролиз раствора и расплава $AlCl_3$. Количество электричества $Q = 1965 \text{ Кл}$; какие вещества и в каких количествах выделяются?
49. Как с помощью электролиза нанести покрытие из цинка на изделие? Какова была сила тока, если при электролизе в течении 10 мин на изделии выделилось 32,5 г цинка? Выход по току - 75%.
50. Сколько граммов H_2SO_4 образуется возле анода при электролизе раствора Na_2SO_4 если на аноде выделяется 1,12 л O_2 (н.у.). Вычислить массу вещества выделяющегося на катоде.
51. Напишите уравнения процессов, протекающих при электролизе: а) раствора $NaBr$; б) расплава $NaBr$. Каким должен быть ток, чтобы за 3 часа выделилось 60 г брома.
52. Химические источники электрической энергии. Гальванические элементы и аккумуляторы. Электродные процессы, протекающие в свинцовом аккумуляторе. Щелочные аккумуляторы. Электрохимические процессы. электрические характеристики.
53. Коррозия металлов. Основные типы коррозии. Способы защиты от коррозии.

54. Металлические покрытия, как один из способов защиты металлов от коррозии. Способы нанесения.

55. Предложите металлы для анодного и катодного покрытия железа. Как будет протекать коррозия изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе?

56. Как будет протекать коррозия луженого железа и оцинкованного железа в кислой среде и во влажном воздухе? Определите тип коррозии.

57. Как протекает коррозия никелированной меди во влажном воздухе? В каком случае нарушенное покрытие ускоряет коррозию? Почему?

58. Цинковую и железную пластинку опустили в раствор сульфат меди. Составьте электронные уравнения и ионные реакции, происходящие на каждой из пластинок. Какие процессы будут происходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?

59. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример защиты никеля в электролите, содержащем растворённый кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

Тестовые задания по дисциплине

1. ЭДС гальванического элемента зависит от ряда факторов: 1. температуры; 2. концентрации реагентов и продуктов в растворе; 3. атмосферного давления; 4. массы электродов.

ОТВЕТЫ: А) 1 и 2; В) 2; С) 4; Д) 3.

2. Катодом в гальваническом элементе $\text{Ni} / \text{Ni}^{2+} // \text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ (значения восстановительных потенциалов никеля $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ В}$ и железа $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}$) является: 1. электрод, на котором происходит окисление; 2. электрод, на котором происходит восстановление; 3. Ni; 4. Fe.

ОТВЕТЫ: А) 1 и 2; В) 2 и 3; С) 4; Д) 3.

3. Электролиз это: 1. окислительно-восстановительные процессы, протекающие при прохождении постоянного электрического тока; 2. окислительно-восстановительные процессы, протекающие при прохождении переменного электрического тока; 3. окислительно-восстановительные процессы; 4. самопроизвольные окислительно-восстановительные процессы.

ОТВЕТЫ: А) 1; В) 2; С) 4; Д) 3.

4. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^+ / \text{Cu}$ (значения восстановительных потенциалов цинка $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$ и серебра $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = 0,34 \text{ В}$) составляет: 1. 1,1 В; 2. 0,42,04 В; 3. - 1,1 В; 4. - 0,42 В.

ОТВЕТЫ: А) 1; В) 2; С) 4; Д) 1.

5. Кто открыл закон действующих масс?

ОТВЕТЫ:

- 1) Нернст и Оствальд
- 2) Вант-Гофф и Гиббс
- 3) Гульдберг и Вааге
- 4) Аррениус и Петерс
- 5) Дебай и Хюккель

6. Как и во сколько раз изменится скорость реакции (в среднем) при повышении температуры на 10°C в соответствии с правилом Вант-Гоффа?

ОТВЕТЫ:

- 1) уменьшится в 0,3 раза

- 2) увеличится в 3 раза
- 3) не изменится
- 4) увеличится в 10 раз
- 5) уменьшится в 30 раз

7. Растворимость $MgCl_2$ при $20^{\circ}C$ равна 6М. Какой из приведенных ниже процессов является несамопроизвольным?

- А) $MgCl_2$ (тв) \rightarrow $MgCl_2$ (водн., 6М)
- Б) $MgCl_2$ (тв) \rightarrow $MgCl_2$ (водн., 8М)
- В) $MgCl_2$ (тв) \rightarrow $MgCl_2$ (водн., 4М)

ОТВЕТЫ: 1. А; 2. В; 3. Б и В; 4. А и В 5. Б

8. Зная, что ΔG^0 реакции имеет положительное значение, определите значение константы равновесия

ОТВЕТЫ:

- 1) $K_p > 1$;
- 2) $K_p = 1$;
- 3) $K_p < 1$.

10. Закончите утверждение «Солидус – геометрическое место точек, отвечающее температурам

- 1) конца равновесной кристаллизации
- 2) начала равновесной кристаллизации

Тест 2

1. Единица измерения электродвижущей силы (ЭДС): 1. Ампер (А); 2. Кулон (Кл); 3. Вольт (В); 4. Джоуль (Дж).

Ответы: А) 1; В) 2; С) 3; D) 4

2. ЭДС гальванического элемента Zn/Zn^{2+} (1М)// Cu^{2+} (1М)/Cu (Стандартные восстановительные потенциалы для цинка $E^0 = -0,76$ В и меди $E^0 = +0,34$ В) составляет:

1. 1,1 В; 2. – 1,1 В; 3. - 0,42 В; 4. – 0,58 В.

Ответы: А) 1; В) 2; С) 3; D) 4

3. Числом Фарадея называется: 1. заряд 1 моля электронов; 2. электрический заряд равный 96500 Кл; 3. электрический заряд равный 12000 Кл; 4. электрический заряд равный 54000 Кл. **ОТВЕТЫ:** А) 1, 2; В) 1,3; С) 2,3; D) 3, 4.

4. Минимальное напряжение электролиза расплава хлорида натрия (значения восстановительных потенциалов натрия $E^0 (Na^+/Na) = -2,71$ В и хлора $E^0 (Cl_2/2Cl^-) = 1,36$ В составляет: 1. - 4,07 В ; 2. -2,35 В ; 3. 4,07 В; 4) 2,35 В.

ОТВЕТЫ: А) 1; В) 2; С) 4; D) 3.

5. Какое уравнение описывает количественную зависимость скорости реакции от температуры?

ОТВЕТЫ:

- 1) Вант-Гоффа
- 2) Гиббса
- 3) Нернста
- 4) Аррениуса
- 5) Оствальда

6. Вставьте пропущенное слово: «Химическое равновесие – состояние химической системы, в котором скорость образования продуктов становится скорости образования реагентов из продуктов».

ОТВЕТЫ:

- 1) больше
- 2) меньше
- 3) равна

7. Для реакции окисления железа $2\text{Fe (тв)} + 3\text{H}_2\text{O (г)} = \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (тв)} + 3\text{H}_2 \text{ (г)}$ изменение термодинамических функций следующее: $\Delta H = -96,74$ кДж/моль; $\Delta S^0 = -141,5$ Дж /моль·К, изменение энергии Гиббса $\Delta G = -54,6$ кДж/моль. Какие выводы являются верными?

- А) Энтальпия прямой реакции отрицательна, следовательно, эта реакция экзотермическая.
- Б) Энтальпия прямой реакции отрицательна, следовательно, эта реакция эндотермическая.
- В) В системе самопроизвольно протекает прямая реакция, так как энергия Гиббса этой реакции отрицательна
- Г) Энтропия прямой реакции возрастает.
- Д) В системе самопроизвольно протекает обратная реакция, так как энергия Гиббса этой реакции отрицательна.

ОТВЕТЫ:

- 1) А и Б; 2) Г и Д; 3) А и В; 4) В и Д; 5) Б и В

8. Закончите утверждение «Самопроизвольный процесс - процесс, способный протекать в направлении, описываемом соответствующим уравнением или в природе»

ОТВЕТЫ:

- 1) без необходимости затраты энергии от внешнего источника
- 2) с необходимостью затраты энергии от внешнего источника

10. Закончите утверждение «Физико-химический анализ - исследование графиков, описывающих зависимость какого-либо ...»

- 1) физического свойства системы от ее состава.
- 2) химического свойства системы от ее состава.
- 3) физического свойства системы от химических свойств

Тест3

1. Гальванические элементы это: 1. устройства, в которых химическая энергия превращается в электрическую; 2. устройства, в которых электрическая энергия превращается в химическую; 3. источники электрического тока; 4. потребители электрического тока.

Ответы: А) 1 и 3; В) 2 и 4; С) 2 и 3; Д) 1 и 4

2. Реакции, протекающие на катоде и аноде гальванического элемента $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag}$ (значения восстановительных потенциалов цинка $E^0 (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76$ В и серебра $E^0 (\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80$ В): 1. $\text{Ag}^+ + 1e = \text{Ag}$; 2. $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$; 3. $\text{Ag} - 1e = \text{Ag}^+$; 4. $\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$.

Ответы: А) 1 и 2; В) 2 и 4; С) 2 и 3; Д) 1 и 4

3. Количество электричества, необходимое для выделения 27 г алюминия из расплава его соли составляет: 1. 1F; 2. 2F; 3. 3F; 4. 0,5 F (F - фарадей).

ОТВЕТЫ: А) 3; В) 2; С) 4; Д) 1.

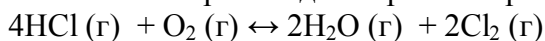
4. Последовательность выделения металлов на катоде из расплавов их солей $MgCl_2$, $AlCl_3$, $ZnCl_2$, $CuCl_2$ (значения восстановительных потенциалов $E^0 (Mg^{2+}/Mg) = - 2,37$ В; $E^0 (Al^{3+}/Al) = - 1,66$ В; $E^0 (Zn^{2+}/Zn) = - 0,76$ В; $E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ В) имеет вид: 1. $AlCl_3$; 2. $CuCl_2$; 3. $ZnCl_2$; 4. $MgCl_2$
ОТВЕТЫ: А) 2, 3, 1, 4; В) 1, 2, 3, 4; С) 4,3,2,1; Д) 3, 2, 1, 4; Е) 2, 4, 3, 1.

5. Вещество, в присутствии которого изменяется скорость химической реакции, но не входит в состав её продуктов, называется

ОТВЕТЫ:

- 1) катализатором
- 2) ингибитором
- 3) реагентом
- 4) сенсibilизатором
- 5) активатором

6. В системе происходит обратимая реакция, уравнение которой имеет вид:



Укажите соответствующее воздействие на систему, которое приведет к смещению равновесия вправо.

ОТВЕТЫ:

- 1) уменьшение давления в системе
- 2) увеличение концентрации паров воды
- 3) увеличение давления в системе
- 4) уменьшение концентрации кислорода

7. В системе $Fe_2O_3 (тв) + 3H_2 (г) = 2Fe (тв) + 3H_2O (г)$ для прямой реакции изменение термодинамических функций следующие: $\Delta H = 96,61$ кДж/моль; $\Delta S^0 = 138,7$ Дж /моль· К. Укажите, какое из приведенных выражений соответствует температуре начала реакции.

ОТВЕТЫ:

- 1) $T = 96,61/138,7$
- 2) $T = 138,7/96,61$
- 3) $T = 9661/138,7$
- 4) $T = 138,7/9661$

8. Степень неупорядоченности выражается термодинамической величиной, называемой **энтропией**, которая обозначается латинской буквой S .

Закончите утверждение, чем хаотичность системы, тем больше ее энтропия.

ОТВЕТЫ:

- 1) больше
- 2) меньше

10. Уравнение, описывающее правило фаз Гиббса, имеет вид:

- 1) $V = k - f + 2$
- 2) $V = f - k + 2$
- 3) $V = k + f + 2$
- 4) $V = k - f - 2$

14. Образовательные технологии

В соответствии с ФГОС ВПО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода осуществляется с широким использованием в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий в сочетании с

внеаудиторной работой (разбор конкретных ситуаций). Удельный вес таких занятий составляет более 20% (в составе практических аудиторных занятий). Дополнительно разбор конкретных ситуаций выполняется в рамках самостоятельной внеаудиторной работы студента.

Во всех предлагаемых заданиях применяются методы расчета и измерений.

15. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н. Л. Общая химия [Электр.ресурс] : учебник / Н. Л. Глинка ; под ред.: В. А. Попкова, А. В. Бабкова,- 18изд.,перераб. и доп.-Электрон.текстовые дан.- М.,:Юрайт:ИД Юрайт, 2011 - 1эл. опт. диск (CD-ROM)

Режим доступа : http://lib.sstu.ru/books/Ld_122.pdf

2. Коровин Н.В. Общая химия.: учеб/Н. В. Коровин, - 10изд., доп,- М.: Высшая школа, 2007.-557с. (2005, 2006, 2007) Экземпляры всего: 295

3. Юровская М.А. Основы органической химии [Электронный ресурс] / Юровская М.А. - Москва: БИНОМ, 2012.-- ISBN 978-5-9963-1134-7. Основы органической химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / М.А.Юровская, А. В. Куркин. -2-е изд. (эл.).- М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2012. -236 с. ил.-(Учебник для высшей школы). Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996311347.html> ЭБС. "Электронная библиотека технического ВУЗа

4. Имашев У.Б. Основы органической химии: учебник / - М. : КолосС., 2011. - 464 с. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953207447.html> ЭБС. "Электронная библиотека технического ВУЗа

5. Гаршин А.П. Органическая химия в рисунках, таблицах, схемах: учебное пособие.-СПб: ХИМИЗДАТ, 2006. - 184 с.: ил. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5938081181.html> ЭБС. "Электронная библиотека технического ВУЗа

6. 4. Курц А.Л. Задачи по органической химии с решениями [Электронный ресурс] / КурцА.Л. - Москва : БИНОМ, 2013. - . - ISBN 978-5-9963-2227-5.:Задачи по органической химии с решениями [Электронный ресурс] / А.Л. Курц [и др.]. - 4-е изд. (эл.). - М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. - 350 с.: ил. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996322275.html>. ЭБС. "Электронная библиотека технического ВУЗа

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

7. Общая химия: учебное пособие для студентов всех специальностей/ Ю. В. Алексахин и др.; под ред. А. М. Михайловой;- Саратов; СГТУ, 2007.-188с. Экземпляры всего: 39

8. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. - Изд., стер. - М. : Кнорус, 2013. - 752 с (2006,2010,2013) Экземпляры всего: 203

9. Сидоров В.И., Устинова Ю.В., Никифорова Т.П. Общая химия. Учеб. для вузов: - М.: Издательство Ассоциации строительных вузов, 2014. - 440 с. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785930932859.html> ЭБС. "Электронная библиотека технического ВУЗа

10. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.-практ. пособие для бакалавров / Н. Л. Глинка ; под ред.: А. В. Бабкова, В. А. Попкова. - 14-е изд. - М. : Юрайт, 2013. - 236 с. (2006, 2013) Экземпляры всего: 206

11. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Б. И. Адамсон [и др.] ; под ред. Н. В. Коровина, 2008.- 255 с. . Экземпляры всего:40

12. Практикум по общей химии: Учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. - 4-е изд., перераб. и доп. - М.: Изд-во МГУ, 2005. - 336 с. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5211049357.html> ЭБС. "Электронная библиотека технического ВУЗа

13. Барковский Е.В. Общая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г.— Электрон. текстовые данные.— Минск: Вышэйшая школа, 2013.— 641 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/35509>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю

14. Общая и неорганическая химия. Программа, методические указания, примеры решения задач и контрольные задания для студентов заочников химико-технологических специальностей вузов / В.И. Елфимов, А.И. Бережной, И.Б. Аликина., А.И. Ярошинский. - М.: Абрис, 2012. - 286 с. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785437200377.html>

15. Смотрова А. А. Общая химия : учеб. пособие для студ. инженерно-технич. (нехимич.) спец. заочн. формы обучения / А. А. Смотрова, 2009.- 140 с. Экземпляры всего: 40

ПЕРИОДИЧЕСКИЕ ИЗДАНИЯ

16. Естественные и технические науки:- М. : ООО "Изд-во "Спутник+". – ISSN 1684-2626 Режим доступа : http://elibrary.ru/title_about.asp?id=9779

17. Журнал физической химии:- РАН. - М. : Наука, 1930 -Выходит ежемесячно. - ISSN 0044-4537 Режим доступа : <http://elibrary.ru/contents.asp?titleid=7802>

18. Известия вузов. Сер. Химия и химическая технология: - Иваново : Ивановский гос.хим.-техн.ун-т.,1958 ISSN0579-2991 Режим доступа : <http://elibrary.ru/contents.asp?titleid=7726>

19. Экология и промышленность России: обществ. науч.-техн. журн. - М. : ЗАО "Калвис", 1996 Выходит ежемесячно. - ISSN 1816-0395 Имеются экземпляры в отделах: всего 1 : опи (1)

20. Электрохимия: [Текст] : РАН. - М. : Наука, 1965 - ISSN 0424-8570. – Режим доступа : <http://elibrary.ru/contents.asp?titleid=8297>

21. Успехи химии: РАН. - М. : Ин-т органической химии им. Н. Д. Зелинского, 1932 -ISSN 0042-1308. Режим доступа : <http://elibrary.ru/contents.asp?titleid=7581>

22. Перспективные материалы : РАН. - М. : ООО "Интерконтакт Наука". - ISSN 1028-978X. - Режим доступа : <http://elibrary.ru/contents.asp?titleid=7938>

23. Российские нанотехнологии: М. : ООО "Парк-медиа", 2006 - . - ISSN 1992-7223. - Имеются экземпляры в отделах: всего 1 : опи (1)

ИНТЕРНЕТ-РЕСУРСЫ

24. Лукомский Ю. Я. Физико-химические основы электрохимии [Электронный ресурс]: учебник / / Ю. Я. Лукомский, Ю. Д. Гамбург. – Долгопрудный : Издательский дом "Интеллект", 2008. – 425 с. – URL: <https://elib.sstu.ru/Catalog/Index?page=1&sortField=&BasicSearchString=&IsExists=true&IsExists=false&Name=&Publisher=&Author=&Published=&ISBN=&BBK=24&OKSO=>

16. Материально-техническое обеспечение дисциплины.

Перечень и описание учебных аудиторий:

Лекционная аудитория кафедры 1/363, лаборатория кафедры для лабораторных занятий по изучаемой дисциплине 1/359 и 1/360 оснащены специализированной учебной мебелью, мультимедиа и наборами учебно-наглядных пособий, соответствующие программам дисциплины и УМКН: лекции читаются в мультимедийных лекционных аудиториях, оборудованных специализированной мебелью, современными мультимедийными средствами и средствами информационно-коммуникационных

технологий: мультимедийный проектор, киноэкран, акустические системы, АРМ лектора, включая компьютер с выходом в Internet, программные средства для поддержки мультимедийных презентаций.

Программное обеспечение:

- операционная система MS Windows с программами под MS Windows: MS Word - текстовый редактор; MS Excel - табличный процессор; PhotoShop - графический редактор.

Информационное и учебно-методическое обеспечение

1. Мультимедийные приложения к лекциям, электронные варианты учебников и задачников.
2. Справочные таблицы: таблица химических элементов Д.И. Менделеева, растворимости веществ, значений стандартных потенциалов, термодинамических функций;
3. Химические реактивы и химическая посуда.
4. Комплекс для физико-химического лабораторного практикума (приборы).