



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«ИРКУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
ФГБОУ ВО «ИГУ»

Кафедра теоретической физики
Кафедра общей и неорганической химии

УТВЕРЖДАЮ
Декан физического факультета / Н.М. Буднев:
« 20 » Июль 2017 г.

Рабочая программа дисциплины

Наименование дисциплины (модуля): Б1.Б.10 Химия

Направление подготовки: 03.03.02 Физика

Тип образовательной программы: академический бакалавриат

Направленность (профиль): «Фундаментальная физика»

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

Форма обучения: очная

Согласовано с УМК:
физического факультета
Протокол № 8 от « 19 » Июль 2017 г.

Зам. председателя к.ф.-м.н., доцент
В.В Чумак

Рекомендовано кафедрой:
общей и неорганической химии
Протокол № 4
от « 29 » Июль 2017 г.
Зав. кафедрой д.х.н., профессор
А.Ю. Сафронов

Рекомендовано кафедрой:
теоретической физики
Протокол № 8
от « 31 » мая 2017 г.
Зав. кафедрой к.ф.-м.н., доцент
С.В. Ловцов

Иркутск 2017 г.

Содержание

	стр.
1. Цели и задачи дисциплины	3
2. Место дисциплины в структуре ОПОП	3
3. Требования к результатам освоения дисциплины	3
4. Объем дисциплины и виды учебной работы	4
5. Содержание дисциплины	5
5.1 Содержание разделов и тем дисциплины	
5.2 Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами	
5.3 Разделы и темы дисциплин и виды занятий	
6. Перечень семинарских, практических занятий и лабораторных работ.	7
7. Примерная тематика курсовых работ (проектов) (при наличии)	9
8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины :	9
а) основная литература;	
б) дополнительная литература;	
в) программное обеспечение;	
г) базы данных, поисково-справочные и информационные системы	
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины.	9
10. Образовательные технологии	9
11. Оценочные средства. (ОС).	10
12. Приложение. Фонд оценочных средств	13

1. Цели и задачи дисциплины

Цель дисциплины – показать роль химии в системе наук, дать представление об основных свойствах и методах исследования химических соединений, научить использовать базис законов и понятий общей химии для усвоения и интерпретации углубленных знаний по другим разделам химии, содействовать развитию научного мировоззрения студентов.

В результате изучения данного курса студенты должны познакомиться с теоретическими основами базовых разделов химии, освоить основные закономерности протекания различных типов химических реакций.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП

Данная учебная дисциплина входит в раздел Б1 базовой части. Для изучения дисциплины необходимы компетенции, сформированные в результате обучения этого предмета в школе, а также в процессе освоения курса «Молекулярная физика» во время 2 семестра.

Курс химии имеет фундаментальное значение в становлении специалиста широкого профиля, физика-исследователя и физика-преподавателя (вуза, школы).

Освоение дисциплины является необходимой основой для последующего изучения дисциплин: «Физика конденсированного состояния», «Термодинамика и статистическая физика», «Физическая химия материалов», «Атомная и молекулярная спектроскопия», «Атомная физика» и т.д., а также для выполнения квалификационных работ. Данная дисциплина призвана формировать у студентов фундамент знаний и умений, необходимых для дальнейшей научной и практической в области химии, химической технологии, лазерной техники, микроэлектроники и нанотехнологий. Результаты и достижения современной химии оказывают существенное влияние на развитие и решение как фундаментальных, так и практических задач общества. Теоретический арсенал химии широко используется практически во всех отраслях химической науки: аналитической и органической химии, биохимии, катализе, электрохимии, фотохимии, теории растворов и т.д. В связи с этим развитие теоретического и экспериментального базиса химии как междисциплинарной науки имеет общенаучное значение.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

- Способность использовать в профессиональной деятельности базовые естественнонаучные знания, включая знания о предмете и объектах изучения, методах исследования, современных концепциях, достижениях и ограничениях естественных наук (прежде всего химии, биологии, экологии, наук о земле и человеке) (ОПК-1).

В результате изучения дисциплины студент должен:

Знать:

- основные химические понятия и законы

Уметь:

- применять химические законы для решения практических задач

Владеть:

- навыками практического применения законов химии

4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов / зачетных единиц	Семестры			
		5			
Аудиторные занятия (всего)	22/0,6	22			
В том числе:	-	-	-	-	-
Лекции	18/0,5	18			
Практические занятия (ПЗ)					
Семинары (С)					
КСР	4	4			
Самостоятельная работа (всего)	50/1,4	50			
В том числе:	-	-	-	-	-
подготовка к лекциям, ведение конспекта	50				
Зачет					
Контактная работа (всего)	27/0,75	27			
Общая трудоемкость	часы	72	72		
	зачетные единицы	2	2		

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание разделов и тем дисциплины.

5.1.1. ВВЕДЕНИЕ (2 часа)

Место общей химии в системе химических наук. Основные этапы развития науки. Закон сохранения материи и энергии. Основные стехиометрические законы химии. Атомно-молекулярная теория. Химическая атомистика.

5.1.2. СТРОЕНИЕ АТОМА (2 часа)

Развитие представлений о строении атома. Модель Дж. Томсона. Общая характеристика атомных спектров. Спектр атома водорода. Планетарная модель Резерфорда. Теория строения атома Н. Бора. Вклад Зеемана и Зоммерфельда в развитие теории Бора.

Понятие о квантовой механике. Двойственная природа микрообъектов. Соотношение де Бройля. Соотношение неопределенностей, принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Волновая функция, ее физический смысл. Решение уравнения Шредингера для одномерного потенциального ящика. Дискретность энергии электрона. Понятие о трехмерном потенциальном ящике. Результаты решения уравнения Шредингера для атома водорода.

Понятие о квантовых числах электрона в атоме, спин. Многоэлектронные атомы. Принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда (принцип максимальной мультиплетности). Емкость электронных оболочек. Электронные конфигурации атомов в их основных состояниях.

5.1.3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ (3 часа)

Типы химической связи. Экспериментальные характеристики химической связи (длина связи, направленность связи, энергия связи). Количественная оценка полярности связи. Дипольный момент.

Понятие об ионной связи. Теория и энергетика ионной связи. Ненаправленность и ненасыщенность ионной связи. Ковалентная связь. Природа ковалентной связи. Квантовомеханические методы описания химической связи. Метод валентных связей. Валентность в рамках МВС. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Поляризация ковалентной связи. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Концепция гибридизации. Кратность связи, σ - и π -связи. Метод молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие орбитали. Порядок связи. Строение простейших двухатомных (гомоядерных и гетероядерных) частиц по методу МО ЛКАО. Изоэлектронные системы. Парамагнетизм.

Межмолекулярное взаимодействие. Виды межмолекулярного взаимодействия. Ван-дер-ваальсовы силы: ориентационный, индукционный и дисперсионный эффекты. Водородная связь. Различия в физических свойствах веществ с различным типом химической связи.

5.1.4. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (2 часа)

Общая характеристика комплексных соединений. Центральный атом. Лиганды. Координационное число. Внутренняя сфера. Внешняя сфера. Классификации комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Теоретическое и прикладное значение комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Координационная теория Вернера как первая удачная попытка теоретического объяснения строения комплексных соединений. Успехи и ограничения теории Вернера. Метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов и метод молекулярных орбиталей применительно к химической связи в комплексных соединениях.

5.1.5. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ (3 часа)

Понятие о химической термодинамике. Термодинамические системы. Функции состояния. Понятие о внутренней энергии. Первое начало термодинамики. Теплота, работа и изменение энергии при химической реакции. Энтальпия, ее изменение в химическом процессе. Закон Лавуазье-Лапласа. Закон Гесса, его практическое значение. Энтальпия образования. Энтальпия сгорания. Энтальпия реакции. Понятие о стандартном состоянии. Стандартная энтальпия. Зависимость энтальпии от температуры. Изменение энтальпии при фазовых переходах. Стандартное изменение энтальпии при химических реакциях. Второе начало термодинамики. Понятие об энтропии. Энтропия как функция состояния. Квантовомеханическая природа энтропии. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии при фазовых переходах. Стандартная энтропия. Стандартное изменение энтропии при химических реакциях. Понятие о свободной энергии. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Стандартный изобарно-изотермический потенциал и направление химических процессов. Энтальпийный и энтропийный факторы и направление химических процессов.

5.1.6. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ (3 часа)

Истинные и кажущиеся равновесия. Скорость химической реакции. Кинетический вывод закона действия масс. Молекулярность и порядок реакций. Сложные реакции – параллельные, последовательные, сопряженные, цепные. Кинетические кривые для исходных веществ и продуктов реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Приближенное правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее физический смысл, методы определения из опытных данных. Понятие о теории активных

соударений и активном (переходном) комплексе.

Химическое равновесие. Обратимость химических процессов. Константа химического равновесия. Зависимость положения равновесия от температуры, концентрации и давления. Связь константы химического равновесия с энергией Гиббса. Использование величин стандартных изменений энтальпии и энтропии реакции для расчета констант равновесия. Принцип Ле Шателье.

Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализатора на константы скорости прямой и обратной реакций. Механизм катализа. Селективность катализа. Ингибиторы. Каталитические яды.

5.1.7. РАСТВОРЫ (3 часа)

Растворы как фаза переменного состава. Коллоидные растворы. Роль коллоидных растворов в науке и практике. Растворы твердые, газообразные и жидкие (водные и неводные). Способы выражения концентрации. Термодинамика и кинетика процесса растворения. Идеальные и реальные растворы.

Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара бинарных растворов. Кипение и отвердевание растворов. Законы Рауля. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа. Методы определения молекулярных масс растворенных веществ.

Неподчинение растворов электролитов законам Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Сильные и слабые электролиты. Равновесия в растворах слабых электролитов. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие об активности и коэффициенте активности. Вода как важнейший растворитель. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах. Буферные системы. Произведение растворимости. Условия образования и растворения плохо растворимых соединений. Гидролиз солей. Теории кислот и оснований: ранние теории, теория Аррениуса, протонная, электронная, теория сольво-систем, теория Усановича, теория ЖМКО. Электрохимические свойства растворов. Окислительно-восстановительные свойства и реакции. Электродные потенциалы. Ряд напряжений и его термодинамическое обоснование. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительные потенциалы. Понятие о гальваническом элементе. Химические источники тока. Процессы электролиза.

5.2 Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ № разделов и тем данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин						
1	«Физика конденсированного состояния»	5.1.2	5.1.3	5.1.5	5.1.7			
2	«Термодинамика и статистическая физика»	5.1.2	5.1.5	5.1.6				
3	«Физическая химия материалов»	5.1.2	5.1.3	5.1.4	5.1.5	5.1.7		
4	«Атомная и молекулярная спектроскопия»	5.1.2	5.1.3					
5	«Атомная физика»	5.1.2	5.1.3					

5.3. Разделы и темы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела	Виды занятий в часах				
		Лекции	КСР	ПЗ	СРС	Всего
1.	Введение	2			3	5
2.	Строение атома	2	0,5		6	8,5
3.	Химическая связь	3	1		10	14
4.	Комплексные соединения	2	0,5		10	12,5
5.	Основы химической термодинамики	3	1		8	12
6.	Основы химической кинетики	3	0,5		8	11,5
7.	Растворы	3	0,5		5	9,5
	ВСЕГО	18	4		50	72

6. Перечень лекционных занятий

№ п/п	№ раздела и темы дисциплины	Наименование семинаров и практических работ	Трудоемкость (часы)	Оценочные средства	Формируемые компетенции
1	2	3	4	5	6
1.	1	Закон сохранения материи и энергии. Основные стехиометрические законы химии. Атомно-молекулярная теория.	2		ОПК-1
2.	2	Понятие о квантовых числах электрона в атоме, спин. Многоэлектронные атомы. Принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда (принцип максимальной мультиплетности). Емкость электронных оболочек. Электронные конфигурации атомов в их основных состояниях.	2	Контрольная работа	ОПК-1
3.	3	Типы химической связи. Различия в физических свойствах веществ с различным типом химической связи.	3	Контрольная работа	ОПК-1
4.	4	Общая характеристика комплексных соединений. Центральный атом. Лиганды. Координационное число. Внутренняя сфера. Внешняя сфера. Классификации комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.	2	Контрольная работа	ОПК-1
5.	5	Энтальпия, ее изменение в химическом процессе. Закон Гесса, его практическое значение. Стандартное изменение энтальпии при химических реакциях. Второе начало термодинамики. Понятие об энтропии. Энтропия как функция состояния.	3	Контрольная работа	ОПК-1

		Изменение энтропии при фазовых переходах. Стандартная энтропия. Стандартное изменение энтропии при химических реакциях. Понятие о свободной энергии. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Стандартный изобарно-изотермический потенциал и направление химических процессов. Энтальпийный и энтропийный факторы и направление химических процессов.			
6.	6	Скорость химической реакции. Кинетический вывод закона действия масс. Влияние температуры на скорость реакции. Приближенное правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее физический смысл, методы определения из опытных данных. Понятие о теории активных соударений и активном (переходном) комплексе. Химическое равновесие. Обратимость химических процессов. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	3	Контрольная работа	ОПК-1
7.	7	Растворы как фаза переменного состава. Коллоидные растворы. Способы выражения концентрации. Идеальные и реальные растворы. Растворы неэлектролитов. Кипение и отвердевание растворов. Законы Рауля. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа. Вода как важнейший растворитель. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Теории кислот и оснований Окислительно-восстановительные свойства и реакции. Электродные потенциалы. Ряд напряжений и его термодинамическое обоснование. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительные потенциалы. Понятие о гальваническом элементе. Химические источники тока. Процессы электролиза.	3	Контрольная работа	ОПК-1

6.1. План самостоятельной работы студентов

№ не д.	Тема	Вид самостоятельной работы	Задание	Рекомендуемая литература	Количество часов
1.	Все темы	Аудиторная	Конспектирование лекции, решение контрольных задач.		5
2.	Все темы	Внеаудиторная	Решение задач из рекомендованного задачника. Самостоятельное изучение материала, не вошедшего в лекционный курс согласно раздела 5 «Содержание дисциплины».	Вся рекомендуемая литература	45

6.2. Методические указания по организации самостоятельной работы студентов

К современному специалисту общество предъявляет достаточно широкий перечень требований, среди которых немаловажное значение имеет наличие у выпускников определенных способностей и умения самостоятельно добывать знания из различных источников, систематизировать полученную информацию, давать оценку конкретной финансовой ситуации. Формирование такого умения происходит в течение всего периода обучения через участие студентов в практических занятиях, выполнение контрольных заданий и тестов, написание курсовых и выпускных квалификационных работ. При этом самостоятельная работа студентов играет решающую роль в ходе всего учебного процесса.

Самостоятельная работа реализуется:

- 1) Непосредственно в процессе аудиторных занятий, при оформлении конспектов.
- 2) В контакте с преподавателем вне рамок расписания - на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей, при выполнении индивидуальных заданий и т.д.
- 3) В библиотеке, дома, в общежитии, на кафедре при изучении материала, решении задач по пройденным темам, подготовке к зачету.

Самостоятельной работа студентов может быть как в аудитории, так и вне ее.

Внеаудиторная самостоятельная работа студентов включает в себя подготовку к контрольным работам по каждому из изучаемых разделов, а также подразумевает систематический подход к обучению, в соответствии с предложенным в разделе 6.1 графиком, что, в свою очередь, способствует получению зачета по данной дисциплине.

7. Примерная тематика курсовых работ

Курсовые работы не предусмотрены

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины:

а) основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; ред. А. И. Ермаков. - 30-е изд., испр. - М. : Интеграл-Пресс, 2007. - 727 с. ; 24 см. - Библиогр.: с. 704-705. - Предм. указ.: с.706-727. - ISBN 5-89602-017-1 (39 экз.);
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учебное пособие / Н. Л. Глинка ; ред.: В. А. Рабинович, Х. М. Рубина. - Изд. стер. - М. : Интеграл-Пресс, 2007. - 240 с. ; 21 см. - ISBN 5-89602-015-5 (38 экз.);
3. Глинка, Николай Леонидович. Общая химия [Электронный ресурс] : учеб. для бакалавров, учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка. - 18-е изд., перераб. и доп. - ЭВК. - М. : Юрайт ; [Б. м.] : ИД Юрайт, 2012. - (Бакалавр). - Режим доступа: . - Режим доступа: ЭЧЗ "Библиотех". - 20 доступов. - ISBN 978-5-9916-1148-0. - ISBN 978-5-9692-1112-4;
4. Гельфман, Марк Иосифович. Химия : Учеб. для студ. вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - 4-е изд., стер. - СПб. : Лань, 2008. - 472 с. : ил. ; 21 см. - Библиогр.: с. 448. - Предм. указ.: с. 459-468. - ISBN 978-5-8114-0200-7 (24 экз.);
5. Неорганическая химия. Химия элементов [Электронный ресурс] : учеб. для студ. вузов, обуч. по напр. 510500 "Химия" и спец. 011000 "Химия" : в 2 т. / Ю. Д. Третьяков и др. - 2-е изд., перераб. и доп. - ЭВК. - М. : Изд-во МГУ : Академкнига, 2007. - Режим доступа: Электронный читальный зал "Библиотех". - ISBN 978-5-211-05330-4. - ISBN 978-5-94628-297-0. Т. 1. - 545 с. - ISBN 978-5-211-05332-2. - ISBN 978-5-94628-298-7
6. Неорганическая химия. Химия элементов [Электронный ресурс] : учеб. для студ. вузов, обуч. по напр. 510500 "Химия" и спец. 011000 "Химия" : в 2 т. / Ю. Д. Третьяков и др. - 2-е изд., перераб. и доп. - ЭВК. - М. : Изд-во МГУ : Академкнига, 2007. - Режим доступа: Электронный читальный зал "Библиотех". - ISBN 978-5-211-05330-4. - ISBN 978-5-94628-297-0. Т. 2. - М. : Изд-во МГУ, 2007. - 673 с. - ISBN 978-5-211-05334-2. - ISBN 978-5-94628-299-4.

сверено с ЖБ ЧЧУ Ж

б) дополнительная литература

1. Дробашева, Т. И. Общая химия [Электронный ресурс] : учебник / Т. И. Дробашева. - Электрон. текстовые дан., 28,6 Мб. - М. : Равновесие ; Ростов н/Д : Феникс, 2007. - 1 эл. опт. диск (CD-ROM) ; 12 см. - (Электронный учебник). - Систем. требования: процессор Pentium II ; 256 Мб операт. памяти ; дисковод 24-х CD-ROM ; Windows 98/NT/2000/XP (Инсталляция, дефектов нет.). - Режим доступа: . - Загл. с этикетки диска. - (в кор.);
2. Козик, В. В. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] / В. В. Козик, Л. П. Борило ; Томский гос. ун-т, Ин-т дистанц. образования. - Электрон. текстовые дан. - Томск : Изд-во ТГУ, 2005 - . - 12 см Систем. требования: Windows 98 ; процессор Celeron 433MHz ; ОЗУ 64 Мб ; CD-ROM 32x ; SVGA ; SB ; объем 350 Мб. - Загл. с этикетки диска. Ч.1. - 1 эл. опт. диск (CD-ROM)

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

№ п/п	Наименование	Количество
1.	Доска меловая или маркерная	1

10. Образовательные технологии:

В процессе изучения дисциплины используются как традиционные, так и инновационные технологии, активные и интерактивные методы и формы обучения. При прохождении дисциплины «Химия» предусмотрены:

- 1) лекции с применением:
 - а) технологий объяснительно-иллюстративных объяснений;
 - б) объяснительно-иллюстративный метода с элементами проблемного изложения;
 - в) разбора конкретных ситуаций;
- 2) самостоятельная работа студентов, включает подготовку к контрольным работам и решение домашних задач;
- 3) консультирование студентов по изучаемым теоретическим и практическим вопросам.

11. Оценочные средства (ОС):

Форма текущего контроля: наличие конспектов, решение контрольных работ.

Вид промежуточной аттестации: – зачет.

Фонд оценочных средств (ФОС) представлен в приложении.

11.1. Оценочные средства для входного контроля

Входной контроль знаний не проводится.

11.2. Оценочные средства текущего контроля

Решение контрольных работ.

11.3. Оценочные средства для промежуточной аттестации

Примерный список вопросов к зачету

1. Основные положения теории Вернера. Общая характеристика комплексных соединений.
2. Явление осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
4. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
5. Метод МО, исходные положения. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Молекулярные ионы водорода и простые молекулы с позиций метода МО.
6. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия и ее составляющие. Энтальпия. Тепловой эффект при изобарном и изохорном процессах.
7. Принцип неопределенности Гейзенберга, соотношение неопределенностей.
8. Уравнение Шредингера. Физический смысл волновой функции. Результаты решения уравнения Шредингера для одномерного потенциального ящика.
9. Термохимия: тепловой эффект, калориметрия, связь с термодинамикой.
10. Ковалентная связь с позиций метода валентных связей (кривые потенциальной энергии молекул, образование N_2 по Гейтлеру и Лондону, валентность).
11. Закон действия масс. Молекулярность и порядок реакции.

12. Метод валентных связей (исходные положения). Образование H_2O , NH_3 и других молекул
13. Растворы. Типы растворов. Растворы идеальные и реальные. Способы выражения концентраций растворов.
14. Принципы классификации комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.
15. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы.
16. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Энтальпия образования, энтальпия сгорания, тепловой эффект реакции.
17. Метод валентных связей. Концепция гибридизации. Виды гибридизации.
18. Теории кислот и оснований. Протонная теория кислот и оснований.
19. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Общие причины ускорения реакций катализаторами.
20. Понятие об ионном типе связи. Энергия ионной решетки. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи.
21. Результаты решения уравнения Шредингера для атома водорода. Квантовые числа электрона в атоме водорода.
22. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Закон разведения Оствальда.
23. Энергетические характеристики атомов: энергия и потенциал ионизации, сродство к электрону, их значение в химии.
24. Константа химического равновесия. Связь константы с энтальпией, способ определения теплового эффекта реакции из кинетических данных.
25. Коллоидные растворы: виды, способы получения, свойства. Кокус Тиндаля.
26. Метод молекулярных орбиталей. Исходные положения. Образование двухатомных молекул по методу МО ЛКАО.
27. Влияние изменения условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье (примеры).
28. Многоэлектронные атомы. Запрет Паули. Правило Хунда. Емкость электронных оболочек
29. Гидролиз солей: причины, типичные случаи гидролиза. Степень и константа гидролиза.
30. Виды межмолекулярного взаимодействия (ориентационное, индукционное, дисперсионное). Водородная связь.
31. Давление пара растворителя над раствором. Закон Рауля.
32. Волновые свойства микротоъектов. Соотношение де Бройля.
33. Скорость химического процесса. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Кинетическое уравнение скорости химической реакции.
34. Электрохимические свойства растворов: уравнение Нернста, ХИТ, электролиз.
35. Энтальпийный и энтропийный факторы и направление химических процессов.
36. Энтропия. Изменение энтропии в процессах. Стандартные энтропии. Второе начало термодинамики. Физический смысл энтропии.
37. Основные характеристики химической связи: длина, направленность, прочность.
38. Кипение и замерзание растворов. Закон Рауля.
39. Понятие об электроотрицательности. Поляризация связи, дипольный момент. Полярность связи. Количественная оценка полярности химической связи (метод валентных связей).
40. Влияние температуры на скорость реакции. Приближенное правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
41. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.
42. Основные аспекты применения координационных соединений. Комплексные

соединения платины как противоопухолевые препараты. Проблемы разработки лекарственных форм на их основе.

43. Применение летучих координационных соединений в технологии получения материалов из газовой фазы (MOCVD).

44. Комплексы в гальванотехнике, аналитической химии и др. областях.

Разработчик:

К.х.н., доцент кафедры общей и неорганической химии  Вильмс А.И.

Программа рассмотрена на заседании кафедры общей и неорганической химии

«29» мая 2017 г. Протокол № 4

Зав. кафедрой  Сафронов А.Ю.

Настоящая программа не может быть воспроизведена ни в какой форме без предварительного письменного разрешения кафедры-разработчика программы.