

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное учреждение
высшего профессионального образования
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"
Институт фундаментальной медицины и биологии



УТВЕРЖДАЮ

Проректор
по образовательной деятельности КФУ
Проф. Таюрский Д.А.

_____ 20__ г.

Программа дисциплины

Химия Б1.Б.12

Специальность: 31.05.03 - Стоматология

Специализация:

Квалификация выпускника: врач-стоматолог общей практики

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Бычкова Т.И.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А.

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.

Протокол заседания кафедры No ____ от " ____ " _____ 201__ г

Учебно-методическая комиссия Института фундаментальной медицины и биологии:

Протокол заседания УМК No ____ от " ____ " _____ 201__ г

Регистрационный No

Казань
2016

Содержание

1. Цели освоения дисциплины
2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля
4. Структура и содержание дисциплины/ модуля
5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения
6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
7. Литература
8. Интернет-ресурсы
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Программу дисциплины разработал(а)(и) доцент, к.н. (доцент) Бычкова Т.И. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Tamara.Bychkova@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Курс формирует у студентов представления о теоретических основах этой научной дисциплины, ее особенностях, связи с другими науками и ее практической значимости. В результате освоения данной дисциплины должны быть сформированы современные представления о строении атома и химической связи. Обучающиеся должны получить представление об энергетике и кинетике химических процессов, теоретических основах окислительно-восстановительных реакций и химии комплексных соединений, об основных закономерностях протекания реакций в растворах. На основе полученных теоретических представлений обучающиеся должны уметь анализировать свойства элементов и их соединений, получить навык прогнозирования строения и свойств простых и комплексных соединений.

2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Данная учебная дисциплина включена в раздел " Б1.Б.12 Дисциплины (модули)" основной образовательной программы 31.05.03 Стоматология и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 1 курсе, 1 семестр.

Данная дисциплина включена в раздел естественно-научных дисциплин.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-1 (общекультурные компетенции)	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу;
ОПК-1 (профессиональные компетенции)	готовностью решать стандартные задачи профессиональной деятельности с использованием информационных, библиографических ресурсов, медико-биологической терминологии, информационно-коммуникационных технологий и учетом основных требований информационной безопасности;
ОПК-7 (профессиональные компетенции)	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач;
ОПК-9 (профессиональные компетенции)	способностью к оценке морфофункциональных, физиологических состояний и патологических процессов в организме человека для решения профессиональных задач;
ПК-5 (профессиональные компетенции)	готовностью к сбору и анализу жалоб пациента, данных его анамнеза, результатов осмотра, лабораторных, инструментальных, патолого-анатомических и иных исследований в целях распознавания состояния или установления факта наличия или отсутствия стоматологического заболевания;

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ПК-11 (профессиональные компетенции)	готовностью к определению необходимости применения природных лечебных факторов, лекарственной, немедикаментозной терапии и других методов у пациентов со стоматологическими заболеваниями, нуждающихся в медицинской реабилитации и санаторно-курортном лечении;
ПК-18 (профессиональные компетенции)	способностью к участию в проведении научных исследований.
ПК-8 (профессиональные компетенции)	способностью к определению тактики ведения больных с различными стоматологическими заболеваниями;

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

Студент должен знать основные законы химии и их значение, роль химических элементов в биологических процессах. общие закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики

2. должен уметь:

Студент должен уметь самостоятельно приобретать новые знания по данной дисциплине, анализировать их, применять полученные знания на практике и делать обоснованные выводы

3. должен владеть:

Студент должен демонстрировать способность и готовность применять полученные знания на практике.

Студент должен знать основные законы химии и их значение, роль химических элементов в биологических процессах. общие закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики;

Студент должен уметь самостоятельно приобретать новые знания по данной дисциплине, анализировать их, применять полученные знания на практике и делать обоснованные выводы

Студент должен демонстрировать способность и готовность применять полученные знания на практике.

4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных(ые) единиц(ы) 108 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины экзамен в 1 семестре.

Суммарно по дисциплине можно получить 100 баллов, из них текущая работа оценивается в 50 баллов, итоговая форма контроля - в 50 баллов. Минимальное количество для допуска к зачету 28 баллов.

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

55-70 баллов - "удовлетворительно" (удов.);

54 балла и менее - "неудовлетворительно" (неуд.).

4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

Тематический план дисциплины/модуля

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
1.	Тема 1. Тема. Основные законы химии. Основные классы неорганических соединений	1	1	2	0	6	
2.	Тема 2. Тема. Строение атома.	1	2	2	0	0	
3.	Тема 3. Тема. Химическая связь и валентность. Межмолекулярные взаимодействия	1	3	2	0	0	
4.	Тема 4. Тема. Химические реакции. Основы химической кинетики	1	4	2	0	6	
5.	Тема 5. Тема. Химические реакции. Основы химической термодинамики	1	5	2	0	0	
6.	Тема 6. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы неэлектролитов.	1	6	2	0	6	
7.	Тема 7. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы электролитов (сильные, слабые). Равновесия в растворах слабых электролитов. Гидролиз солей.	1	7	2	0	8	
8.	Тема 8. Тема. Окислительно-восстановительные (редокс-) процессы.	1	8	2	0	8	

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
9.	Тема 9. Тема. Координационные (комплексные) соединения.	1	9	2	0	8	
10.	Тема 10. Тема. Общий обзор металлов.	1	10	2	0	2	
	Тема . Итоговая форма контроля	1		0	0	0	экзамен
	Итого			20	0	44	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Тема. Основные законы химии. Основные классы неорганических соединений лекционное занятие (2 часа(ов)):

Основные законы химии. Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Методы определения и/или расчета атомных, молекулярных, формульных масс, моля, эквивалента. Закон постоянства состава: условия подчинения стехиометрическим законам, дальтонида и бертоллида (фазы переменного состава). Основные классы неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, соли ? способы получения, химические свойства, номенклатура).

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 1998 г. ♦ 3.4, 3.5, 3.6.

Тема 2. Тема. Строение атома.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атома. Периодичность свойств элементов. Теории строения атома Бора-Зоммерфельда. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Волновые свойства электрона, соотношение Луи де Бройля. Волновая функция, электронные орбитали. Периодический закон и периодическая система. Особенности заполнения атомных орбиталей (правила Клечковского) и формирование периодов. Элементы и их расположение в ПС. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы и энергии сродства к электрону, изменение по периодам и группам. Электроотрицательность элементов. Различные шкалы электроотрицательности. Изменение электроотрицательности по периодам и группам.

Тема 3. Тема. Химическая связь и валентность. Межмолекулярные взаимодействия

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Тема 3. Химическая связь и валентность. Квантово-механические теории: теория валентных связей (ВС), теория молекулярных орбиталей (МО). Типы химической связи. Ковалентная связь с точки зрения методов ВС и МО. Одно-, двух- и трехэлектронные связи. Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие орбитали. Характеристики ковалентной связи: энергия, прочность, полярность, геометрия, насыщенность. Локализация, делокализация, гибридизация, связывание. Донорно-акцепторная, металлическая, водородная связи. Ионная связь, ее характеристики. Поляризуемость и поляризующее действие ионов. Межмолекулярные взаимодействия в конденсированной фазе. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия.

Тема 4. Тема. Химические реакции. Основы химической кинетики

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Переходное состояние (активированный комплекс), интермедият. Уравнение Аррениуса. Катализ. Адсорбция химическая и физическая. Каталитические яды. Ингибиторы. Цепные химические реакции. Стадии протекания радикальных химических реакций. Химическое равновесие: истинное и ложное. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна. Химическая система.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 1998 г. ♦ 4.3, 4.4, 4.5.

Тема 5. Тема. Химические реакции. Основы химической термодинамики

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Понятие о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Первый и второй законы термодинамики. Изменение энергии Гиббса и направление протекания процесса. Роль энтальпийного и энтропийного факторов, температуры в оценке возможности и полноты протекания реакций при разных температурах. Стандартные теплота, энтропия и энергия Гиббса образования вещества. Закон Гесса и следствие из него. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Кинетический и термодинамический контроль химических реакций. Определение потенциальной возможности и полноты протекания химической реакции. Возможность практического осуществления химической реакции.

Тема 6. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы неэлектролитов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Растворы и реакции в водных растворах. Истинные растворы. Твердые растворы. Грубодисперсные системы. Суспензии. Эмульсии. Коллоидные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидратация, гидраты. Диаграмма состояния воды. Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких, газообразных веществ. Влияние температуры, давления, природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава раствора: массовая доля, молярность, моляльность, молярная (молярная) доля. Растворы неэлектролитов. Эбуллио- и криоскопия. Осмос. Законы Рауля и Вант-Гоффа.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 1998 г. ♦ 6.3, 6.5, 6.6.

Тема 7. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы электролитов (сильные, слабые). Равновесия в растворах слабых электролитов. Гидролиз солей.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Электролитическая диссоциация. Влияние природы вещества на его способность к диссоциации в водной среде. Механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Кислотно-основной характер диссоциации гидроксидов в зависимости от положения элемента в ПС. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов, факторы, ее определяющие. Представление о теории сильных электролитов. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации, факторы, связь со степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Теории кислот и оснований Бренстеда и Льюиса. Диссоциация воды. Константа диссоциации и ионное произведение. Влияние температуры на диссоциацию воды. Водородный показатель. Понятие о буферных растворах. Трудно растворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Перевод трудно растворимых веществ в растворимое состояние. Влияние pH раствора на образование трудно растворимых веществ. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и аниону. Механизм гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Влияние природы, заряда и радиуса ионов на их гидролизуемость. Степень и константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры и pH среды на степень гидролиза.

лабораторная работа (8 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 1998 г. ♦ 6.7, 6.9, 6.10.

Тема 8. Тема. Окислительно-восстановительные (редокс-) процессы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Тема 6. Окислительно-восстановительные (редокс-) процессы.

Окислительно-восстановительные реакции, их типы, составление уравнений. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса и ионно-электронный метод.

Окислительно-восстановительные системы. Изображение редокс-систем методом полуреакций (частных реакций). Редокс-потенциал как количественная характеристика окислительно-восстановительной системы. Уравнение Нернста. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод, электроды сравнения. Электрохимический ряд напряжений металлов. Гальванический элемент, его э.д.с.

Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Электролиз. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.

лабораторная работа (8 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 1998 г. ♦ 8.1, 8.2.

Тема 9. Тема. Координационные (комплексные) соединения.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Тема 7. Координационные (комплексные) соединения. Основные положения координационной теории Вернера: центральный атом, внешняя и внутренняя сферы, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности. Номенклатура координационных соединений. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность молекул и ионов выступать в качестве лигандов. Дентатность лигандов. Хелатные комплексы. Полиядерные комплексы. Современная теория строения комплексных соединений. Ковалентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия ковалентных комплексов. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы. Теория кристаллического поля и теория поля лигандов. Спектрохимический ряд. Низко- и высокоспиновые комплексы. Диссоциация комплексных соединений в растворах. Полная и ступенчатые константы устойчивости (нестойкости). Изомерия комплексных соединений. Закономерность трансвлияния.

лабораторная работа (8 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 1998 г. ♦ 7.1-7.5, 7.9.

Тема 10. Тема. Общий обзор металлов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Общий обзор металлов. Особенности физических свойств металлов. Металлическая связь и ее особенности. Формы нахождения металлов в природе. Руды. Полиметаллические руды. Редкие и рассеянные металлы. Принципы обогащения руд. Общие методы получения металлов. Пирометаллургия. Гидрометаллургия. Электрометаллургия. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, кислотами, щелочами, другими металлами. Обзор свойств металлических элементов побочных подгрупп. Металлы IB - VIII B групп. Химия переходных элементов. Особенности химии переходных элементов по сравнению с химией элементов главных подгрупп. Закономерности в изменении свойств простых веществ и соединений переходных элементов в периодах и группах. Переходные элементы как комплексообразователи. Оксиды и гидроксиды переходных элементов (кислотно - основные и окислительно - восстановительные свойства).

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Методические указания к лабораторным работам. Казань, 2001 г. Стр. 3 ♦ 1.1-1.3, 4. Стр. 6 ♦ 1.2-1.6.

4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
1.	Тема 1. Тема. Основные законы химии. Основные классы неорганических соединений	1	1	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	4	Проверка конспектов
2.	Тема 2. Тема. Строение атома.	1	2	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	3	Тестовые задания
3.	Тема 3. Тема. Химическая связь и валентность. Межмолекулярные взаимодействия	1	3	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	3	Проверка конспектов
4.	Тема 4. Тема. Химические реакции. Основы химической кинетики	1	4	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	3	Тестовые задания
5.	Тема 5. Тема. Химические реакции. Основы химической термодинамики	1	5	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	2	Проверка конспектов
6.	Тема 6. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы неэлектролитов.	1	6	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	2	Тестовые задания

№	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
7.	Тема 7. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы электролитов (сильные, слабые). Равновесия в растворах слабых электролитов. Гидролиз солей.	1	7	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	2	Проверка конспектов
8.	Тема 8. Тема. Окислительно-восстановительные (редокс-) процессы.	1	8	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	2	Тестовые задания
9.	Тема 9. Тема. Координационные (комплексные) соединения.	1	9	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	3	Проверка конспектов
10.	Тема 10. Тема. Общий обзор металлов.	1	10	Работа с литературными источниками. Решение задач и упражнений: Методическое пособие по общей химии	2	Контрольная работа
	Итого				26	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Освоение дисциплины "Химия" предполагает использование как традиционных (лекции, лабораторные занятия), так и инновационных образовательных технологий с использованием в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий: выполнение ряда практических заданий с использованием профессиональных программных средств, мультимедийных программ.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Тема 1. Тема. Основные законы химии. Основные классы неорганических соединений

Проверка конспектов, примерные вопросы:

Вопросы: Солеобразующие и несолеобразующие оксиды. Кислотные оксиды, определение, свойства. Основные оксиды - определение, свойства. Амфотерные оксиды - определение, свойства. Молярная масса эквивалента оксида. Закономерности в изменении свойств оксидов в зависимости от положения элемента в Периодической системе. Графические формулы оксидов. Кислоты - определение, свойства. Кислородные и бескислородные кислоты. Основность кислот. Графические формулы кислот. Основания - определение, свойства. Кислотность оснований. Номенклатура. Амфотерные гидроксиды, их свойства. Молярная масса эквивалента основания. Соли средние, кислые и основные. Номенклатура. Графические формулы солей. Молярная масса эквивалента соли.

Тема 2. Тема. Строение атома.

Тестовые задания , примерные вопросы:

Вопросы: Открытия, указывавшие на сложное строение атома (открытия электрона, рентгеновских лучей, радиоактивности). Атомные модели Томсона, Резерфорда, Бора. Постулаты Бора. Главное квантовое число и его связь с радиусом орбиты и скоростью вращения электрона (по Бору). Спектр атома водорода. Дальнейшее развитие теории Бора в работах Зоммерфельда и Зеемана. Орбитальное и магнитное квантовые числа. Их численные значения и взаимосвязь. Спиновое квантовое число. Принцип запрета Паули. Недостатки теории Бора. Корпускулярно-волновой дуализм (Луи де Бройль). Волновые и корпускулярные свойства микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Представление об электронном облаке. Форма электронных облаков. Квантовые числа (главное, орбитальное и магнитное) как результат решения уравнения Шредингера. Волновая функция. График радиального распределения вероятности нахождения электрона.

Тема 3. Тема. Химическая связь и валентность. Межмолекулярные взаимодействия

Проверка конспектов , примерные вопросы:

Вопросы: Основные положения метода валентных связей. Валентность (ковалентность) с точки зрения метода валентных связей. Способы образования ковалентной связи. Возбужденное состояние атома. ?Распаривание? электронов, правила ?распаривания?. Характеристики химической связи: энергия химической связи, ее длина, валентный угол. Свойства ковалентной связи ? направленность и насыщенность. Гибридизация атомных орбиталей. Форма и энергия гибридных орбиталей.

Тема 4. Тема. Химические реакции. Основы химической кинетики

Тестовые задания , примерные вопросы:

Вопросы: Закон действующих масс. Энергетическая диаграмма хода реакции. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. Порядок реакции. Катализ гомогенный и гетерогенный. Влияние катализатора на энергию активации.

Тема 5. Тема. Химические реакции. Основы химической термодинамики

Проверка конспектов , примерные вопросы:

Термодинамические процессы (изохорный, адиабатический, изобарный). Энтальпия (теплосодержание). Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа. Энтальпия образования соединения. Первое и второе следствия из закона Гесса. Энтальпия растворения. Энтальпия гидратации. Второй закон термодинамики (две формулировки). Условия самопроизвольного протекания изотермических процессов. Изобарно-изотермический потенциал и математическое выражение второго закона термодинамики.

Тема 6. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы неэлектролитов.

Тестовые задания , примерные вопросы:

Вопросы: Способы выражения состава (концентрации) растворов. Свойства растворов неэлектролитов. Коллигативные свойства. Понижение давления пара над раствором (по сравнению с давлением пара над чистым растворителем). Первый закон Рауля. Особенности кипения и замерзания растворов. Второй закон Рауля. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотического давления в различных процессах.

Тема 7. Тема. Растворы и реакции в водных растворах. Растворы электролитов (сильные, слабые). Равновесия в растворах слабых электролитов. Гидролиз солей.

Проверка конспектов , примерные вопросы:

Теория электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Электролиты слабые, средней силы и сильные. Равновесия в растворах слабых электролитов. Диссоциация многоосновных кислот. Константы диссоциации кислот. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация слабых оснований. Произведение растворимости ? количественная характеристика трудно растворимого электролита. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Степень гидролиза, ее взаимосвязь с константой гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза: температура, концентрация соли.

Тема 8. Тема. Окислительно-восстановительные (редокс-) процессы.

Тестовые задания , примерные вопросы:

Вопросы: Окислительно-восстановительные реакции, их признаки и классификация (межмолекулярные, диспропорционирования ? самоокисление-самовосстановление, внутримолекулярное окисление-восстановление). Подбор коэффициентов (электронный способ). Молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя. Электролиз, определение.

Тема 9. Тема. Координационные (комплексные) соединения.

Проверка конспектов , примерные вопросы:

Вопросы: Строение комплексных соединений. Дентатность лигандов (моно- и полидентатные лиганды), хелатные комплексы. Координационное число комплексообразователя. Номенклатура комплексных соединений. Равновесия в растворах комплексных соединений. Первичная и вторичная диссоциация. Количественные характеристики устойчивости комплексных соединений ? общие (полные) константы устойчивости (нестойкости), последовательные константы устойчивости (нестойкости). Современные теории строения комплексных соединений. Ковалентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. Лиганды сильного и слабого поля. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия ковалентных комплексов (метод валентных связей).

Тема 10. Тема. Общий обзор металлов.

Контрольная работа , примерные вопросы:

Вопросы: Нахождение металлов в природе. Способы обогащения руд. Способы переработки руд (металлотермия, гидрометаллургия, окислительный обжиг сульфидных руд). Химические свойства металлов.

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

Первая контрольная работа

БИЛЕТ 1

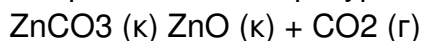
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом никеля (II) с мышьяковой кислотой H_3AsO_4 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 49$.
3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида углерода(IV).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и объясните магнитные свойства иона O_2^{2-} .
5. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция:
 $2 SO_3 \rightleftharpoons O_2 + 2 SO_2$
 $\Delta H_0 -395 \text{ кДж/моль}$
 $S_0 256 \text{ 205 248 Дж/(К}\cdot\text{моль)}$
6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 2

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом лантана(III) с угольной кислотой H_2CO_3 .
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 52$.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида азота(III).
4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона NO^+ .

5. При какой температуре начинается протекать реакция:



ΔH_0 -811 -349 -394 кДж/моль

S_0 82 44 214 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 3

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом железа (II) с фосфорной кислотой H_3PO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 40$.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида бора (III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O_2^{2+} .

5. Определите температуру, при которой начнет протекать реакция:



ΔH_0 -811 -241 -295 кДж/моль

S_0 157 189 256 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 4

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом таллия (III) с молибденовой кислотой H_2MoO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 54$.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида бериллия(II).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства молекулы F_2 .

5. Возможна ли при 200°C реакция:



ΔH_0 -545 -350 0 кДж/моль

S_0 259 136 223 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 5

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом кобальта (II) с ванадиевой кислотой H_3VO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента $\diamond 73$.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида серы(VI).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O_2^- .

5. Возможна ли при температуре 1000 K реакция:



ΔH_0 -918 -94 0 кДж/моль

S_0 147 91 205 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 6

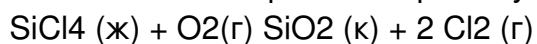
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом хрома (III) с селенистой кислотой H_2SeO_3 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 43.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида кремния(IV).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и определите магнитные свойства иона CN^- .

5. Возможна ли при стандартных условиях реакция:



ΔH^0 -671 0 -856 0 кДж/моль

S^0 240 205 42 223 Дж/(К \cdot моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 7

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом марганца (II) с мышьяковой кислотой H_3AsO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 39.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида фосфора(III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O_2^- .

5. Может ли протекать в стандартных условиях реакция:



ΔH^0 34 90 0 кДж/моль

S^0 240 211 205 Дж/(К \cdot моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 8

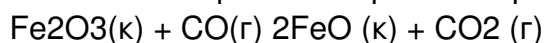
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом индия (III) с кремниевой кислотой H_2SiO_3 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 72.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида бериллия(II).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона NO^+ .

5. Может ли при 500 К протекать реакция:



ΔH^0 -821 -111 -264 -394 кДж/моль

S^0 90 197 59 214 Дж/(К \cdot моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 9

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом свинца (II) с фосфорной кислотой H_3PO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \blacklozenge 50.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида бора(III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона O_2^{2+} .

5. Возможна ли при 200 оС реакция:



ΔH_0 -265 -230 61 кДж/моль

S_0 196 144 175 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 10

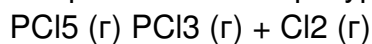
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом железа (III) с селеновой кислотой H_2SeO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \diamond 57.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы хлорида серы (II).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение молекулы O_2 , укажите ее магнитные свойства.

5. При какой температуре начинает протекать реакция:



ΔH_0 -370 -277 0 кДж/моль

S_0 363 312 223 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 11

1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом галлия (III) с серной кислотой H_2SO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \diamond 54.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида германия (IV).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и укажите магнитные свойства иона NO^+ .

5. Возможна ли при температуре 1000 К реакция:



ΔH_0 -1202 -557 -394 кДж/моль

S_0 112 70 214 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

БИЛЕТ 12

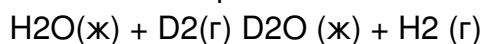
1. Напишите формулы и названия всех солей, образуемых гидроксидом меди (II) с мышьяковой кислотой H_3AsO_4 .

2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента \diamond 53.

3. По методу валентных связей изобразите строение и определите форму молекулы фторида фосфора(III).

4. По методу молекулярных орбиталей изобразите строение и определите магнитные свойства иона CN^- .

5. Может ли протекать в стандартных условиях реакция:



ΔH_0 -286 0 -295 0 кДж/моль

S_0 70 145 72 131 Дж/(К·моль)

6. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции, приведенной в предыдущем вопросе.

Билеты к экзамену:

Билет ♦ 1

1. Законы стехиометрии (сохранения массы, постоянства состава, эквивалентов). Условия их применения. Стехиометрические и нестехиометрические соединения.
2. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Схемы процессов на электродах. Инертные и активные электроды.

Билет ♦ 2

1. Развитие теории строения атома. Ядро и электронная оболочка атома. Постулаты Бора. Спектр атома водорода. Квантовые числа.
2. Гидролиз солей. Механизм гидролиза. Влияние природы, заряда радиуса ионов на их гидролизуемость.

Билет ♦ 3

1. Квантово-механическое объяснение строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Электронная плотность вероятности пребывания электрона. Соотношение де Бройля.
 2. Особые свойства воды как растворителя. Диаграмма состояния воды.
1. Атомные орбитали. Заполнение атомных орбиталей электронами (правила Клечковского). Принцип Паули. Правило Хунда.
 2. Аморфное и кристаллическое состояние вещества. Свойства веществ с молекулярной, атомной, ионной, металлической кристаллическими решетками.

Билет ♦ 5

1. Периодический закон как следствие электронного строения атома. Современная формулировка закона Менделеева.
2. Направление реакций окисления-восстановления. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Билет ♦ 6

1. Размер атомов, ионизационные потенциалы и сродство к электрону элементов в связи с их положением в периодической системе.
2. Гидролиз солей-определение, причины гидролиза. Четыре типа солей в зависимости от гидролизуемости составляющих их ионов. Ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей.

Билет ♦ 7

1. Метод валентных связей - основные положения. Сигма- и пи-связи. Свойства ковалентной связи. Характеристики химической связи - энергия, длина, валентный угол.
2. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля.

Билет ♦ 8

1. Представление о гибридизации атомных орбиталей, виды гибридизации атомных орбиталей. Участие неподеленных электронных пар в гибридизации. Геометрия молекул.
2. Растворы - газообразные, жидкие, твердые; насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные; разбавленные и концентрированные. Теории растворов.

Билет ♦ 9

1. Относительная электроотрицательность. Полярность химической связи, количественная оценка.
2. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.

Билет ♦ 10

1. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент. Ионный тип связи, его характеристики. Поляризуемость и поляризирующее действие ионов.

2. Гидролиз. Практические приложения гидролиза. Буферные растворы. Примеры буферных систем.

Билет ♦ 11

1. Метод молекулярных орбиталей. Основные положения. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами I и II периодов.
2. Растворы, химические соединения и смеси. Сольватация, сольваты. Способы выражения концентрации растворенного вещества.

Билет ♦ 12

1. Природа и особенности водородной связи. Внутри- и межмолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ.
2. Особенности химии переходных элементов по сравнению с элементами главных подгрупп.

Билет ♦ 13

1. Донорно-акцепторная связь. Межмолекулярные взаимодействия в конденсированной фазе. Силы Ван-дер-Ваальса.
2. Химические свойства металлов - взаимодействие с кислотами, щелочами, неметаллами.

Билет ♦ 14

1. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости.
2. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Кислотно-основной характер диссоциации гидроксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе.

Билет ♦ 15

1. Химическая кинетика. Кинетические уравнения. Многостадийные процессы. Порядок и молекулярность реакции.
2. Общие методы получения металлов. Пирометаллургия. Гидрометаллургия. Электрометаллургия.

Билет ♦ 16

1. Температурная зависимость скорости реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
2. Особенности физических свойств металлов. Металлическая связь. Валентная зона и зона проводимости. Взаимодействие металлов с кислотами.

Билет ♦ 17

1. Диссоциация воды. Константа диссоциации и ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы.
2. Формы нахождения металлов в природе. Руды. Редкие и рассеянные металлы. Принципы обогащения руд.

Билет ♦ 18

1. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
2. Равновесия в растворах сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие об активности и коэффициенте активности. Ионная сила растворов.

Билет ♦ 19

1. Понятие о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Первый закон термодинамики.
2. Влияние на взаимную растворимость химической природы вещества, агрегатного состояния, температуры, давления, присутствия других веществ.

Билет ♦ 20

1. Второй закон термодинамики. Изменение энергии Гиббса и направление протекания процесса. Роль энтальпийного, энтропийного факторов и температуры.

2. Поведение координационных соединений в растворах? первичная и вторичная диссоциация. Полная и ступенчатые константы устойчивости (нестойкости).

Билет ♦ 21

1. Стандартные энтальпия, энтропия и энергия Гиббса образования вещества. Закон Гесса и следствие из него. Кинетический и термодинамический контроль химических реакций.
2. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации. Сольватация (гидратация) ионов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Билет ♦ 22

1. Электронное строение комплексных соединений по методу валентных связей. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексные соединения. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы.
2. Равновесия осадок-раствор. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Билет ♦ 23

1. Строение комплексных соединений. Теория кристаллического поля. Спектрохимический ряд лигандов. Низко- и высокоспиновые комплексные соединения.
2. Переходные элементы. Оксиды и гидроксиды переходных элементов (кисотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).

Билет ♦ 24

1. Закономерности в изменении свойств простых веществ и соединений переходных элементов в периодах и группах. Переходные элементы как комплексообразователи.
2. Количественные закономерности гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры и рН среды на степень гидролиза.

Билет ♦ 25

1. Окислительно-восстановительные процессы. Равновесие металл-раствор, двойной электрический слой. Уравнение Нернста. Водородный электрод.
2. Закон постоянства состава: условия подчинения стехиометрическим законам, дальтонида и бертоллиды.

Билет ♦ 26

1. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
2. Неметаллы III группы (обзор свойств). Природа химической связи в боранах.

Билет ♦ 27

1. Стандартный электродный потенциал и его связь с энергиями кристаллической решетки, ионизации металла и сольватации его ионов. Электродные потенциалы металлов и неметаллов. Ряд напряжений металлов.
2. Изомерия комплексных соединений. Закономерность трансвлияния.

Билет ♦ 28

1. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Кисотно-основные сопряженные пары. Электронная теория кислот и оснований Льюиса.
2. Щелочные и щелочноземельные металлы (обзор свойств).

Билет ♦ 29

1. Типы окислительно-восстановительных реакций. Эквивалентные массы веществ в реакциях окисления-восстановления.
2. Строение атомов и валентности элементов р-элементов IV группы. Зависимость свойств соединений от степени окисления элементов.

Билет ♦ 30

1. Электролиз. Условия разряда катионов и анионов на соответствующих электродах в водных растворах. Практическое значение электролиза.

2. Диссоциация многоосновных кислот. Реакции в растворах электролитов, образование слабых электролитов, труднорастворимых и газообразных веществ.

Билет ♦ 31

1. Основные положения координационной теории Вернера. Типичные комплексообразователи и лиганды. Номенклатура комплексных соединений.
2. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса.

7.1. Основная литература:

1. Глинка, Николай Леонидович. Общая химия: [учебное пособие для вузов] / Н.Л. Глинка; под ред. д.х.н. А.И. Ермакова. ?Изд. 30-е, испр..?Москва: Интеграл-Пресс, 2008.?727 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2008. 742 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл - Пресс, 2007. 240 с.
4. Методическое пособие по общей химии. Для самостоятельной работы студентов /Составители: Бабкина С.С., Боос Г.А., Бычкова Т.И., Девятов Ф.В., Кузьмина Н.Л., Кутырева М.П., Сальников Ю.И., Сапрыкова З.А., Тимошенко Ю.М. - Казань: Казанский государственный университет, 2009. - 132 с.
5. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Неорганическая химия. - 2-е изд. - Санкт-Петербург: Лань, 2009. - 528 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4032
6. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. - 3-е изд., испр., доп. - Санкт-Петербург: Лань, 2011. - 496 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034
7. Свердлова Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения. - Санкт-Петербург: Лань, 2013. - 352 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=13007

7.2. Дополнительная литература:

1. Некрасов Б.В. Основы общей химии: В 2 т. С.-П., М., Краснодар: Лань, 2003.

7.3. Интернет-ресурсы:

- Гельфман М.И., Юстратов В.П. Неорганическая химия, Санкт-Петербург:Лань, 2009.-528с. -
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4032
- Карапетьянц М.Х. - <http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=9&t=18&p=1928#p1928>
- Каталог ссылок на химические ресурсы России и зарубежья - <http://www.chemport.ru>
- КФУ.Химический институт им. А.М.Бутлерова. Библиотека -
http://www.ksu.ru/f7/bin_files/Neorgan_Chimiya.doc
- Образовательные ресурсы Интернета. ХИМИЯ - <http://media.ls.urfu.ru/chemistry/>
- Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия.Санкт-Петербург:Лань,2009.-496с. -
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034
- Свердлова Н.Д. Общая и неорганическая химия: зкспериментальные задачи и упражнения.-Санкт-Петербург: Лань, 2013.-352с. -
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=13007
- Электронные ресурсы Химического института КФУ - http://www.kpfu.ru/main_pade?_sub=12946

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

Освоение дисциплины "Химия" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:

Мультимедийная аудитория, вместимостью более 60 человек. Мультимедийная аудитория состоит из интегрированных инженерных систем с единой системой управления, оснащенная современными средствами воспроизведения и визуализации любой видео и аудио информации, получения и передачи электронных документов. Типовая комплектация мультимедийной аудитории состоит из: мультимедийного проектора, автоматизированного проекционного экрана, акустической системы, а также интерактивной трибуны преподавателя, включающей тач-скрин монитор с диагональю не менее 22 дюймов, персональный компьютер (с техническими характеристиками не ниже Intel Core i3-2100, DDR3 4096Mb, 500Gb), конференц-микрофон, беспроводной микрофон, блок управления оборудованием, интерфейсы подключения: USB, audio, HDMI. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, вебинары, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов. Мультимедийная аудитория также оснащена широкополосным доступом в сеть интернет. Компьютерное оборудование имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "БиблиоРоссика", доступ к которой предоставлен студентам. В ЭБС "БиблиоРоссика" представлены коллекции актуальной научной и учебной литературы по гуманитарным наукам, включающие в себя публикации ведущих российских издательств гуманитарной литературы, издания на английском языке ведущих американских и европейских издательств, а также редкие и малотиражные издания российских региональных вузов. ЭБС "БиблиоРоссика" обеспечивает широкий законный доступ к необходимым для образовательного процесса изданиям с использованием инновационных технологий и соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "ZNANIUM.COM", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС "ZNANIUM.COM" содержит произведения крупнейших российских учёных, руководителей государственных органов, преподавателей ведущих вузов страны, высококвалифицированных специалистов в различных сферах бизнеса. Фонд библиотеки сформирован с учетом всех изменений образовательных стандартов и включает учебники, учебные пособия, УМК, монографии, авторефераты, диссертации, энциклопедии, словари и справочники, законодательно-нормативные документы, специальные периодические издания и издания, выпускаемые издательствами вузов. В настоящее время ЭБС ZNANIUM.COM соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе Издательства "Лань", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС Издательства "Лань" включает в себя электронные версии книг издательства "Лань" и других ведущих издательств учебной литературы, а также электронные версии периодических изданий по естественным, техническим и гуманитарным наукам. ЭБС Издательства "Лань" обеспечивает доступ к научной, учебной литературе и научным периодическим изданиям по максимальному количеству профильных направлений с соблюдением всех авторских и смежных прав.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "Консультант студента", доступ к которой предоставлен студентам. Электронная библиотечная система "Консультант студента" предоставляет полнотекстовый доступ к современной учебной литературе по основным дисциплинам, изучаемым в медицинских вузах (представлены издания как чисто медицинского профиля, так и по естественным, точным и общественным наукам). ЭБС предоставляет вузу наиболее полные комплекты необходимой литературы в соответствии с требованиями государственных образовательных стандартов с соблюдением авторских и смежных прав.

Мультимедийная аудитория. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по специальности: 31.05.03 "Стоматология" .

Автор(ы):

Бычкова Т.И. _____

"__" _____ 201__ г.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А. _____

"__" _____ 201__ г.