

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ

«НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Механико-технологический факультет

“УТВЕРЖДАЮ”

Декан МТФ

профессор, к.т.н. Буров  
Владимир Григорьевич

“ \_\_\_ ” \_\_\_\_\_ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия: Неорганическая химия

ООП: направление 150600.62 Материаловедение и технология новых материалов

Шифр по учебному плану: ЕН.Ф.4.1

Факультет: механико-технологический очная форма обучения

Курс: 1, семестр: 1

Лекции: 36

Практические работы: 18 Лабораторные работы: 36

Курсовой проект: - Курсовая работа: - РГЗ: -

Самостоятельная работа: 42

Экзамен: 1 Зачет: -

Всего: 132

Новосибирск

2011

Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению (специальности): 551600  
Материаловедение и технология новых материалов.(№ 255 тех/бак от 27.03.2000)

ЕН.Ф.4.1, дисциплины федерального компонента

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры Химии протокол № 3 от 22.06.2011

Программу разработал

профессор, д.т.н.

Варенцов Валерий Константинович

Заведующий кафедрой

с.н.с., д.х.н.

Уваров Николай Фавстович

Ответственный за основную образовательную программу

профессор, д.т.н.

Батаев Анатолий Андреевич

## 1. Внешние требования

Таблица 1.1

Шифр дисциплины	Содержание учебной дисциплины	Часы
ЕН.Ф.04	<p><b>Химия</b></p> <p>Неорганическая химия: электронное строение атомов элементов, периодический закон и периодическая система; представления о химических связях: ковалентные, металлические, ионные связи, химическая связь в комплексных соединениях, связи Ван-дер-Ваальса, методы расчета химических связей: методы молекулярных орбиталей и валентных схем; атомно-молекулярное строение элементов и неорганических веществ, строение вещества в конденсированном состоянии, основы кристаллохимии; химия элементов групп периодической системы, их структура и реакционная способность; водные растворы в неорганической химии: способы выражения концентраций; идеальные и неидеальные растворы, активность; растворы электролитов, соли, кислоты и основания, равновесия в растворах, рН растворов, окислительно-восстановительные реакции, гидролиз.</p> <p>Аналитическая химия: представления об элементном, молекулярном, фазовом анализе; качественный анализ; методы разделения и концентрирования веществ; методы количественного анализа; физико-химические и электрохимические методы анализа; хроматография, масс-спектрометрия, в т.ч. вторичная ионная масс-спектрометрия, электронная спектроскопия, рентгеноспектральный микроанализ.</p> <p>Органическая химия и химия высокомолекулярных соединений: особенности электронного строения атома углерода и образуемых им ковалентных связей, классификация, строение и номенклатура органических соединений; классификация и основные типы органических реакций; структура, способы синтеза и свойства основных классов органических соединений: алканов, циклоалканов, алкенов, алкинов, алкадиенов, галогенпроизводных углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов и кетонов, карбоновых кислот, простых и сложных эфиров, серу и азотсодержащих органических соединений, гетероциклических и элементоорганических соединений; молекулярное строение высокомолекулярных соединений, реакции их образования, химические превращения.</p> <p>Физическая химия: начала химической термодинамики, параметры и функции состояния закрытых и открытых, химический потенциал и общие условия равновесия систем, химическое равновесие; термодинамические свойства газов и газовых смесей; фазовые равновесия и состояния одно- и многокомпонентных систем; термодинамические свойства растворов, водные и</p>	<b>400</b>

	<p>неводные, идеальные и реальные растворы, равновесия в растворах электролитов; термодинамическая теория Э.Д.С.; направленность химических процессов, элементы термодинамики неравновесных процессов и химической кинетики, формальная кинетика, теории химической кинетики, кинетика сложных гомогенных, фотохимических, цепных и гетерогенных реакций; гомогенный и ферментативный катализ, адсорбция и гетерогенный катализ; основы химии поверхностей раздела фаз: термодинамическое описание границ раздела фаз и их свойств, свободные поверхности жидких и твердых фаз, границы раздела жидкость-пар (газ) и твердое тело-жидкость, внутрифазовые границы, основные параметры и явления. Химический практикум.</p>	
--	--	--

## 2. Особенности (принципы) построения дисциплины

Таблица 2.1

Особенности (принципы) построения дисциплины

Особенность (принцип)	Содержание
Основания для введения дисциплины в учебный план по направлению или специальности	Государственный образовательный стандарт высшего профессионального образования по направлению 551600 "Материаловедение и технология новых материалов".
Адресат курса	Студенты, механико-технологического факультета обучающиеся по направлению 150600.62 Материаловедение и технология новых материалов
Основная цель (цели) дисциплины	Сформировать у студентов целостное естественнонаучное мировоззрение. Сообщить знания об основных законах химии и закономерностях неорганической химии. Привить студентам навыки экспериментальной работы и дать возможность конкретно познакомиться с веществами и их превращениями.
Ядро дисциплины	Раскрытие прогнозирующей роли периодического закона Д.И. Менделеева и интерпретация на его основе общих закономерностей изменения свойств химических элементов и их соединений. Рассмотрение принципов строения вещества и условий протекания химических процессов.
Связи с другими учебными дисциплинами основной образовательной программы	Экология, органическая, аналитическая, физическая химии, материаловедение, технология конструкционных материалов, технология материалов и покрытий, методы исследований материалов и процессов.
Требования к первоначальному уровню подготовки обучающихся	Курс строится на базе знаний по химии, физике и математике, объем которых определяется программами средней школы и считается усвоенным.
Особенности организации учебного процесса по дисциплине	Практические занятия для овладения правилами номенклатуры неорганических соединений и составления уравнений химических реакций; методами характеристики и объяснения закономерностей химических свойств атомов элементов и веществ; приемами решения расчетных задач. Лабораторный химический практикум для приобретения

	навыков ведения химического эксперимента и обобщения его результатов.
--	---

### 3. Цели учебной дисциплины

Таблица 3.1

После изучения дисциплины студент будет

иметь представление	
1	о структуре и содержании курса и его месте в профессиональной образовательной программе;
2	о химических системах и химических процессах;
3	о строении атома в рамках квантово-механической модели;
4	о валентности и природе химической связи веществ в различных агрегатных состояниях;
5	о свойствах растворов электролитов и неэлектролитов;
6	о химической идентификации веществ;
7	о возможных экологических последствиях химических процессов.
знать	
8	номенклатуру неорганических соединений, в том числе комплексных;
9	принципы заполнения электронных оболочек атомов;
10	формулировки периодического закона, основных стехиометрических законов (закона сохранения массы веществ, закона постоянства состава, закона кратных отношений, закона эквивалентов) и основных газовых законов;
11	типы связей в различных химических соединениях, в том числе комплексных, и особенности их кристаллического строения;
12	основные закономерности изменения физических и химических свойств простых и сложных веществ, образованных атомами элементов периодической системы;
13	основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, математическое выражение закона действующих масс, химическое равновесие и принципы его смещения);
14	способы выражения концентраций растворов;
15	основные положения теории электролитической диссоциации; ионное произведение воды и понятие водородный показатель (рН) раствора, индикаторы среды раствора;
16	сущность и механизм реакций гидролиза солей; факторы, влияющие на степень гидролиза солей; сущность гетерогенного равновесия "осадок - насыщенный раствор малорастворимого сильного электролита";
17	некоторые характерные реакции для качественного анализа химических веществ;
18	технику безопасности при работе в химической лаборатории
уметь	
19	самостоятельно работать со справочной и учебно-методической литературой;
20	прогнозировать свойства элементов и их соединений на основе электронного строения атомов и положения в Периодической системе элементов;
21	делать количественные расчеты, используя основные законы химии,

	химической кинетики, различные способы выражения концентрации растворов;
22	записывать процессы диссоциации, гидролиза, растворения и образования осадка и выражения их констант;
23	составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций;
иметь опыт (владеть)	
24	проводить расчеты кислотно-основных, окислительно-восстановительных, гетерогенных равновесий (рН, степень гидролиза, растворимость и др.);
25	планировать и проводить несложный химический эксперимент, делать выводы из полученных результатов.

#### 4. Содержание и структура учебной дисциплины

Лекционные занятия

Таблица 4.1

(Модуль), дидактическая единица, тема	Часы	Ссылки на цели
Семестр: 1		
Дидактическая единица: Неорганическая химия		
Структура и содержание курса. Предмет химии и ее связь с другими науками. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развитии техники. Основные количественные законы химии. Специфическое понятие химии - моль. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.	2	1, 10, 2, 6, 7
Дидактическая единица: Квантово-механическая модель атома.		
Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа, атомные орбитали, распределение электронов в атоме по атомным орбиталиям. Характеристики атома: орбитальный радиус, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность. Периодическая зависимость свойств элементов от электронного строения атома. Периодическая система химических элементов, ее структура и связь с электронной структурой атомов. Вертикальные и горизонтальные аналогии в периодической системе. Диагональное сходство. Общий обзор свойств элементов в периодах и группах.	4	10, 12, 20, 3, 9
Дидактическая единица: Химическая связь. Строение молекул.		
Дидактическая единица: Энергетика химических реакций		
Химическая связь, строение и свойства молекул. Основные характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, валентный угол, полярность, эффективный заряд атома в молекуле. Дипольный момент. Типы химической связи.	7	11, 19, 4

<p>Ковалентная (полярная и неполярная) связь. Свойства ковалентной связи - насыщенность и направленность. Степень ионности связи. Ионная связь. Поляризация ионов. Свойства ионной связи, отличие в свойствах соединений с ионной и ковалентной связью.</p> <p>Метод валентных связей (ВС), основные положения, механизмы образования связи, сигма- и пи-связи. Гибридизация орбиталей. Геометрия ковалентных молекул. Современные представления о валентности.</p> <p>Метод молекулярных орбиталей (ЛКАО - МО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул. Порядок связи. Применение метода МО к описанию связи между атомами 1 и 2 периодов периодической системы</p> <p>Металлическая связь. Понятие о зонной теории твердого тела. Металлы, полупроводники, диэлектрики.</p> <p>Водородная связь, ее влияние на свойства веществ.</p>		
<p>Химические системы, виды систем, параметры систем.</p> <p>Энергетика химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов различных реакций. Внутренняя энергия и энтальпия.</p> <p>Химическая кинетика процессов. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс и факторы, влияющие на скорость процесса. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации.</p> <p>Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизмы действия катализаторов. Автокатализ.</p> <p>Ферментативный катализ. Каталитические яды. Ингибиторы.</p> <p>Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип смещения равновесия (принцип Ле Шателье). Факторы, влияющие на равновесие: концентрация, температура, давление.</p>	8	14, 15, 16, 2, 21, 22, 24, 5
<p>Дидактическая единица: Дисперсные системы. Растворы.</p>		
<p>Дисперсные системы, их классификация. Истинные и коллоидные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде. Качественная характеристика растворимости веществ.</p> <p>Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Количественные характеристики растворимости - способы выражения концентраций</p>	4	13, 2, 21, 24

<p>растворов.  Общие свойства разбавленных растворов электролитов и неэлектролитов. Осмос.  Осмотическое давление. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Понижение давления пара. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры замерзания растворов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия как методы определения молярных масс.  Дисперсные системы. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Механизмы диссоциации электролитов с различными видами связей. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Закон разведения Оствальда. Электролитическая диссоциация</p>		
<p>Дидактическая единица: Комплексные соединения</p>		
<p>Комплексообразование в растворах. Состав, структура, номенклатура и классификация комплексных соединений. Координационная теория. Типичные комплексообразователи и лиганды. Образование химической связи между комплексообразователем и лигандами по методу ВС. Изомерия. Поведение комплексных соединений в растворах: первичная и вторичная диссоциация. Константа нестойкости комплексного иона. Устойчивость и способы разрушения комплексных соединений.</p>	4	11, 21, 24, 4, 8
<p>Дидактическая единица: Окислительно-восстановительные свойства неорганических веществ</p>		
<p>Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления определение степени окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных характеристик элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях: метод электронного баланса и метод ионно-электронного баланса (полуреакций). Направление окислительно-восстановительных реакций.</p>	3	12, 21, 24, 6
<p>Дидактическая единица: Химия простых веществ и соединений элементов.</p>		
<p>Обзор основных физико-химических свойств металлов и неметаллов. Равновесие на границе металл - раствор. Электродный потенциал. Ряд напряжений металлов. Физические и химические свойства s-, p-, d-металлов. Закономерности изменения их свойств в периодах и группах периодической системы. Свойства оксидов и гидроксидов. Характер</p>	4	11, 12, 17, 19, 2, 6, 7



<p>изменения свойств по группе и в периоде. Способы получения металлов.</p> <p>Общие свойства неметаллов. Закономерности их изменения в периодической системе элементов.</p> <p>Физические свойства и строение, химические свойства простых веществ и главных соединений элементов главных подгрупп IV - VII групп периодической системы, получение и применение.</p>		
---	--	--

Практические занятия

Таблица 4.2

<b>(Модуль), дидактическая единица, тема</b>	<b>Учебная деятельность</b>	<b>Часы</b>	<b>Ссылки на цели</b>
Семестр: 1			
Дидактическая единица: Неорганическая химия			
Основные понятия химии. Стехиометрические законы и расчеты по ним. Основные классы неорганических соединений, их генетическая связь. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Номенклатура неорганических соединений.	1. определяет класс соединений по формуле неорганического вещества, дает название; 2. представляет на языке символов формулы веществ; 3. записывает ионно-молекулярные уравнения реакций.	4	10, 17, 2, 6, 8
Дидактическая единица: Химическая связь. Строение молекул.			
Химическая связь и строение молекул. Межмолекулярные взаимодействия. Схемы образования различных молекул с позиций метода ВС. Определение геометрической конфигурации молекул. Сопоставление полярности различных связей. Оценка прочности и магнитных свойств двухатомных молекул на основе энергетических диаграмм (метод ЛКАО - МО). Сущность водородных связей и их влияние на свойства веществ. Агрегатные состояния веществ. Типы кристаллических решеток и характер связей в них.		2	10, 13, 20, 3, 9
Дидактическая единица: Кинетика химических реакций			
Основные кинетические расчеты. Расчет концентрации вещества в момент времени , константы равновесия и равновесных	1. записывает выражение закона действия масс и правило Вант-Гоффа;	2	11, 19, 20, 4

концентраций в обратимых процессах. Предсказание направления смещения равновесия при изменении внешних условий.	2. рассчитывает скорость реакции и ее изменение в течение времени; 3. строит алгоритмическую модель расчета концентрации вещества в процессе реакции.		
Дидактическая единица: Строение молекул и химическая связь			
Химическая связь и строение молекул. Межмолекулярные взаимодействия. Схемы образования различных молекул с позиций метода ВС. Определение геометрической конфигурации молекул. Сопоставление полярности различных связей. Оценка прочности и магнитных свойств двухатомных молекул на основе энергетических диаграмм (метод ЛКАО - МО). Сущность водородных связей и их влияние на свойства веществ. Агрегатные состояния веществ. Типы кристаллических решеток и характер связей в них.	1. определяет геометрию различных молекул; 2. схематично изображает образование химических связей в молекулах неорганических веществ; 3. оценивает магнитные свойства молекул на основе энергетических диаграмм.	2	13, 2, 21, 24
Дидактическая единица: Дисперсные системы. Растворы.			
Общие свойства растворов. Расчет давления пара над раствором заданной концентрации, его температуры кипения и замерзания, осмотического давления Способы выражения концентраций растворов. Переход от одной концентрации к другой.	1. строит алгоритмическую модель расчета множества способов выражения концентрации (Т, w, С, Сэк, Сm) по известным массе вещества и объему воды. 2. производит расчеты, оформляя результаты на языке формул и символов.	2	14, 19, 21, 5
Растворы электролитов. Расчет рН и рОН в растворах кислот, оснований и солей. Составление, ионно-молекулярных уравнений гидролиза солей. Расчет произведения растворимости, предсказание возможности образования осадка малорастворимого соединения в	1. оформляет на языке символов диссоциацию слабого электролита и гидролиз соли; 2. определяет множество показателей гидролиза для расчета рН; 3. строит	2	15, 16, 22, 24, 5

заданных условиях.	алгоритмическую модель расчета pH раствора соли; 4. рассчитывает pH раствора соли и раствора слабого электролита.		
Дидактическая единица: Комплексные соединения			
Комплексные соединения. Номенклатура и строение. Диссоциация комплексных соединений. Расчет устойчивости комплексных соединений.	1. оформляет на языке символов процесс диссоциации комплексных соединений; 2. определяет по формуле класс координационного соединения и дает название; 3. рассчитывает концентрации ионов в растворах комплексных соединений.	2	11, 22, 24, 4, 8
Дидактическая единица: Окислительно-восстановительные свойства неорганических веществ			
Окислительно-восстановительные реакции. Методы расстановки коэффициентов. Закон эквивалентов. Расчет молярной массы эквивалентов веществ для различных типов реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных.	1. определяет степень окисления, эквивалент и молярную массу эквивалентов веществ по формуле и по уравнению реакции; 2. представляет на языке символов окислительно-восстановительную реакцию по методу электронного баланса; 3. решает задачу на закон эквивалентов.	2	10, 23, 8

Лабораторная работа

Таблица 4.3

(Модуль), дидактическая единица, тема	Учебная деятельность	Часы	Ссылки на цели
Семестр: 1			
Дидактическая единица: Классы химических соединений.			
Основные классы неорганических соединений и реакции ионного обмена.	1. выполняет опыты по изучению свойств оксидов, гидроксидов, кислот и солей;	4	18, 2, 25, 6, 8

	2. представляет процессы на языке символов, делает выводы; 3. оформляет результаты и обсуждает с преподавателем.		
Дидактическая единица: Окислительно-восстановительные свойства неорганических веществ			
Окислительно-восстановительные реакции.	1. выполняет опыты, отмечает качественные изменения; 2. представляет процессы на языке символов, оформляет результаты; 3. рассчитывает молярную массу эквивалентов в ионнообменных и окислительно-восстановительных процессах; 4. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.	4	10, 17, 23, 3, 6
Дидактическая единица: Энергетика химических реакций			
Основные закономерности химических процессов.	1. выполняет опыты по влиянию концентрации, температуры, поверхности соприкосновения фаз, катализатора на скорость реакции; 2. выполняет качественные опыты по смещению равновесия; 3. проводит необходимые расчеты, оформляет результаты измерений в виде графиков и таблиц на языке символов; 4. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.	4	13, 21, 25
Дидактическая единица:			

Дисперсные системы. Растворы.			
Приготовление растворов различных концентраций.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. выполняет опыты по приготовлению растворов заданной концентрации, предварительно рассчитав необходимые массы навесок и объемы исходных веществ;</li> <li>2. проверяет точность приготовления раствора с массовой долей растворенного вещества по его плотности с помощью ареометра;</li> <li>3. определяет методом кислотно-основного титрования истинную концентрацию приготовленного раствора с заданной молярной концентрацией, оценивает ошибку;</li> <li>4. оформляет результаты в удобном виде и обсуждает с преподавателем.</li> </ol>	5	10, 14, 21, 25, 6
Растворы электролитов. Процессы диссоциации и гидролиз солей.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Проводит расчет значения рН в растворе электролита, измеряет рН с помощью рН-метра и сравнивает полученные значения с рассчитанными;</li> <li>2. выполняет опыты по смещению равновесия процесса диссоциации в растворе слабого электролита;</li> <li>3. определяет значения рН среды в предложенном наборе солей, исследует влияние температуры и добавления различных солей на обратимость процесса гидролиза;</li> <li>4. оформляет результаты эксперимента на языке</li> </ol>	5	15, 16, 21, 25, 5

	символов; делает выводы и обсуждает с преподавателем.		
Дидактическая единица: Комплексные соединения			
Комплексные соединения.	1. Выполняет опыты по получению комплексных соединений, устойчивости комплексов при добавлении различных веществ; 2. записывает в виде знаков формулы комплексных соединений, выдвигает гипотезу о химических свойствах металла комплексообразователя; 3. оформляет результаты экспериментов и обсуждает с преподавателем.	6	11, 22, 4, 8
Дидактическая единица: Химия простых веществ и соединений элементов.			
Химические свойства металлов.	1. проводит качественные опыты на катионы металлов в растворах и по окрашиванию пламени; 2. проводит опыты по замещению металлов в растворах солей и кислот; 3. знакомится с устройством и принципами работы электролизера; 4. записывает реакции и объясняет процессы, обсуждает результаты с преподавателем.	4	12, 21, 25, 6, 8
Химические свойства неметаллов.	1. проводит качественные опыты на идентификацию анионов; 2. записывает реакции, обсуждает сходство и различие в свойствах	4	12, 21, 25, 6, 8

	элементов, исходя из электронного строения; 3. оформляет результаты и обсуждает с преподавателем.		
--	--	--	--

## 5. Самостоятельная работа студентов

### Семестр- 1, Контрольные работы

При подготовке к контрольным работам студент (10 часов)

- анализирует тексты лекций,
- анализирует тексты практических занятий,
- решает типовые задачи, сравнивает различные варианты решения задач,
- посещает консультации,
- устанавливает пробелы в подготовке и устраняет их, используя соответствующие учебно-методические материалы.

### Семестр- 1, Подготовка к экзамену

При подготовке к экзамену студент (15 часов):

- посещает консультации;
- анализирует текст лекций, формулирует вопросы;
- сравнивает информацию, полученную на лекциях, с информацией в других учебных материалах;
- просматривает ответы на вопросы, заданные ранее, анализирует краткие конспекты по выбранным темам для самостоятельной работы, в том числе сверстки информации;
- работает с образцами контролирующих материалов;
- выполняет домашние задания;
- решает типовые задачи, сравнивает различные варианты решения задач;
- проходит обучающее и диагностическое тестирование с материалами сайта <http://analiz-fero.ru>;
- работает с диагностическими материалами, устанавливает пробелы в подготовке и устраняет их, используя соответствующие учебно-методические материалы.

### Семестр- 1, Подготовка к занятиям

Подготовка к занятиям включает (15 часов):

- выполнение домашних заданий,
- посещение консультаций,
- решение типовых задач,
- работа с учебно-методической литературой,
- обучающее и диагностическое тестирование с материалами сайта <http://analiz-fero.ru>.

## 6. Правила аттестации студентов по учебной дисциплине

Для оценки успеваемости студентов в ходе изучения дисциплины применяется бально-рейтинговая система. Рейтинг студента по дисциплине "Общая и неорганическая химия» определяется как сумма баллов за работу в течение семестра (текущая аттестация) и баллов, полученных в результате итоговой аттестации - экзамен. Соотношение баллов за различные виды учебной деятельности студента составляет 60:40 (соответственно текущая и итоговая аттестация) - суммарно 100 баллов.

### Текущая аттестация

Текущая аттестация учебной деятельности студента согласно учебному плану оценивается в баллах за:

- выполнение и защиту лабораторных работ,

- работу на практических занятиях,
- выполнение контрольной работы,
- выполнение расчетно-графической работы,
- выполнение домашних индивидуальных заданий (как вид самостоятельной работы студента).

Максимальное число баллов – 60.

Для получения допуска к экзамену студент обязан выполнить все предусмотренные рабочей программой виды учебной деятельности в семестре и набрать минимальное число баллов (см. табл.1), необходимое для допуска к итоговой аттестации - экзамену.

Максимальный балл выставляется за качественное и своевременное выполнение работ и требований к ним по всем видам деятельности студента.

#### **Минимальный балл выставляется:**

- за средний уровень освоения теоретического материала (когда курс освоен не в полном объеме),
- за выполненные лабораторной, контрольной и расчетно-графической работы, а также домашней работы, в которых некоторые задания выполнены с ошибками и требуют доработки,
- за некачественное выполнение и оформление отчета лабораторных работ.

При пропуске лабораторной работы, а также не принятой и не защищенной лабораторной работы, не выполненного домашнего задания студенту в журнал успеваемости выставляется 0 баллов с последующим **обязательным** выполнением лабораторной работы, ее защиты и выполнения домашнего задания. При пропуске практических занятий вычитается 0,5 балла.

Если освоение теоретического курса, доработка домашних работ, РГР происходит в течение 2 недель (по уважительной причине) после основного срока выполнения, то работа оценивается в интервале от минимального балла до среднего балла.

Если студент в течение семестра не набрал минимального количества баллов, то он не допускается к экзамену во время зачетно-экзаменационной сессии и ему предлагается изучить дисциплину повторно (частично или полностью) на платной основе. В этом случае не отменяются правила аттестации по курсу и для допуска к экзамену необходимо набрать минимальное количество баллов.

#### **Итоговая аттестация**

Итоговая аттестация по курсу проводится в форме экзамена в письменной форме. Экзаменационные билеты включают в себя теоретические вопросы, расчетные задачи. Максимальное число баллов – 40.

Минимальное число баллов выставляется, если студент ответил на  $\frac{1}{2}$  теоретических вопросов и на  $\frac{2}{3}$  расчетных заданий зачетного билета.

Если студент не набирает минимального числа баллов на экзамене, ему выставляется итоговая оценка «не удовлетворительно» с правом повторной пересдачи.

Сроки повторной пересдачи устанавливаются приказом ректора (проректора по учебной работе), согласуются с деканатом и ведущим лектором.

Продолжительность письменного ответа на вопросы экзаменационного билета – 90 минут.

В случае если студент набрал пограничное число баллов по результатам текущей и итоговой аттестаций, преподаватель проводит дополнительную устную беседу и по ее результатам выставляет соответствующие баллы и итоговую оценку в двух формах (традиционной четырехуровневой цифровой и 15-уровневой ECTS-шкале (табл.2).

Если студент в течение семестра не набрал минимального количества баллов (не выполнил ни одной лабораторной работы и не защитил их, выполнил менее  $\frac{1}{2}$



индивидуальных домашних заданий), ему выставляется итоговая оценка «не удовлетворительно» без права повторной пересдачи.

### Формирование итоговой оценки по курсу «Неорганическая химия»

Форма деятельности	Модуль (тема)	Сроки выполнения (уч. недели)	Баллы мин./макс
I. <i>Лабораторные работы</i> (выполнение эксперимента, оформление отчета)	1. Металлы побочных подгрупп, окислительно-восстановительные реакции.	2 – 3	0,5-1,0
	2. Определение теплового эффекта химической реакции, расчет энергии Гиббса.	4 – 5	0,5-1,0
	3. Кинетика химических реакций; скорость химической реакции; катализ; химическое равновесие.	6 – 7	0,5-1,0
	4. Растворы электролитов, концентрация, диссоциация, гидролиз солей	8 – 9	0,5-1,0
	5. Адсорбция уксусной кислоты активированным углем.	10 – 11	0,5-1,0
	6. Гальванический элемент; электролиз водных растворов электролитов.	12 – 13	0,5-1,0
	7. Коррозия металлов и защита от коррозии.	14 – 15	0,5-1,0
	8. Комплексные соединения металлов	16 – 17	0,5-1,0
	Всего:		
II. <i>Защита лабораторных работ</i> (теоретические вопросы, расчетные задачи, тестовые задания)	1. Свойства металлов побочных подгрупп, правила составления ионно-молекулярных, окислительно-восстановительных уравнений реакций. Признаки необратимости реакций. Решение задач с использованием закона эквивалентов.	2 – 3	1,5 – 2,5
	2. Первый, второй законы термодинамики, тепловой эффект химической реакции, Условия самопроизвольного протекания химических реакций.	4 – 5	1,5 - 3
	3. Скорость химической реакции, классификация реакций. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации, уравнение Аррениуса. Химическое равновесие. Принцип Ле -Шателье. Катализ. Постулаты химической кинетики.	6 – 7	1,5 – 3,5
	4. Сорбция, адсорбция химическая, физическая, локализованная, нелокализованная, адсорбенты, изотермы адсорбции.	8 – 9	1,5 – 2,5
	5. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. Расчет pH растворов электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.	10 – 11	1,5 - 3
	6. Составление схем электрохимических систем. Электроды 1-го, 2-го рода. Уравнение Нернста. ХИЭЭ Катодные и анодные реакции при электролизе в растворах электролитов. Законы Фарадея.	12 – 13	1,5 – 3,5
	7. Виды коррозии металлов: химическая, электрохимическая коррозия. Оценка возможности протекания коррозии. Способы защиты от коррозии, уравнения электродных реакций при коррозии.	14 – 15	1,5 - 3
	8. Комплексные соединения металлов. Строение и свойства комплексных соединений металлов, типы связей в комплексных соединениях.	16 – 17	1,5 - 3
	Всего:		
III. <i>Домашние задания</i>	1. Окислительно-восстановительные и обменные реакции. Закон эквивалентов.	2 – 3	0,5-1,0
	2. Основные закономерности протекания химических процессов.	4 – 5	0,5-1,0
	3. Кинетика химических реакций и химическое равновесие.	6 – 7	0,5-1,0
	4. Изотерма адсорбции, параметры адсорбции.	8 – 9	0,5-1,0
	5. Растворы электролитов. Гидролиз солей. Расчет pH растворов электролитов	10 – 11	0,5-1,0
	6. Электрохимические системы и процессы: гальванический элемент; электролиз водных растворов электролитов.	12 – 13	0,5-1,0

Форма деятельности	Модуль (тема)	Сроки выполнения (уч. недели)	Баллы мин./макс
	7. Коррозия металлов и способы защиты от коррозии.	14 – 15	0,5-1,0
	8. Комплексные соединения металлов.	16 – 17	0,5-1,0
	Всего:		4 - 8
IV. <i>Контрольная работа</i>	Термодинамика и кинетика химических процессов. Химические реакции.	6 - 7	5 - 8
V. <i>Расчетно-графическая работа</i>	Свойства элементов. Электрохимические системы и процессы.	14 - 15	5 - 8
V. <i>*) Практические занятия</i>	Восемь практических занятий	1 – 17 недели	0 - 4
		<b>Итого за текущую аттестацию:</b>	<b>30 – 60</b>
VI. <i>Экзамен</i>		<b>За итоговую аттестацию:</b>	<b>20 - 40</b>

\*) За **непосещение** практических занятий **вычитается** 0,5 балла

### Критерии оценки

Характеристика работы студента	Диапазон баллов рейтинга	Оценка ECTS	Традиционная (4-уровневая) шкала оценки
«Отлично» – работа высокого качества, уровень выполнения отвечает всем требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	90-100	A+	отлично
		A	
		A-	
«Очень хорошо» – работа хорошая, уровень выполнения отвечает большинству требований, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения большинства из них оценено числом баллов, близким к максимальному	80-89	B+	хорошо
		B	
		B-	
«Хорошо» – уровень выполнения работы отвечает всем основным требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки	70-79	C+	удовлетворительно
		C	
		C-	
«Удовлетворительно» – уровень выполнения работы отвечает большинству основных требований, теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	60-69	D+	удовлетворительно
		D	
		D-	
«Посредственно» – работа слабая, уровень выполнения не отвечает большинству требований, теоретическое содержание курса освоено частично, некоторые практические навыки работы не сформированы, многие предусмотренные программой обучения учебные задания не выполнены, либо качество выполнения некоторых из них оценено числом	50-59	E	

Характеристика работы студента	Диапазон баллов рейтинга	Оценка ECTS	Традиционная (4-уровневая) шкала оценки
баллов, близким к минимальному			
«Неудовлетворительно» (с возможностью пересдачи) – теоретическое содержание курса освоено частично, необходимые практические навыки работы не сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнено, либо качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минимальному; при дополнительной самостоятельной работе над материалом курса возможно повышение качества выполнения учебных заданий	25-49	FX	не удовлетворительно
«Неудовлетворительно» (без возможности пересдачи) – теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, все выполненные учебные задания содержат грубые ошибки, дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к какому-либо значимому повышению качества выполнения учебных заданий	0-24	F	

## 7. Список литературы

### 7.1 Основная литература

#### В печатном виде

1. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия : Учебник для вузов / Н. Н. Павлов. - М., 2002. - 447 с. : ил. - Предм. - имен. указ.: с. 438-444.
2. Шевницына Л. В. Практикум по общей и неорганической химии. Ч. 1 : учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2006. - 69, [3] с.
3. Шевницына Л. В. Практикум по общей и неорганической химии. Ч. 2 : учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2006. - 87, [1] с.
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : [учебное пособие для нехимических специальностей вузов] / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М., 2008. - 240 с. - Рекомендовано МО.

#### В электронном виде

1. Шевницына Л. В. Практикум по общей и неорганической химии. Ч. 1 : учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2006. - 69, [3] с.. - Режим доступа:  
[http://www.ciu.nstu.ru/fulltext/textbooks/2006/06\\_Shevnicina.rar](http://www.ciu.nstu.ru/fulltext/textbooks/2006/06_Shevnicina.rar)
2. Шевницына Л. В. Практикум по общей и неорганической химии. Ч. 2 : учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2006. - 87, [1] с.. - Режим доступа:  
[http://www.ciu.nstu.ru/fulltext/textbooks/2006/06\\_shevnicina.rar](http://www.ciu.nstu.ru/fulltext/textbooks/2006/06_shevnicina.rar)

### 7.2 Дополнительная литература

#### В печатном виде

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для химико-технологических специальностей вузов / Н. С. Ахметов. - М., 2003. - 743 с. : ил. - Рекомендовано МО.

## 8. Методическое и программное обеспечение

### 8.1 Методическое обеспечение

#### В печатном виде

1. Общая и неорганическая химия : лабораторные работы для 1 курса МТФ (специальность "Материаловедение в машиностроении" / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: Л. И. Афолина, Т. П. Апарнев]. - Новосибирск, 2006. - 57, [2] с. : ил., табл.
2. Шевницына Л. В. Неорганическая химия : задачи и упражнения для выполнения контрольных работ : учебно-методическое пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2011. - 105, [1] с. : табл.

#### В электронном виде

1. Общая и неорганическая химия : лабораторные работы для 1 курса МТФ (специальность "Материаловедение в машиностроении" / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: Л. И. Афолина, Т. П. Апарнев]. - Новосибирск, 2006. - 57, [2] с. : ил., табл.. - Режим доступа: <http://www.library.nstu.ru/fulltext/metodics/2006/afon.rar>
2. Шевницына Л. В. Неорганическая химия : задачи и упражнения для выполнения контрольных работ : учебно-методическое пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2011. - 105, [1] с. : табл.

## 9. Контролирующие материалы для аттестации студентов по дисциплине

**НОВОСИБИРСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ**

**ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1**  
по дисциплине «Неорганическая химия»  
Факультет МТФ Курс 1

1. Электронная конфигурация иона  $\text{Fe}^{2+}$  записывается в виде:  
а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$       б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$       в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
2. Какой ряд элементов отвечает увеличению радиусов их атомов:  
а) O, B, C, F, N;      б) F, O, C, B, N;      в) F, O, N, C, B?
3. Какой из двух элементов –  $I$  или  $F$  – является более сильным восстановителем?
4. Избытком едкого кали действовали на раствор дигидрофосфата калия. Напишите уравнение реакции и определите  $M_{\text{эк}}$  для реагирующих веществ.
5. Расставьте коэффициенты в схеме окислительно-восстановительных реакции, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций). Определите окислитель и восстановитель, вычислите молярные массы их эквивалентов.



6. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.
7. Уравнение для скорости прямой химической реакции  $4\text{B}_{(\text{ТВ})} + 3\text{O}_{2(\text{Г})} = 2\text{B}_2\text{O}_{3(\text{ТВ})}$  запишется следующим образом:

а)  $v = k \cdot [\text{B}]^4 \cdot [\text{O}_2]$

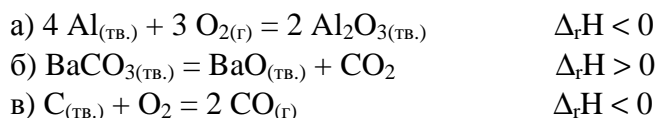
в)  $v = k \cdot [\text{O}_2]^3$

б)  $v = k \cdot 3 \cdot [\text{O}_2]$

г)  $v = k \cdot [\text{B}_2\text{O}_3]^2$

8. Температурный коэффициент реакции  $\gamma = 2$ . При повышении температуры от 223 до 273К скорость химической реакции увеличивается в:  
а) 32 раза,                      б) 10 раз,                      в) 320 раз.

9. При одновременном понижении температуры и давления равновесие сместится в сторону прямой реакции в случае:



10. Для приготовления 200 мл 0,1 М раствора  $\text{CuSO}_4$  необходимо взвесить .... г соли.

11. Найти молярную концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и pH в водном растворе, если концентрация гидроксид-ионов в нем составляет  $10^{-4}$  моль/л.

12. Степень диссоциации в водном растворе в ряду  $\text{LiOH} - \text{NaOH} - \text{KOH} - \text{RbOH} - \text{CsOH}$ :  
а) уменьшается;    б) не изменяется;    в) увеличивается.

13. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна  $1,34 \cdot 10^{-2}$ . Найти константу диссоциации кислоты. Составьте уравнение процесса электролитической диссоциации.

14. Ионная сила раствора, содержащего 0,01 моль/л  $\text{KCl}$  и 0,02 моль/л  $\text{CaCl}_2$  имеет значение:  
а) 0,14,            б) 0,07,            в) 0,12,            г) 0,016.

15. Какова растворимость (в г/л)  $\text{Ag}_2\text{S}$  в чистой воде, если  $IP \text{Ag}_2\text{S}$  составляет  $1,6 \cdot 10^{-49}$ .

16. Дан раствор соли:  $\text{FeSO}_4$ . Написать уравнения гидролиза по всем ступеням в ионной и молекулярной формах, указать среду, записать выражения для  $K_{\text{гидр}}$  по первой ступени через равновесные концентрации и через  $K_w$ . Рассчитать pH в 0,01 М растворе.

17. Чтобы подавить гидролиз соли из предыдущего задания, в раствор соли надо добавить:.....

18. Для комплексного соединения  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ : а) укажите: комплексообразователь, его заряд и координационное число; лиганды; внутреннюю и внешнюю координационные сферы; приведите название соединения; б) напишите электронную формулу иона-комплексообразователя и укажите, сколько и какие АО участвуют в образовании донорно-акцепторной связи; г) приведите уравнения диссоциации комплексного соединения в водном растворе и выражение для константы нестойкости комплексного иона.

19. Дать сравнительную характеристику свойств образуемых галогенами простых веществ, указав характер изменения агрегатного состояния простых веществ при обычной температуре и давлении, окислительно-восстановительных свойств. Назвать причины, вызывающие эти изменения.

20. С какими из следующих веществ будет реагировать соляная кислота:  $\text{KCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ . Напишите уравнения реакций в ионной и молекулярной формах.