

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Факультет энергетики

“УТВЕРЖДАЮ”

Декан ФЭН

профессор, к.т.н. Сидоркин
Юрий Михайлович

“ ” _____ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

ООП: специальность 140205.65 Электроэнергетические системы и сети

Шифр по учебному плану: ЕН.Ф.4

Факультет: энергетики очная форма обучения

Курс: 1, семестр: 2

Лекции: 34

Практические работы: - Лабораторные работы: 16

Курсовой проект: - Курсовая работа: - РГЗ: 2

Самостоятельная работа: 49

Экзамен: 2 Зачет: -

Всего: 99

Новосибирск

2011

Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению (специальности): 650900 Электроэнергетика.(№ 214 тех/дс от 27.03.2000)

ЕН.Ф.4, дисциплины федерального компонента

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры Химии протокол № 3 от 01.07.2011

Программу разработал

доцент, к.х.н.

Апарнев Александр Иванович

Заведующий кафедрой

с.н.с., д.х.н.

Уваров Николай Фавстович

Ответственный за основную образовательную программу

профессор, д.т.н.

Фишов Александр Георгиевич

1. Внешние требования

Таблица 1.1

Шифр дисциплины	Содержание учебной дисциплины	Часы
ЕН.Ф.4	Требования Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению 140205 "Электроэнергетические системы и сети". ЕН.Ф.04. Химия: химические системы; растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика; энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции; реакционная способность веществ; химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплиментарность; химическая идентификация; качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ; физико-химическое старение материалов; химический практикум.	99

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	Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению 140200 "Электроэнергетика". (Направление подготовки дипломированного специалиста 650900 "Электроэнергетика", № 214 тех/дс от 27.03.2000 г.).
Адресат курса	Студенты факультета энергетики, обучающиеся по направлению подготовки инженеров 140205.65 "Электроэнергетические системы и сети".
Основная цель (цели) дисциплины	Формирование базовой инженерной подготовки, теоретическая и практическая подготовка в области основ химии, развитие инженерного мышления, приобретение знаний и умений, необходимых для изучения последующих дисциплин.
Ядро дисциплины	Законы и понятия химической термодинамики и кинетики, строение и свойства гомо- и гетерогенных химических систем, электрохимические процессы, высокомолекулярные соединения.
Связи с другими учебными дисциплинами основной образовательной программы	В курсе закрепляются понятия, которые необходимы для изучения последующих дисциплин: "Инженерная экология", "Электротехнические материалы", "Безопасность жизнедеятельности" и др.
Требования к первоначальному уровню подготовки обучающихся	Для успешного усвоения дисциплины студенту необходима базовая химическая и физико-математическая подготовка.
Особенности организации учебного процесса по дисциплине	Курс имеет модульную структуру, компонентами которой в порядке подчиненности являются: модуль, тема, лабораторная работа, а также контролирующий компонент - контрольная работа или расчетно-графическая работа. Практическая часть дисциплины составляют лабораторные работы. Цель лабораторных занятий - привить студентам навыки экспериментальной работы, показать им методы и средства химического исследования и дать возможность конкретно познакомиться с веществами и их превращениями, развить навыки решения конкретных практических задач и исследовательской работы, а также закрепить в памяти студентов теоретические сведения о закономерностях химических процессов, почувствовать эти закономерности в практической работе, убедиться в их действенности.

3. Цели учебной дисциплины

Таблица 3.1

После изучения дисциплины студент будет

иметь представление	
1	о круге проблем, в ряду которых находятся проблемы и вопросы данного курса;
2	о связи курса с другими дисциплинами направления (специальности) и о его роли в подготовке обучающихся;
3	об основных понятиях и законах химии; о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах соединений;
4	о химических системах и химических процессах;
5	о природе и характерных свойствах ковалентной связи, ионной связи, металлической связи, водородной связи и вандерваальсовых сил;
6	об общих свойствах гомо- и гетерогенных систем;
7	о преобразовании химической энергии в электрическую;
8	о методах идентификации веществ;
9	об экологических последствиях химических процессов.
знать	
10	о структуре и содержании курса и его месте в образовательной программе;
11	квантово-механическую модель строения атома и периодичность свойств химических элементов;
12	законы химической термодинамики и химической кинетики;
13	основные понятия теории растворов электролитов и неэлектролитов; особенности коллоидных растворов;
14	законы электрохимии;
15	классификацию коррозионных процессов и методов защиты металлов от коррозии.
уметь	
16	определять свойства химического элемента по электронной конфигурации и положению в Периодической системе;
17	рассчитывать термодинамические функции, кинетические характеристики химической реакции и определять направление смещения равновесия при изменении параметров состояния;
18	вычислять концентрации веществ в гомо- и гетерогенных системах ;
19	записывать процессы диссоциации, гидролиза, растворения и образования осадка и выражения их констант;
иметь опыт (владеть)	
20	применения методов расчета термодинамических функций для определения направления процесса;
21	представлять результаты наблюдений и расчетов в удобной для восприятия форме;
22	химической идентификации и методах анализа вещества;
23	определять физико-химические свойства полимерных материалов по их составу и строению.

4. Содержание и структура учебной дисциплины

Лекционные занятия

Таблица 4.1

(Модуль), дидактическая единица, тема	Часы	Ссылки на цели
Семестр: 2		
Термодинамика электродных процессов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Электрохимическая и концентрационная поляризация.	1	14, 17, 18, 20, 7, 9
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия		
Химия как часть естествознания. Предмет химии. Вещество. Основные количественные законы химии. Химический эквивалент.	1	1, 10, 2, 3
Электронное строение атома. Квантово-механическая модель атома. Принцип Паули и правило Хунда. Строение многоэлектронных атомов. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.	1	11, 16
Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные свойства элементов.	1	11, 16
Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений реакций окисления-восстановления. Окислительно-восстановительный эквивалент.	1	21, 3
Химическая связь. Основные типы и характеристики связи. Ковалентная и ионная связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Строение и свойства простейших молекул.	1	11, 5
Комплексные соединения. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, дентатность и амбидентатность лигандов, внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения. Классификация комплексов. Хи	2	11, 16, 5
Растворы. Определение и классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов.	1	13, 21, 22, 3, 6
Водные растворы электролитов. Ассоциированные и неассоциированные электролиты. Активность и коэффициент активности. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Теория кислот и оснований. Константа диссоциации; закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов.	2	13, 19, 23, 6, 8
Ионные реакции в растворах - гидролиз солей.	2	13, 19, 20, 22,

Усиление и подавление гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Константы кислотности и основности. Применение закона эквивалентов для объемного метода титрования.		23, 3, 6, 8, 9
Дидактическая единица: Физическая химия		
Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции.	1	12, 17, 20, 3, 4
Термохимические уравнения. Закон Гесса и его следствия. Энтропия и энергия Гиббса и их изменения при химических процессах. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций.	1	12, 17, 20, 3, 4
Скорость химических реакций. Понятие о химической кинетике. Элементарные (одностадийные) и неэлементарные (многоступенчатые) реакции. Молекулярность и порядок реакции. Классификация реакций.	2	12, 17, 3, 4, 8
Закон действующих масс, константа скорости реакции. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры; энергия активации. Понятие о цепных реакциях.	1	12, 17, 3, 4, 8
Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Колебательные реакции.	1	12, 17, 3, 4, 8
Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Обратимые и не-обратимые реакции. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.	1	12, 6
Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.	1	21, 4, 6
Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение	2	14, 20, 7, 9
Электролиз. Последовательность электродных процессов. Выход по току. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.	1	14, 18, 19, 21, 22, 7, 9
Коррозия и защита металлов и сплавов. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов.	1	1, 15, 2, 21, 9
Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.	2	1, 15, 2, 21, 9
Дидактическая единица: Коллоидная химия.		
Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные	1	13, 19, 3, 6

системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение.		
Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Коллоиды в природных системах. Растворы полимеров.	1	13, 19, 3, 6
Дидактическая единица: Высокомолекулярные соединения (ВМС).		
Классификация и номенклатура полимеров. Отличительные особенности полимеров.	2	15, 23, 5
Методы синтеза полимеров: полимеризация и поликонденсация. Строение полимеров, их отдельные представители.	1	13, 2, 23, 5, 9
Дидактическая единица: Аналитическая химия.		
Химическая идентификация. Аналитический сигнал и его виды. Кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование. Гравиметрический и колориметрический анализ. Электрохимические методы анализа.	2	2, 22, 3, 4, 8

Лабораторная работа

Таблица 4.2

(Модуль), дидактическая единица, тема	Учебная деятельность	Часы	Ссылки на цели
Семестр: 2			
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия			
Окислительно-восстановительные свойства перманганата калия и пероксида водорода.	1. выполняет опыты, 2. составляет электронный баланс, 3. рассчитывает молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя; 4. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.	2	11, 16, 21, 3, 5
Диссоциация слабых и сильных электролитов. Гидролиз солей. Определение pH водных растворов.	1. выполняет опыты по приготовлению растворов заданной концентрации, измерению pH раствора и смещению равновесия в растворе по жесткой	4	13, 17, 18, 19, 21, 22, 3, 6, 8

	инструкции; 2. рассчитывает и устанавливает концентрации полученных растворов; 3. изучает гидролиз солей различных типов с использованием индикаторов; 4. оформляет эксперимент на языке символов; 5. представляет результаты эксперимента в удобной форме и обсуждает с преподавателем		
Дидактическая единица: Физическая химия			
Общие закономерности химических процессов. Определение теплового эффекта нейтрализации.	1. выполняет калориметрические измерения для процессов по жесткой инструкции; 2. обрабатывает результаты измерений; 3. представляет результат на языке символов, графиков, рисунков в удобной форме; 4. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.	2	12, 17, 20, 21, 3, 4
Кинетика химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции.	1. выполняет измерения скорости реакции и анализирует влияние факторов на скорость процессов; 2. выполняет качественные опыты по сдвигу равновесия в реакции; 3. представляет качественные изменения на языке символов;	4	1, 12, 17, 18, 21, 22, 3, 6, 8

	4. оформляет результаты в удобном виде и обсуждает с преподавателем.		
Электрохимические процессы. Гальванический элемент и электролиз водных растворов солей.	1. собирает гальванический элемент и электролизер; 2. оформляет на языке символов и рисунков устройства, работу гальванического элемента и электролизера; 3. проводит измерения напряжения гальванического элемента и потенциала разложения электролита по жесткой инструкции; 4. формулирует ответы на вопросы домашних заданий и решает задачи; 5. представляет результаты измерения в удобной форме и обсуждает с преподавателем.	2	14, 18, 20, 21, 3, 5, 7
Коррозия металлов и защита металлов от коррозии.	1. собирает устройства для защиты металлов от коррозии; 2. оформляет на языке символов и рисунков устройства; 3. проводит наблюдения за качественными изменениями при различных видах коррозии; 4. формулирует ответы на вопросы домашних заданий и решает задачи; 5. представляет результаты измерения в удобной форме и обсуждает с преподавателем.	2	1, 14, 15, 2, 21, 3, 5, 9

5. Самостоятельная работа студентов

Семестр- 2, Контрольные работы

Контрольная работа (КР) выполняется студентом индивидуально (3 часа).

Сроки сдачи и защиты: 12-16 учебные недели.

Форма отчетности - бумажный вариант сдаются преподавателю за неделю перед защитой, которая назначается преподавателем во внеаудиторное время.

Задание для КР:

Тема "Общие свойства растворов".

(Условия заданий для I и II этапа приведены в Сборнике индивидуальных домашних заданий для студентов технических специальностей и направлений дневной формы обучения. Новосибирск, 2009. № 3635. Составители: Варенцов В.К., Апарнев А.И., Лупенко Г.К.

Тема "Коллоидные растворы. Строение мицелл".

(Индивидуальное задание приведено в Сборнике индивидуальных заданий к лабораторным и практическим занятиям для студентов I курса технических специальностей "Общая и неорганическая химия". Новосибирск, 2007, С. 34-37. № 3364. Составители: Афонина Л.И., Апарнев А.И., Турло Е.М.

При выполнении контрольной работы работ студент приобретает опыт применения методов расчета термодинамических и кинетических параметров, концентраций растворов электролитов и неэлектролитов,

Контрольная работа сдается на проверку в письменном виде, защита контрольной работы проходит в форме собеседования.

Задания для контрольной работы приведены в системе доставки курсов ИДО НГТУ : <http://courses.edu.nstu.ru/courses.php?show=155&curs=830>.

Семестр- 2, РГЗ

При выполнении расчетно-графической работы студент приобретает опыт применения методов расчета термодинамических и кинетических параметров для оценки состояния системы и направления самопроизвольного протекания реакции.

Расчетно-графическая работа (РГР) выполняется студентом индивидуально (7 часов).

Сроки сдачи и защиты: 3-8 учебные недели.

Форма отчетности - бумажный и электронный варианты сдаются преподавателю за неделю перед защитой, которая назначается преподавателем во внеаудиторное время.

Задание для РГР: Тема "Основные закономерности протекания химических процессов".

Условия заданий приведены в Сборнике индивидуальных домашних заданий для студентов технических специальностей и направлений дневной формы обучения. Новосибирск, 2009. № 3635. Составители: Варенцов В.К., Апарнев А.И., Лупенко Г.К.

Задания для РГР также приведены в системе доставки курсов ИДО НГТУ <http://courses.edu.nstu.ru/courses.php?show=155&curs=830>.

Семестр- 2, Индив. работа

Изучение теоретических вопросов (см. раздел "Вопросы для самостоятельного изучения") (13 часов).

Подготовка студентов к текущей (защита лабораторных работ, РГР) и итоговой аттестации (экзамен) с использованием интернет-тренажер на сайте www.i-exam.ru. (10 часов).

Семестр- 2, Подготовка к занятиям

Домашнее задание выполняется к каждой лабораторной работе индивидуально согласно варианту (16 часов).

Индивидуальные задания для выполнения домашних заданий приведены в сборнике № 3635 "Химия". 2009. Составители: Варенцов В.К., Апарнев А.И., Лупенко Г.К.

К лабораторной работе № 1:

Тема 1. Задания 1 - 3,

Тема 2. Задание 1.

К лабораторной работе № 2:

Тема 4. Задание 1, 2.

К лабораторной работе № 3:

Тема 5. Задание 1-4.

К лабораторной работе № 4:

Тема 8. Задание 1-4.

Форма отчета - письменно на отдельных двойных листах с условиями заданий (каждая страница ограничивается полями для заметок преподавателя и для исправлений замечаний студентом).

Указывается Ф. И.О., номер группы, дата выполнения.

6. Правила аттестации студентов по учебной дисциплине

Для оценки успеваемости студентов в ходе изучения дисциплины применяется балльно-рейтинговая система. Рейтинг студента по дисциплине "Химия" определяется как сумма баллов за работу в течение семестра (текущая аттестация) и баллов, полученных в результате итоговой аттестации (зачет/экзамен). Соотношение баллов за различные виды учебной деятельности студента составляет 60:40, суммарно 100 баллов. Максимальный балл выставляется за качественное и своевременное выполнение работ и требований к ним по всем видам деятельности студента.

Текущая аттестация

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

- выполнение и защиту лабораторных работ,
- выполнение и защиту РГР и контрольной работ;
- 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.), необходимое для допуска к итоговой аттестации (экзамену).

Минимальный балл выставляется:

- за средний уровень освоения теоретического материала (когда курс освоен не в полном объеме),
- за выполненные лабораторные, РГР, контрольную и домашние работы, в которых некоторые задания выполнены с ошибками и требуют доработки,
- за некачественное выполнение и оформление отчета лабораторных работ.

При пропуске занятия (лабораторной работы, а также не принятой и не защищенной лабораторной работы) студенту в журнал успеваемости выставляется 0 баллов.

В случае если студент выполняет все виды учебной деятельности не в срок, то их результат оценивается не выше минимального балла. Если освоение теоретического курса, доработка домашних и контрольной работ, происходит в течение 2 недель (по уважительной причине) после основного срока выполнения, то работа оценивается в интервале от минимального до среднего балла.

Со студентом, получившим максимальное число баллов, может быть проведено дополнительное собеседование и выставлена оценка «отлично».

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.

Дополнительная деятельность студента

За выполнение заданий сверх предусмотренных основной программой (учебно-исследовательская работа, участие в предметных олимпиадах, конференциях, написание рефератов) студент может набрать дополнительно до от 5 до 20 баллов.

Итоговая аттестация

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

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

Если студент не набирает минимального числа баллов на экзамене, ему выставляется итоговая оценка «неудовлетворительно» 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÷120 минут.

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

Правила формирования итоговой оценки по курсу

Форма деятельности	Модуль (тема)	Сроки выполнения (учебные недели)	Минимум – максимум баллов
I. Лабораторные работы (выполнение эксперимента, оформление отчета; защита лабораторных работ)	1. Закон эквивалентов. Обменные реакции. Окислительно-восстановительные реакции.	2 – 5	2 – 4
	2. Тепловой эффект реакции нейтрализации. Скорость химической реакции. Катализ. Химическое равновесие.	6 – 9	5 – 10
	3. Растворы электролитов. Гидролиз солей.	10 – 13	5 – 10
	4. Гальванический элемент. Электролиз растворов электролитов. Коррозия металлов.	14 – 17	5 – 10
	Всего:		17 – 34
II. Домашние задания	1. Закон эквивалентов. Окислительно-восстановительные реакции.	2 – 5	1 – 3
	2. Строение вещества.		0,5 – 1
	3. Химическая термодинамика.	6 – 9	0,5 – 1
	4. Кинетика химических процессов и химическое равновесие		1,5 – 3
	5. Растворы электролитов.	10 – 13	2 – 4
	6. Общие (коллигативные) свойства растворов.		0,5 – 1
	7. Электрохимические процессы.	14 – 17	2 – 4
	Всего:		8 – 17
III. Расчетно-графическая работа	1. Химическая термодинамика.	4 – 8	2 – 3
IV. Контрольная работа	1. Коллигативные (общие) свойства растворов.	12 – 16	4 – 6
	2. Комплексные соединения. Химическая связь.		
		Итого за текущую аттестацию:	31 – 60
IV. Экзамен		Итого за итоговую аттестацию:	21 – 40

Утверждаю
Зав. кафедрой химии
Протокол заседания кафедры №

Н.Ф.Уваров
от 14.10.2009 г.

Критерии оценки

Характеристика работы студента	Диапазон баллов	Оценка ECTS	Традиционная (4-уровневая) шкала оценки
«Отлично» - работа высокого качества, уровень выполнения соответствует всем требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, получены необходимые практические навыки работы, все учебные задания выполнены полностью и качественно.	97 – 100	A+	отлично
	96 – 94	A	
	90 – 93	A–	
«Очень хорошо» - работа хорошая, уровень выполнения отвечает большинству требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, все учебные задания выполнены практически качественно и полностью.	88 – 89	B+	хорошо
	84 – 87	B	
	80 – 83	B–	
«Хорошо» - уровень выполнения работы отвечает всем основным требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, некоторые практические навыки работы сформированы недостаточно, все задания выполнены, некоторые выполненные задания содержат ошибки	78 – 79	C+	хорошо
	75 – 77	C	
«Удовлетворительно» - уровень выполнения работы отвечает большинству основных требований, теоретическое содержание курса освоено частично, «пробелы» не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство заданий выполнено, но некоторые задания выполнены с ошибками.	70 – 74	C–	удовлетворительно
	67 – 69	D+	
	64 – 66	D	
	60 – 63	D–	
«Посредственно» - работа слабая, уровень выполнения не отвечает большинству требований, теоретическое содержание курса освоено частично, некоторые практические навыки работы не сформированы, многие учебные задания не выполнены, либо качество выполнения некоторых из них очень низкое, близкое к минимальному уровню.	50 – 59	E	
«Неудовлетворительно» (с возможностью пересдачи) - теоретическое содержание курса освоено частично, необходимые практические навыки работы не сформированы, большинство заданий не выполнено, либо качество их выполнения очень низкое.	25 – 49	FX	неудовлетворительно
«Неудовлетворительно» (без возможностью пересдачи) - теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, все учебные задания содержат грубые ошибки.	0 – 24	F	

7. Список литературы

7.1 Основная литература

В печатном виде

1. Коровин Н. В. Общая химия : учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. - М., 2008. - 556, [1] с. : ил. - Рекомендовано МО.
2. Химия : [учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям] / А. А. Гуров [и др.]. - М., 2007. - 777 с. : ил., табл. - Рекомендовано МО.

7.2 Дополнительная литература

В печатном виде

1. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для вузов по техническим направлениям и специальностям / [Адамсон Б. И. и др.] ; под ред. Н. В. Коровина. - М., 2004. - 253, [2] с. : ил., табл. - Рекомендовано МО.
2. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник задач с методами решения : учебное пособие / А. И. Апарнев ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2005. - 85 с.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : Учебное пособие для нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка; Под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М., 2002. - 240 с. - Рекомендовано МО.
4. Романцева Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии : учебное пособие для нехимических спец. вузов / Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. - М., 1991. - 288 с. : ил.
5. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для химико- технологических специальностей вузов / Н. С. Ахметов. - М., 2001. - 743 с. : ил.

В электронном виде

1. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник задач с методами решения : учебное пособие / А. И. Апарнев ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2005. - 85 с.. - Режим доступа: <http://www.library.nstu.ru/fulltext/metodics/2005/aparnev.rar>

8. Методическое и программное обеспечение

8.1 Методическое обеспечение

В печатном виде

1. Химия : сборник лабораторных работ : методическое пособие по техническим направлениям и специальностям всех форм обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина, С. Н. Овчинникова]. - Новосибирск, 2010. - 82 с. : ил., табл.

В электронном виде

1. Химия : сборник лабораторных работ : методическое пособие по техническим направлениям и специальностям всех форм обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина, С. Н. Овчинникова]. - Новосибирск, 2010. - 82 с. : ил., табл.. - Режим доступа: <http://www.library.nstu.ru/fulltext/metodics/2010/3846.pdf>

9. Контролирующие материалы для аттестации студентов по дисциплине Контролирующие материалы для аттестации студентов по дисциплине

8.1. Контрольная работа

Задание №1. Химическая термодинамика

- 1.1. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG^0 при стандартных условиях для реакции, указанной в вашем варианте.
- 1.2. Является ли эта реакция экзо- или эндотермической? Протекает ли реакция самопроизвольно? Дайте пояснение
- 1.3. Определите область температур самопроизвольного протекания реакции.

Таблица 1.

№ варианта	Уравнение реакции	№ варианта	Уравнение реакции
1	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3 \text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow 2 \text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$	14	$\text{CH}_4_{(\text{газ})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{газ})} + 2\text{H}_2$
2	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{г})}$	15	$\text{PCl}_5(\text{г}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$

Задание №2. Химическая кинетика и равновесие.

- 2.1. Для реакции, указанной в вашем варианте (см. Ваш вариант таб.1., запишите кинетические уравнения скоростей прямой и обратной реакций.
- 2.2. Рассчитайте начальную скорость реакции :
 $a\text{A} + b\text{B} + c\text{C} \rightarrow p\text{P}$, если начальная концентрация вещества $\text{A}_{\text{нач}}$ равна 0,9 моль/л, вещества $\text{B}_{\text{нач}} = 1,2$ моль/л, а вещества $\text{C}_{\text{нач}} = 0.3$ моль/л. Константа скорости равна $0.01 \text{ л}^2 / (\text{моль}^2 \cdot \text{с})$.
- 2.3. Запишите выражение для константы равновесия реакции.
- 2.4. Вычислите, во сколько раз изменится скорость реакции при одновременном увеличении давления в системе в 2 раза и повышении температуры от 80 до 110°C . Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 3.

Задание №3. Растворы.

- 3.1. Решите задачу на приготовление раствора заданной концентрации.
 Сколько грамм соли необходимо взять, чтобы получить 1 литр раствор с заданной молярной концентрацией ($c_{\text{в}}$, моль/л)(см. свой вариант в таб.2.)

Таблица 2.

№ варианта	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Заданное соединение	KCN	CoCl_2	Na_2SiO_3	NH_4Cl	Na_2CO_3	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	CuSO_4	CH_3COOK	NH_4CN	FeI_2	K_3PO_4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$
Концентрация раствора	0.5	1	0.3	1.5	0.6	3	0.4	1.2	1.1	0.9	0.2	0.7	0.1

- 3.2. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей (см. свой вариант в таб.2.). Укажите кислая или щелочная будет среда. Выведите и рассчитайте $K_{\text{гидролиза}}$ по 1 и 2 степени.

3.3. Как повлияет на глубину гидролиза нагревание раствора и разбавление его водой? Дайте объяснение.

3.4. Рассчитайте pH и pOH растворов с заданной молярной концентрацией (см. свой вариант в таб.3)

Таблица 3.

№ варианта	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Заданный электролит	KOH	HCl	NaOH	NH ₄ OH	HCN	H ₂ CO ₃	Ca(OH) ₂	CH ₃ COOH	NH ₄ OH	HI	HF	HNO ₃	HNO ₂
Концентрация раствора, степень диссоциации электролита	0.001	0.01	10 ⁻⁵	0.01, α=0.1	0.001, α=1%	0.1, α=0.01	10 ⁻³	0.1, α=0.1	0.0001, α=1	0.1	0.001, α=0.01	0.001	0.001, α=0.01

Задание №4. Электронное строение атома и химическая связь.

4.1. Напишите электронные формулы атомов элементов ПС с заданными порядковыми номерами (см. свой вариант в таб.4.).

4.2. Сколько свободных d-орбиталей у атомов последнего элемента?

4.3. Напишите **все значения** квантовых чисел **для последнего электрона** каждого из атомов, учитывая последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней.

4.4. Исходя из положения элементов в периодической системе, составьте формулы водородных и кислородных соединений, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.

Таблица 4.

№ варианта	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Заданный номер элемента ПС	9, 24	5, 26	13, 40	20, 29	15, 42	16, 22	17, 25	14, 28	19, 27	4, 21	31, 39	20, 46	11, 41

Задание №5. Комплексные соединения.

1. Для комплексного соединения (см. свой вариант в таб.5.) укажите:

1.1. внешнюю и внутреннюю сферы,

1.2. комплексообразователь и его степень окисления,

1.3. лиганды,

1.4. величину координационного числа комплексообразователя,

1.5. заряд комплексного иона,

1.6. запишите диссоциацию и математическое выражение константы нестойкости.

Таблица 5.

№ варианта	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Комплексное соединение	[Pb(NH ₂ CH ₂ COO) ₂]	[Co(NH ₃) ₃ (H ₂ O) ₃] Cl ₂	K ₂ [Ni(CN) ₄]	[Ti(H ₂ O) ₆]Br ₃	[Pt(NH ₃) ₄ (OH) ₂]SO ₄	[Ag(NH ₃) ₂]NO ₃	[Co(NH ₃) ₅ (H ₂ O)]Cl ₂	K ₂ [Cu(C ₂ O ₄) ₂]	Ba[Pt(NO ₂) ₄ Cl ₂]	K ₂ [Ni(CN) ₄]	[Co(NH ₃) ₅]I ₂	Na ₃ [Co(CN) ₆]	[Cr(NH ₃) ₅ Cl]Cl ₂

Задание №6. Коллоидные растворы.

Для уравнения реакции (см. свой вариант в таб.6.) запишите строение мицеллы, гранула которой будет двигаться к катоду (четные варианты) или к аноду (нечетные варианты).

Таблица 6.

№ варианта	Уравнение реакции	№ варианта	Уравнение реакции
1	$\text{MnCl}_2 + \text{K}_2\text{S} = \text{MnS} + 2\text{KCl}$	14	$2\text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{As}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
2	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$	15	$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = \underline{3\text{S}} + 2\text{H}_2\text{O}$

Задание №7. Окислительно-восстановительные реакции.

Для ОВР (см. свой вариант в таб.7.) найдите стехиометрические коэффициенты уравняйте методом электронного баланса. Укажите, окислитель и восстановитель; реакцию окисления и восстановления.

Таблица 7.

№ варианта	Уравнение реакции	№ варианта	Уравнение реакции
1	$\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$	14	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	15	$\text{HNO}_3 + \text{Ca} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Задание №8.

8.1. Составьте схемы **двух** гальванических элементов (ГЭ), в одном из которых металлический электрод (см. свой вариант в таб. 8. задание 1.) является катодом, а в другом - анодом. Напишите для каждого ГЭ электродные реакции и ТЕР. Рассчитайте при 298 К стандартные ЭДС элементов.

8.2. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на инертных электродах, при электролизе водного раствора соли и при заданных условиях (сила тока и время) (см. свой вариант в таб. 8. задание 2.) Вычислите массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при 95% выходе по току.

8.3. Для сплава (см. свой вариант в таб. 8. задание 3.) определите возможность коррозии, запишите коррозионный гальванический элемент и уравнения электродных реакций.

Подберите анодное покрытие для сплава и обозначьте схему образующегося ГЭ при нарушении целостности покрытия при pH=7.

Таблица 8.

№ варианта	Задание 1. Электрод	Задание 2.			Задание 3.		№ варианта	Задание 1.	Задание 2.			Задание 3.	
		соль	I, А	t, час	сплав				соль	I, А	t, час	сплав	
1	Ni	CuSO ₄	4	1	Ag-Pb		14	Mg	Na ₂ SO ₄	7	0.5	Ni-Pb	
2	H ₂	K ₂ SO ₄	5	3	Ag-Co		15	Co	AlCl ₃	5	6	Ni-Fe	

8.2. Итоговая аттестация по курсу



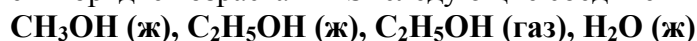
ФИО _____ группа № _____ января
2006.

Билет №1

1. Методом электронного баланса подобрать коэффициенты в ОВР, указать окислитель, восстановитель и процессы окисления и восстановления:

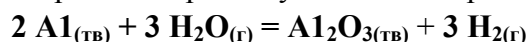


2. Расположите в порядке возрастания S° следующие соединения:



Вставьте пропущенное слово: «Процесс $2\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})}$ сопровождается _____ энтропии».

3. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG^0 при стандартных условиях для реакции:



4. Реакция: $4 \text{HCl}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + 2 \text{Cl}_{2(\text{газ})}$ сопровождается *выделением тепла*.

В какую сторону сместится равновесие при:

А) повышении температуры - _____

Б) увеличении давления кислорода – _____

В) уменьшении концентрации паров воды - _____

Г) во сколько раз изменится скорость обратной реакции при повышении давления хлора в 4 раза? Ответ подтвердите расчетами.

5. Приведите электронные формулы ионов в соединениях: NH_4NO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

6. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения ступенчатого гидролиза для $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Укажите кислая или щелочная будет среда.

Выведите и рассчитайте $K_{\text{гидролиза}}$ по 1 ступени, степень гидролиза и pH для $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, если $K_{\text{в}2}=10^{-7}$; $K_{\text{в}3}=4 \cdot 10^{-9}$, $C = 0.001$ моль/л.

Как повлияет охлаждение раствора на процесс гидролиза? Дайте пояснения.

7. Для комплексного соединения укажите: $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]$

а) Внешнюю _____ и внутреннюю сферы _____,

б) Комплексообразователь _____ Лиганды _____,

с) величину координационного числа комплексообразователя _____,

д) степень окисления комплексообразователя _____ и заряд комплексного иона _____

8. Подберите катодное покрытие для сплава Zn-Fe и напишите схему образующегося ГЭ в среде с pH=3 при нарушении целостности покрытия.

9. Полистирол: получение, свойства, области применения.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Современная формулировка периодического закона. Зависимость свойств элементов главных подгрупп от электронного строения атомов и положения их в периодической системе. Понятия о периодах, группах и подгруппах. Виды химических связей: ионная, металлическая, водородная.
2. Понятие о кинетике сложных реакций: конкурирующих, последовательных, сопряженных, цепных с разветвленной и неразветвленной цепью. Фотохимические реакции и их роль в жизнедеятельности организма и окружающей среды.
3. Изомерия комплексных соединений.
4. Классификация органических реакций. Основные химические свойства органических соединений – алифатические углеводороды, арены, кислород- и азотсодержащие, гетероциклические. Понятие комплементарности.
5. Органические полимерные материалы. Методы получения полимеров, полимеризация, поликонденсация. Строение и свойства полимеров. Применение полимеров.
6. Химия вещества в конденсированном состоянии. Агрегатное состояние вещества. Химическое строение твердого тела. Аморфное состояние вещества. Кристаллы. Кристаллические решетки. Химическая связь в твердых телах. Металлическая связь и металлы. Химическая связь в полупроводниках и диэлектриках. Реальные кристаллы. Простое вещество. Изомерия и аллотропия.
7. Химия металлов. Зависимость свойств металлов от их положения в периодической системе Д.И. Менделеева. Основные методы получения металлов. Физико-химические процессы при сварке и пайке металлов. Свойства р-металлов и их соединений. Свойства переходных металлов, d-элементы IV — VII групп. Химия элементов железа, их сплавы и химические соединения. Химия металлов подгрупп меди и цинка.
8. Химия неметаллов. Зависимость свойств неметаллов от их положения в периодической таблице Д.И. Менделеева. Бор и его соединения. Азот, фосфор и их соединения. Элементы VI и VII групп и их соединения.
9. Получение и свойства гальванопокрытий.
10. Химические превращения полимеров. Деструкция полимеров. Основные виды деструкции. Стабилизация полимеров.
11. Строение полимеров, их агрегатное и фазовое состояние. Кристаллические и аморфные полимеры. Надмолекулярная структура кристаллических и аморфных полимеров. Механические и термомеханические свойства аморфных и кристаллических полимеров. Деформационные свойства полимеров. Прочностные свойства полимеров. Растворы полимеров и их свойства. Дисперсии полимеров. Свойства дисперсий полимеров. Пластификация полимеров. Влияние пластификаторов на механические свойства полимеров.
12. Отдельные представители высокомолекулярных соединений – полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, поливинилацетат, поливиниловый спирт, полиэфирные полимеры, полиамидные полимеры; белки, целлюлоза и ее производные, полиорганосилоксаны.

Приложение

Приложение А

Вопросы для самостоятельного изучения

Тема 1. Основы аналитической химии. Химическая идентификация веществ; качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ.

Тема 2. Физико-химическое старение материалов.

Приложение В

9.1. Теоретические вопросы к защитам лабораторных работ.

Современные представления об электронном строении атомов: понятие об атомных орбиталях, характеристика орбиталей с помощью квантовых чисел. Электронные формулы элементов малых (1, 2, 3) и большого (4) периодов. Принцип Паули, правило Хунда. Зависимость свойств элементов главных подгрупп от электронного строения атомов и положения их в периодической системе. Понятия о периодах, группах и подгруппах.

Виды химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная. Свойства ковалентной связи: длина, энергия, валентный угол между связями, полярность связи и полярность молекулы. Типы гибридизации атомных орбиталей: sp^3 , sp^2 , sp и способы перекрывания атомных орбиталей при образовании ковалентной связи: s- и p- связи. Кратность связи.

Окислительно-восстановительные процессы. Понятие о степени окисления, окислителях и восстановителях, процессах окисления и восстановления. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

Основы химической термодинамики. Системы: изолированные, закрытые, открытые, гомогенные, гетерогенные. Понятие о термодинамических процессах и их классификация. Обратимые и необратимые в энергетическом смысле процессы. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Изобарный и изохорный тепловые эффекты. Энтальпия. Термохимические уравнения. Стандартные теплоты образования и сгорания. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты и их использование для энергетической характеристики процессов. Понятие об энергии основного обмена. Второй закон термодинамики. Понятие об энтропии. Стандартные энтропии. Энергия Гиббса (DG). Термодинамические условия равновесия. Критерии и направление самопроизвольных процессов. Энтальпийный и энтропийный факторы.

Основы химической кинетики. Реакции гомогенные и гетерогенные. Молекулярность и порядок реакции. Скорость гомогенных химических реакций и методы ее измерения. Закон действующих масс для гомогенных и гетерогенных реакций. Уравнение кинетики реакций нулевого, 1-го и 2-го порядка. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции Вант-Гоффа. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Понятие о кинетике сложных реакций: конкурирующих, последовательных, сопряженных, цепных с разветвленной и неразветвленной цепью. Фотохимические реакции. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия и способы ее выражения: K_c , K_p , K_a . Прогнозирование смещения химического равновесия на основе принципа Ле-Шателье.

Колебательные реакции.

Поверхностные явления. Адсорбция на жидкой поверхности. Поверхностные явления. Адсорбция на твердой поверхности. Законы адсорбции.

Растворы, классификация по дисперсности. Понятие о растворителе и растворённом веществе. Способы выражения концентраций растворов. Растворимость веществ, тепловые явления при растворении. Произведение растворимости. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей. Молекулярные и ионные уравнения с участием сильных и слабых электролитов. Слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH как количественная мера кислотности и щелочности. Индикаторы. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей различного состава. Основные положения теории растворов сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора.

Комплексные соединения. Строение комплексных соединений: центральный атом, координационное число комплексообразователя, лиганды, дентатность. Комплексообразующая способность s-, p-, d-элементов, характер связи в комплексах. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Получение. Хелаты и внутрикомплексные соединения. Изомерия. Устойчивость комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений и комплексных ионов. Константа нестойкости комплексных ионов. Разрушение комплексных соединений.

Основные понятия коллоидной химии. Коллоидные растворы. Строение коллоидных частиц. Методы получения золей. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов.

Электрохимические процессы. Механизм возникновения электродного потенциала и его измерение. Уравнение Нернста. Гальванический элемент: обозначение, электродные процессы. Кинетика электродных процессов. Электролизер. Последовательность процессов на электродах в электролизере. Закон Фарадея. Химические источники тока. Химическая и электрохимическая коррозия металлов и защита металлов от коррозии.

Зависимость свойств органических веществ от химического строения. Классификация и номенклатура органических соединений. Основные классы органических соединений: алканы, алкены, алкины, кислородсодержащие органические соединения. Высокомолекулярные органические соединения (полимеры, олигомеры).