



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

(ТГПУ)

Утверждаю


_____ Дырин В.А.
декан факультета / директор института

« _____ » _____ 2011 года

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ХИМИЯ

_____ (указывается наименование дисциплины (модуля) в соответствии с рабочим учебным планом)

ТРУДОЕМКОСТЬ (В ЗАЧЕТНЫХ ЕДИНИЦАХ) _____ 3 _____

Направление подготовки _____ 230400.62 Информационные системы и технологии _____

Профиль подготовки _____

Квалификация (степень) выпускника _____ бакалавр _____

1. Цель изучения дисциплины (модуля): получение студентами знаний теоретических основ по ключевым разделам общей химии.

Задачи:

1. показать место химии в системе естественных наук,
2. дать представление о свойствах элементов и их соединений на основе Периодического закона Д.И. Менделеева с использованием современных достижений в области строения вещества, термодинамики, химической кинетики, теории растворов, электрохимии.
3. дать представление о перспективах развития химии.

2. Место учебной дисциплины (модуля) в структуре основной образовательной программы.

Дисциплина «Химия» относится к вариативной части профессионального цикла Основной образовательной программы. Для освоения дисциплины студенты используют знания, умения и виды деятельности, сформированные в процессе освоения дисциплин среднего (полного) общего образования (10-11 кл). В свою очередь, «Химия» является основой для изучения аналитической химии, прикладной химии, химии окружающей среды, неорганического синтеза.

3. Требования к уровню освоения дисциплины.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие специальных компетенций (СК), профессиональных компетенций (ПК–12, ПК–26), общекультурных компетенций (ОК–1, ОК–3, ОК–10).

В результате изучения дисциплины студент должен знать:

- строение атомов и молекул; законы химии; закономерности изменения свойств простых веществ и соединений в группах и периодах периодической системы элементов Д.И. Менделеева; основные квантовомеханические представления образования химических связей; основные классы неорганических веществ; свойства простых веществ и соединений элементов; основы химической термодинамики; основы химической кинетики; свойства растворов неэлектролитов и электролитов; основы электрохимии и ее использования в неорганической химии; свойства дисперсных систем; понятия о полимерах и олигомерах; основные методы изучения структуры и свойств веществ; основы качественного и количественного анализа (СК, ОК–1; ПК–12);

владеть:

- основными понятиями и терминами науки «Химия»; знаниями о современных методах исследования соединений (СК, ОК–1, ОК–10, ПК–26);

уметь:

- использовать учебную и вспомогательную литературу, а также лекционный материал по химии; производить расчеты по формулам и уравнениям, используя законы химии; рассчитывать концентрации растворов; определять термодинамические характеристики химических процессов; анализировать свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элементов в Периодической системе; объяснять смещение химического равновесия под воздействием внешних факторов; доказательно обсуждать теоретические и практические проблемы химии; применять полученные знания и навыки при выполнении курсовых и дипломных работ и в будущей профессиональной деятельности (СК, ОК–1, ОК–3, ОК–10, ПК–12, ПК–26).

4. Общая трудоемкость дисциплины (модуля) _____ 3 _____ зачетных единиц и виды учебной работы.

Вид учебной работы	Трудоемкость: зачетные единицы, часы (в соответствии с учебным планом)	Распределение по семестрам, часы (в соответствии с учебным планом)
	Всего: 3 зачетные единицы – 108 часов	2
Аудиторные занятия	42	42
Лекции	21	21
Практические занятия	21	21
Семинары		
Лабораторные работы		
Другие виды аудиторных работ	6	6
Другие виды работ		
Самостоятельная работа	66	66
Курсовой проект (работа)		
Реферат		
Расчетно-графические работы		
Формы текущего контроля		Микроконтрольные
Формы промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом		Зачет по результатам тестирования

5. Содержание учебной дисциплины (модуля).

5.1. Разделы учебной дисциплины (модуля).

№п/п	Наименование раздела дисциплины (темы)	Виды учебной работы (час) (в соответствии с учебным планом)			
		Лекции	Практические (семинары)	Лабораторные работы	Самостоятельные
1	Основные понятия химии.	1	1		6
2	Строение атомов и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Реакционная способность веществ	2	2		6
3	Химическая связь	2	2		8
4	Химическая термодинамика.	2	2		6

	Энергетика химических процессов				
5	Химическая кинетика	1	1		6
6	Химическое и фазовое равновесие	1	1		4
7	Растворы	3	3		6
8	Электрохимические системы	3	3		6
9	Катализаторы и каталитические системы	1	1		4
10	Дисперсные системы	1	1		4
11	Полимеры и олигомеры	2	2		4
12	Химическая идентификация	2	2		6
Всего		21	21		66

5.2. Содержание разделов дисциплины (модуля).

5.2.1. Основные понятия химии. Предмет химии. Основные законы: сохранения энергии, сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, газовые Авогадро. Относительные атомная и молекулярная массы. Количество вещества. Эквивалент. Закон эквивалентов. Молярная масса.

5.2.2. Строение атомов и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Реакционная способность веществ. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали (s, p, d, f –орбитали). Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Емкость энергетических уровней и подуровней. Электронные формулы атомов. Количественные характеристики основных свойств атомов: атомные радиусы, энергия сродства к электрону, энергия ионизации. Относительная электроотрицательность элементов. Строение ядра атома.

Периодическая система как естественная система химических элементов. Периоды, группы и подгруппы. Периодический закон и периодическая система в свете теории строения атомов. Современная формулировка периодического закона. Периодичность изменения свойств элементов (радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности) как следствие периодического изменения электронных конфигураций атомов. Элементы – s, p, d, f – семейств.

5.2.3. Химическая связь. Основные типы химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, водородная. Основные параметры химической связи: энергия связи, длина связи, валентный угол. Взаимосвязь между энергией и длиной связи. Метод валентных связей. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов и донорно-акцепторный. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, σ - и π -связи. Кратность связи, порядок связи. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и стереометрия молекул. Конформационный анализ. Ионная связь, механизм ее образования. Энергия ионной связи. Эффективный заряд атома. Степень окисления. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса). Водородная связь. Комплементарность.

5.2.4. Химическая термодинамика. Энергетика и направленность химических процессов. Основные понятия химической термодинамики. Первое, второе, третье начала

термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса, следствия из него. Энергия Гиббса, энтропия, как критерии самопроизвольного протекания химических процессов.

5.2.5. Химическая кинетика. Понятие о скорости химической реакции. Реакционная способность веществ. Истинная и средняя скорость, факторы, влияющие на скорость реакций: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы. Методы регулирования скорости реакций. Порядок реакции. Молекулярность элементарной реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции, ее физический смысл. Понятие об активных молекулах и энергии активации. Типы химических реакций. Колебательные реакции.

5.2.6. Химическое и фазовое равновесие. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Фазовое равновесие. Диаграмма состояния воды.

5.2.7. Растворы. Истинные растворы. Концентрация растворов, способы ее выражения: процентная, молярная и нормальная концентрация. Термодинамика процесса растворения. Механизм процесса растворения. Растворимость твердых веществ, жидкостей и газов в воде. Кривые растворимости. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа ионизации. Закон разбавления Оствальда. Теория сильных электролитов Дебая – Хюккеля. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора. Электронное строение молекул воды. Ассоциация молекул воды. Физические и химические свойства воды. Электролитическая ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей в водных растворах. Механизм гидролиза. Степень и константа гидролиза. Буферные растворы. Малорастворимые сильные электролиты. Произведение растворимости.

5.2.8. Электрохимические системы. Типы окислительно-восстановительных реакций, окислители и восстановители. Особенности протекания ОВР в растворах. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: методы электронного баланса и полуреакций. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами как окислительно-восстановительный процесс.

Проводники первого и второго рода. Типы электрохимических систем (химический источник тока, электролизер). Возникновение скачка потенциала на границе металл – раствор. Электродный потенциал. Классификация обратимых электродов. ЭДС. Уравнение Нернста. Законы Фарадея. Электродная поляризация. Электролиз. Процессы, протекающие при электролизе. Электрохимическая коррозия металлов.

5.2.9. Катализаторы и каталитические системы. Общие сведения о катализе. Сущность каталитического действия. Специфичность катализа, активность и селективность катализаторов. Промотирование и ингибирование каталитических процессов. Особенности кинетики каталитических реакций (механизмы каталитических реакций, скорость реакций). Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ.

5.2.10. Дисперсные системы. Понятие о коллоидных системах. Классификация дисперсных систем. Количественные характеристики дисперсной фазы. Получение и свойства коллоидных систем. Адсорбция. Основные понятия. Свойства дисперсных систем. Виды дисперсных систем.

5.2.11. Полимеры и олигомеры. Понятие о полимерах и олигомерах. Классификация. Способы получения. Химическое строение и пространственная форма макромолекул. Типы связей в полимерах. Свойства растворов ВМС.

5.2.12. Химическая идентификация. Основы качественного и количественного анализа. Физический, физико-химический и химический анализ. Аналитический сигнал. Предмет и задачи качественного анализа. Методы качественного анализа (физические, физико-

химические, химические). Макро-, микро-, полумикро- и ультрамикроанализ. Чувствительность аналитических реакций и ее показатели: открываемый минимум, предельная концентрация, минимальный объем. Предмет и методы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализы. Физические и физико-химические методы количественного анализа: потенциометрический, кондуктометрический, полярографический, кулонометрический, хроматографический, спектроскопические методы. Сущность методов, их чувствительность и область применения. Ошибки анализа: абсолютные и относительные, случайные и систематические.

5.3 Лабораторный практикум: не предусмотрен учебным планом.

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

6.1. Основная литература по дисциплине:

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабинович, Х. М. Рубина. - Изд. 22-е, испр. - М.: Интеграл-пресс, 2002. - 240 с.
2. Глинка, Николай Леонидович. Общая химия: учебное пособие для вузов/Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова.-Изд. 30-е, испр.-М.: Интеграл-Пресс, 2005.-727 с.
3. Ерёмин Л.П. Химия. Сборник индивидуальных заданий: практикум для студентов нехимических специальностей/ – Томск: Издательство Томского Государственного Педагогического Университета, 2010. – 44 с.
4. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 2-е, испр. - М.: Высшая школа, 2000. - 526 с.
5. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 3-е, испр. - М.: Высшая школа, 2002. - 527 с.
6. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 4-е. - М.: Высшая школа, 2002. - 526 с.

6.2. Дополнительная литература:

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 4-е, испр. - М. : Высшая школа, 2001. - 743 с.
2. Ковалева, С. В. Общая и неорганическая химия. Основные законы и терминология количественных соотношений в химии : учебное пособие / С. В. Ковалева, В. П. Гладышев. - Томск : издательство ТГПУ, 2006. - 54 с.
3. Тамм, М. Е. Неорганическая химия: В 3 т. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии : учебник для студ. высш. учеб. заведений / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков; под ред. Ю. Д. Третьякова. - М.: Изд. центр «Академия», 2004. - 240 с.
4. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 1. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М.: Мир, 2002. -540 с.
5. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 2. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М.: Мир, 2002. -528 с.

6.3. Средства обеспечения освоения дисциплины:

Контролирующая программа по общей и неорганической химии (электронный вариант).

- <http://top.msu.ru> - каталог научно-образовательных программ МГУ. Программы курсов по химии. Лекции по химии,
- <http://www.chem.msu.ru/> - портал химического образования России. Российский химический журнал,
- <http://www.chem.km.ru/> - мир химии,

- <http://www.chem2000.ru/2/tabli.html> - Периодическая система химических элементов,
- <http://rushim.ru/books/books.htm> - электронная библиотека по химии,
- <http://www.chemport.ru> - химический портал ChemPort. ru. Литература по химии. Видеоопыты,
- <http://www.himikatus.ru/> - книги по химии, программы и химические видеоопыты на Himikatus.ru,
- <http://webelements.narod.ru> - онлайн-справочник химических элементов,
- <http://www.chem.tut.ru/> - занимательные опыты по химии,
- <http://www.rushim.ru> – электронные учебники,
- <http://www.ximicat.com> – книги по химии, видеоматериалы,
- <http://chemistry-chemists.com/Video.html> - видеоопыты по химии,
- <http://www.alhimikov.net/video/neorganika/menu.html> - видеоопыты по химии.
- <http://www.knigafund.ru/authors/9744> - Основы общей химии: Учебное пособие написано на основе телевизионного курса лекций по химии. Издательство: Химиздат, 2006 г.

6.4. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля).

Аудиторный фонд ТГПУ, библиотека ТГПУ.

7. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

7.1. Методические рекомендации преподавателю.

Теоретические знания, полученные из лекционного курса, закрепляются на практических занятиях. Промежуточные срезы знаний проводятся после изучения основных тем курса. Промежуточный срез знаний проводится письменно (контрольные работы) и (или) тестированием. Семестр заканчивается итоговым экзаменом. В течение всего обучения студенты выполняют индивидуальные задания, разрабатываемые преподавателем по всем изучаемым темам курса.

7.2. Методические указания для студентов:

Курс «Химия» студенты изучают в течение 1 семестра. Перед началом семестра студент должен ознакомиться с разделами изучаемой дисциплины и их содержанием, получить перечень вопросов, выносимых на самостоятельную работу и на экзамен. Студент должен быть знаком с требованиями к уровню освоения дисциплины, формами текущего, промежуточного и итогового контроля. В курсе «Химия» после изучения каждого раздела дисциплины студент должен сдать индивидуальное задание.

8. Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

8.1. Тематика рефератов (докладов, эссе):

1. История развития представлений о строении атома.
2. Этапы развития периодического закона.
3. Периодические свойства атомов и ионов элементов.
4. Аллотропия.
5. Атомные спектры.
6. Модели строения атома.
7. Радиоактивные элементы.
8. Агрегатные состояния вещества.
9. Физико – химические свойства воды.
10. Химические источники электрической энергии.
11. Коллоиды и коллоидные системы.
12. Происхождение химических элементов.

13. Синтез полимеров: полимеризация и поликонденсация.
14. Эмульсии, пены, суспензии.
15. Поверхностно – активные вещества.
16. Коррозия металлов и борьба с ней.
17. Распространенность химических элементов на Земле.
18. Химические волокна и пластмассы.

8.2. Вопросы и задания для самостоятельной работы, в том числе групповой самостоятельной работы обучающихся:

Общее количество часов, выносимых на самостоятельную работу: 68 часов

№	Раздел дисциплины	Перечень вопросов	Кол-во часов	Форма контроля
1.	Основные понятия химии.	1. Дальтонида, бертоллиды. 2. Уравнение Эйнштейна. 3. Простейшие и молекулярные формулы веществ. 4. Расчеты по химическим формулам. 5. Расчеты по химическим реакциям.	6	
2	Строение атомов и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Реакционная способность веществ	1. Модели строения атома: Томсона, Резерфорда, Бора. 2. Атомные спектры. 3. Научное значение периодического закона. 4. Диагональная периодичность. 5. Изотопы. Радиоактивность.	6	
3	Химическая связь	1. Природа ковалентной связи. 2. Межмолекулярное взаимодействие. 3. Металлическая связь.	6	
4	Химическая термодинамика. Энергетика химических процессов	1. Тепловой эффект химических реакций.	4	
5	Химическая кинетика	1. Реакционная способность. 2. Влияние концентрации реагентов, температуры, давления на скорость химической реакции.	4	
6	Химическое и фазовое равновесие	1. Принцип Ле Шателье. 2. Агрегатные состояния вещества и фазовые переходы.	4	
7	Растворы	1. Физические свойства воды. 2. Теория сильных электролитов. 3. Малорастворимые сильные электролиты. 4. Закон Рауля.	6	
8	Электрохимические системы	3. Важнейшие окислители и восстановители. 4. Электрохимическая коррозия металлов.	6	

		5. Диэлектрики, полупроводники. 6. Проводники первого и второго рода.		
9	Катализаторы и каталитические системы	1. Свойства катализаторов.	4	
10	Дисперсные системы	1. Получение коллоидных систем.	6	
11	Полимеры и олигомеры	1. Пластмассы.	6	
12	Химическая идентификация	1. Качественный и количественный анализ. 2. Ошибки анализа: абсолютные и относительные, случайные и систематические.	8	
Всего			66	

8.3. Вопросы для самопроверки, диалогов, обсуждений, дискуссий, экспертиз:

1. Уникальные свойства воды.
2. Перспективы открытия новых элементов.
3. Утилизация отходов пластических масс.
4. Области применения коллоидных частиц.
5. Стиральные порошки – польза и вред.
6. Химические явления, происходящие в природе и быту.
7. Современные физико – химические методы анализа.

8.4. Примеры тестов:

1. Количество вещества (моль), содержащегося в 1,7 г сероводорода, равно:

- 1) 0,5 2) 0,05 3) 0,005 4) 0,01

2. Двухвалентным металлом, при взаимодействии 27,4 г которого с водой выделяется 4,48 л (н.у.) водорода, является:

- 1) Ca 2) Sr 3) Mg 4) Ba

3. Молекулярной формулой углеводорода, содержащего 82,76 % углерода, является:

- 1) CH₄ 2) C₂H₆ 3) C₄H₁₀ 4) C₃H₈

4. Главное квантовое число равно 5. Интервал, соответствующий магнитному квантовому числу:

- 1) ±2 2) ±3 3) ±4 4) ±5

5. Заканчивается заполнение электронами 5d – орбиталей у атома:

- 1) Hg 2) Au 3) Pt 4) Tl

6. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ имеет вид:

- 1) ЭН 2) ЭН₂ 3) ЭН₃ 4) ЭН₄

7. Число нейтронов в атоме с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$:

- 1) 19 2) 20 3) 39 4) 1

8. Наименее прочная молекула:

- 1) HF 2) HCl 3) HBr 4) HI

9. Тип гибридизации атомных орбиталей атома серы в молекуле SO₃:

- 1) sp³ 2) sp²d 3) sp 4) sp²

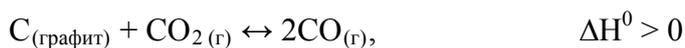
10. Тепловой эффект плавления льда, рассчитанный с использованием термохимических уравнений:



равен (кДж):

- 1) -5,84 2) 5,84 3) -577,5 4) 577,5

11. Действие, приводящее к смещению равновесия химической реакции:



вправо:

- 1) увеличение концентрации СО 2) понижение температуры 3) повышение температуры

12. Масса соли, необходимая для приготовления 0,1 л 0,2 М раствора сульфата натрия, равна:

- 1) 28,4 2) 2,84 3) 0,284 4) 1,42

13. Замерзает при более низкой температуре 1 М раствор:

- 1) C₂H₅OH 2) C₆H₁₂O₆ 3) CO(NH₂)₂ 4) NaCl

14. При разбавлении 0,2 М раствора гидроксида натрия в 2 раза pH раствора равен:

- 1) 10 2) 13 3) 1 4) 14

15. Степень окисления кислорода равна $-1/3$ в:
- 1) KO_2 2) K_2O 3) KO_3 4) K_2O_2 5) KH
16. Коэффициент перед окислителем в реакции: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$, равен:
- 1) 3 2) 2 3) 1 4) 10
17. Растворимость сульфата бария при 25°C равна $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Произведение растворимости сульфата бария:
- 1) $1 \cdot 10^{-11}$ 2) $1 \cdot 10^{-8}$ 3) $1 \cdot 10^{-9}$ 4) $1 \cdot 10^{-10}$
18. При электролизе водного раствора CuSO_4 током 5 А масса катода увеличилась на 10 г. В течение какого времени (ч) проводили электролиз?
- 1) 1,1 2) 2,3 3) 10 4) 1,7 5) 5,0
19. Газ объемом 10 л ($P = 120$ кПа, $T = 300$ К) при повышении давления до 200 кПа и температуры до 400 К займет объем (л):
- 1) 10 2) 8 3) 6 4) 12
20. Гидролиз SnCl_2 усилит добавление в раствор:
- 1) NaCl 2) HCl 3) NaOH 4) H_2O

8.5. Перечень вопросов для промежуточной аттестации (к экзамену, зачету):

1. Атомы. Молекулы. Относительная атомная и молекулярная масса. Химический элемент. Изотопы. Простые и сложные вещества. Аллотропия. Атомно-молекулярное учение. Относительная плотность вещества.
2. Основные законы химии: закон постоянства состава вещества, закон кратных отношений, закон сохранения массы и энергии при химических реакциях, закон объемных отношений Гей – Люссака, закон Авогадро и следствие из него.
3. Единица количества вещества – моль. Молярная масса. Число Авогадро. Молярный объем вещества в газообразном состоянии.
4. Химический эквивалент. Эквиваленты элементов и сложных веществ. Закон эквивалентов.
5. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали (-s, -p, -d, -f – орбитали). Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Электронные и графические формулы атомов.
6. Окислительно – восстановительные реакции. Составление ОВР методом электронного баланса.

7. Современная формулировка периодического закона. Периоды, группы и подгруппы. Периодичность изменения свойств элементов (радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности).
8. Основные типы химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, водородная. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса).
9. Образование химической связи. Основные параметры химической связи: энергия связи, длина связи, валентный угол.
10. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов и донорно – акцепторный. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, σ – и π – связи. Кратность связи, порядок связи.
11. Метод валентных связей.
12. Гибридизация атомных орбиталей.
13. Основные понятия химической термодинамики: система (закрытая, открытая, изолированная), фаза, теплота, работа. Первый закон термодинамики.
14. Тепловой эффект химической реакции. Экзо – и эндотермические реакции. Теплота образования и разложения химических соединений.
15. Закон Гесса, следствия из него.
16. Энергия Гиббса, энтропия, как критерии самопроизвольного протекания химических реакций.
17. Понятие о скорости химической реакции. Истинная и средняя скорость, факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции, ее физический смысл; порядок реакции.
18. Понятие об активных молекулах и энергии активации.
19. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
20. Виды катализа: гомо – и гетерогенный. Специфичность и селективность катализа. Ингибиторы, промоторы.
21. Электронное строение молекул воды. Ассоциация молекул воды. Физические и химические свойства воды. Электролитическая ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
22. Концентрация растворов, способы ее выражения: процентная, молярная, нормальная, моляльная. Растворимость твердых веществ, жидкостей, газов в воде.
23. Свойства неэлектролитов.
24. Свойства электролитов. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.
25. Степень и константа диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
26. Гидролиз солей в водных растворах.
27. Гальванический элемент. Электродный потенциал. ЭДС. Уравнение Нернста.
28. Электролиз расплавов и водных растворов. Законы Фарадея.
29. Коррозия металлов.
30. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами как окислительно – восстановительный процесс.

8.6. Курсовые работы не предусмотрены рабочим планом.

8.7. Формы контроля самостоятельной работы.

Формами контроля самостоятельной работы студентов являются индивидуальные задания, микроконтрольные работы (см. выше – план самостоятельной работы студентов).



Рабочая программа учебной дисциплины составлена в соответствии с учебным планом, федеральным государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования по направлению подготовки

230400.62 Информационные системы и технологии
(указывается код и наименование направления подготовки)

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) составлена:
ст. преподавателем кафедры неорганической химии _____ (подпись) Аксиненко О.С.

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) утверждена на заседании кафедры неорганической химии
протокол № 1 от 30.08 2011 года.

Зав. кафедрой _____ (подпись) Ковалева С.В.

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) одобрена методической комиссией биолого-химического факультета
протокол № 7 от 2.09 2011 года.

Председатель методической комиссии _____ (подпись) Князева Е.П.