

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ» (ТГПУ)

«Утверждаю»

Проректор по учебной работе (декан факультета)

« 29 » 09 2009 г

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ЕН.Ф.04

ХИМИЯ

Специальность 030600 – Технология и предпринимательство
Квалификация – учитель технологии и предпринимательства

)

1. Цели и задачи дисциплины:

Цель: получение студентами основ теоретических знаний 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 современном состоянии и путях развития химии.

2. Требования к уровню освоения содержания дисциплины.

2.1. Приобретение студентами знаний по следующим ключевым вопросам:

- строение атомов и молекул;
- основные квантовомеханические представления об образовании химических связей;
- основные классы неорганических веществ;
- основы химической термодинамики;
- основы химической кинетики;
- растворы неэлектролитов и электролитов;
- основы электрохимии и ее использование в неорганической химии;
- дисперсные системы;
- полимеры и олигомеры;
- основы качественного и количественного анализа;

2.2. Приобретение студентами следующих умений и навыков:

- умение использовать учебную и вспомогательную литературу, а также лекционный материал по химии;
- умение производить расчеты по формулам и уравнениям, используя законы химии.

3. Объем дисциплины и виды учебной работы:

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		1
Общая трудоемкость дисциплины	72	72
Аудиторные занятия	12	12
Лекции	8	8
Практические занятия (ПЗ)	4	4
Семинары (С)		
Лабораторные работы (ЛР)		
И (или) другие виды аудиторных занятий		
Самостоятельная работа	60	60
Курсовой проект (работа)		
Расчетно-графические работы		
Реферат		
И (или) другие виды самостоятельной работы		
Вид итогового контроля (зачет, экзамен)	экзамен	

4. Содержание дисциплины:

4.1. Разделы дисциплины и виды занятий:

№ п/п	Раздел дисциплины	Лекции	Практические занятия	Самостоятельная работа
	2 семестр			
1	Основные понятия химии.	0,5		4
2	Строение атомов и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Реакционная способность веществ	0,5	0,5	6
3	Химическая связь	1	0,5	6
4	Химическая термодинамика. Энергетика химических процессов	1	0,5	6
5	Химическая кинетика	1,5	0,5	4
6	Химическое и фазовое равновесие	1,5	0,5	4
7	Растворы	2	1	8
8	Электрохимические системы	1	0,5	8
9	Катализаторы и каталитические системы	0,5		2
10	Дисперсные системы	0,5		2
11	Полимеры и олигомеры	1		4
12	Химическая идентификация	1		6
Всего		12	4	60

4.2. Содержание разделов дисциплины:

4.2.1. 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.

4.2.2. 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.

4.2.3. 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.

4.2.4. 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.

4.2.5. 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.

4.2.6. 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.

4.2.7. 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.

4.2.8. 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.

4.2.9. 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.

4.2.10. 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.

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

4.2.12. 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 ультрамикрoанализ. 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. Лабораторный практикум

не предусмотрен

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины:

6.1. Рекомендуемая литература:

а) основная литература:

1. 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.
2. Глинка, Николай Леонидович. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов/Н.Л. Глинка; Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной.-Изд. стереотип.-М.: Интеграл-Пресс, 2002.-240 с.
3. Ахметов, Наиль Сибгатович. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н.С. Ахметов. -4-е изд., испр.-М.: Высшая школа [и др.], 2001.-743 с.

б) дополнительная литература:

1. Угай, Яков Александрович. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/Я.А. Угай.-4-е изд., стереотип.-М.: Высшая школа, 2004.-526 с.
2. Карапетьянц, Михаил Христофорович. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин.-4-е изд., стереотип.-М.: Химия, 2000.-588 с.:-(Для высшей школы).
3. Неорганическая химия. Физико-химические основы неорганической химии: в 3-х т. : учебник для вузов/ под ред. Ю.Д. Третьякова.-М.: Академия.- (Высшее профессиональное образование). Т. 1:Физико-химические основы неорганической химии/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков.-2004.-233 с.
4. Коттон, Ф. Современная неорганическая химия/Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон; пер. с англ. С.С. Чуранова; под ред. К.В. Астахова.-М.: Мир. Ч. 1: Общая теория.-1969.-223, [1] с.
5. Николаев, Лев Александрович. Общая и неорганическая химия: учебное пособие для вузов/Л.А. Николаев.-М.: Просвещение, 1974.-623 с.

6.2. Средства обеспечения освоения дисциплины:

Контролирующая программа по дисциплине «Химия».

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Аудиторный фонд ТГПУ, библиотека ТГПУ.

8. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины.

8.1. Методические рекомендации преподавателю:

Теоретические знания даются на лекционных занятиях. Практические занятия не предусмотрены. Промежуточные срезы знаний проводятся после изучения основных тем курса. Промежуточный срез знаний проводится письменно (контрольные работы) и (или) тестированием. Семестр заканчивается зачетом. В течение всего обучения студенты выполняют индивидуальные задания, разрабатываемые преподавателем по всем изучаемым темам курса.

8.2. Методические указания для студентов:

8.2.1. Перечень примерных контрольных вопросов и заданий для самостоятельной работы:

1. Дальтонида, бертоллида.
2. Уравнение Эйнштейна.
3. Простейшие и молекулярные формулы веществ.
4. Расчеты по химическим формулам.
5. Расчеты по химическим реакциям.
6. Модели строения атома: Томсона, Резерфорда, Бора.
7. Атомные спектры.

8. Научное значение периодического закона.
9. Диагональная периодичность.
10. Изотопы. Радиоактивность.
11. Конформационный анализ.
12. Металлическая связь.
13. Тепловой эффект химических реакций.
14. Типы химических реакций.
15. Физические свойства воды.
16. Теория сильных электролитов.
17. Малорастворимые сильные электролиты.
18. Закон Рауля.
19. Важнейшие окислители и восстановители.
20. Электрохимическая коррозия металлов.
21. Диэлектрики, полупроводники.
22. Проводники первого и второго рода.
23. Получение коллоидных систем.
24. Пластмассы.
25. Ошибки анализа: абсолютные и относительные, случайные и систематические.

8.2.2. Примерная тематика рефератов:

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. Природа ковалентной связи.
9. Межмолекулярное взаимодействие.
10. Агрегатные состояния вещества.
11. Физико – химические свойства воды.
12. Химические источники электрической энергии.
13. Коллоиды и коллоидные системы.
14. Происхождение химических элементов.
15. Синтез полимеров: полимеризация и поликонденсация.
16. Эмульсии, пены, суспензии.
17. Поверхностно – активные вещества.
18. Коррозия металлов и борьба с ней.
19. Распространенность химических элементов на Земле.
20. Химические волокна и пластмассы.

8.2.3. Примерный перечень вопросов к экзамену:

1. Атомы. Молекулы. Относительные атомная и молекулярная массы. Химический элемент. Изотопы. Простые и сложные вещества. Аллотропия. Атомно-молекулярное учение. Относительная плотность вещества.
2. Тепловой эффект химической реакции. Экзо – и эндотермические реакции. Теплота образования и разложения химических соединений.
3. Закон Гесса, следствия из него.
4. 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.
5. Энергия Гиббса, энтропия, как критерии самопроизвольного протекания химических реакций.

6. Химический эквивалент. Эквиваленты элементов и сложных веществ. Закон эквивалентов.
7. 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. Колебательные реакции.
8. Единица количества вещества – моль. Молярная масса. Число Авогадро. Молярный объем вещества в газообразном состоянии.
9. Понятие об активных молекулах и энергии активации.
10. Виды катализа: гомо – и гетерогенный.
11. 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.
12. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
13. Количественные характеристики основных свойств атомов: атомные радиусы, энергия сродства к электрону, энергия ионизации. Относительная электроотрицательность элементов.
14. Окислительно – восстановительные реакции. Составление ОВР методом электронного баланса.
15. Современная формулировка периодического закона. Периоды, группы и подгруппы. Периодичность изменения свойств элементов (радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности).
16. Электролиз расплавов и водных растворов. Законы Фарадея.
17. Основные типы химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, водородная.
18. Коррозия металлов.
19. Образование химической связи. Основные параметры химической связи: энергия связи, длина связи, валентный угол.
20. Электронное строение молекул воды. Ассоциация молекул воды. Физические и химические свойства воды. Электролитическая ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
21. Метод валентных связей.
22. Дисперсные системы, их классификация: взвеси (суспензии и эмульсии), коллоидные системы, истинные растворы.
23. Полимеры и олигомеры. Классификация. Свойства растворов ВМС.
24. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов и донорно – акцепторный. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, σ – и π – связи. Кратность связи, порядок связи.
25. Концентрация растворов, способы ее выражения: процентная, молярная, нормальная, моляльная. Растворимость твердых веществ, жидкостей, газов в воде.
26. Гибридизация атомных орбиталей.
27. Свойства неэлектролитов.
28. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса). Комплементарность.
29. Свойства электролитов. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.
30. Степень и константа диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
31. Гидролиз солей в водных растворах.
32. Основные понятия химической термодинамики: система (закрытая, открытая, изолированная), фаза, теплота, работа. Первый закон термодинамики.
33. Механизм процесса растворения. Термодинамика процесса растворения.
34. Гальванический элемент. Электродный потенциал. ЭДС. Уравнение Нернста.
35. Модели строения атома Томсона, Резерфорда, Бора, их достоинства и недостатки.
36. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами как окислительно – восстановительный процесс.
37. Получение полимеров. Реакции полимеризации и поликонденсации.

38. Фазовое равновесие. Диаграмма состояния воды.
39. Специфичность и селективность катализа. Ингибиторы, промоторы.
40. Методы получения коллоидных систем. Адсорбция.
41. Предмет и задачи качественного анализа. Методы качественного анализа (физические, физико – химические, химические). Аналитический сигнал.
42. Количественный анализ. Классификация методов количественного анализа.
43. Гравиметрический, титриметрический методы количественного анализа.
44. Потенциометрический метод анализа.
45. Хроматографический метод анализа.
46. Кондуктометрический метод анализа.
47. Полярографический метод анализа.
48. Кулонометрический метод анализа.
49. Спектроскопические методы анализа.
50. Чувствительность аналитических реакций и ее показатели: открываемый минимум, предельная концентрация, минимальный объем.

8.2.4. Примерный перечень задач к экзамену:

1. Вычислить молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 мл его паров при 87⁰С и давлении 83,2 кПа равна 1,30 г.
2. Вычислить массу 33,6 м³ (н.у.) метана СН₄ и определить число молекул его, содержащихся в этом объеме.
3. В 180 г 15 % раствора гидроксида натрия растворили еще 20 г щелочи. Какой стала массовая доля щелочи в полученном растворе?
4. Сколько молекул кислорода образуется при разложении 180 г воды электрическим током? Какой объем получится при этом (н.у.)?
5. При 25⁰С и давлении 99,3 кПа некоторое количество газа занимает объем 152 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0⁰С и давлении 101,33 кПа.
6. Написать электронно – графическую структуру атома под номером 55 и указать квантовые числа валентных электронов.
7. Написать электронно – графическую структуру атома под номером 52 и указать квантовые числа валентных электронов.
8. Написать электронно – графическую структуру атома под номером 25 и указать квантовые числа валентных электронов.
9. Написать электронно – графическую структуру атома под номером 62 и указать квантовые числа валентных электронов.
10. Объяснить с позиции метода ВС образование молекул SiF₄, CF₆²⁻.
11. Объяснить с позиции метода ВС образование молекул CF₄, SiF₆²⁻.
12. Записать выражение закона действия масс для реакций:
 - a. $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NOCl}_{(г)}$
 - b. $\text{CaCO}_{3(к)} \leftrightarrow \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$
13. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75⁰С.
14. Вычислить значения ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0 для реакции при 298 К:

$$4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cl}_{2(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$$
15. Вычислить значение ΔG^0 для реакции при 2500 К:

$$4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cl}_{2(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$$
 Возможен ли процесс?
16. С помощью метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции:

$$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
17. Закончить уравнение реакции:

$$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 + \dots$$
 Указать восстановитель и окислитель
18. Написать уравнения электролиза и расплава соли NaCl.

19. Вычислить молярную, эквивалентную и моляльную концентрации 15 % раствора серной кислоты, плотностью 1,105 г/мл.
20. Температура кипения водного раствора сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) равна $101,04^{\circ}C$. Вычислить моляльную концентрацию и массовую долю сахарозы в растворе.
21. Найти pH 0,1 М раствора CH_3COOH , если степень ионизации кислоты 1,3 %.
22. Вычислить ионную силу и активность ионов магния в растворе, содержащем 0,01 моль/л $Mg(NO_3)_2$ и 0,01 моль/л $MgCl_2$.
23. Растворимость соли PbI_2 при комнатной температуре равна $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти ПР.
24. Как необходимо изменить T, P, C, чтобы равновесие сместилось вправо для реакции:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)} \quad \Delta H^{\circ} > 0?$$
25. Какой объем водорода потребуется для взаимодействия с Fe_2O_3 массой 640 кг, содержащем 25 % примесей? Какое количество воды при этом образуется?
26. Чему равно осмотическое давление при $17^{\circ}C$ раствора, содержащего 11,1 г хлорида кальция в 200 мл раствора, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 0,75.
27. Вычислить константу гидролиза фторида калия, определить степень гидролиза этой соли в 0,01 М растворе и pH раствора.

Программа составлена в соответствии с государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования по специальности 030600 «Технология и предпринимательство»


Программу составила:

старший преподаватель кафедры неорганической химии ТГПУ  Аксиненко О.С.

Программа учебной дисциплины утверждена на заседании кафедры неорганической химии протокол № 1 от 28.08.2009 года.

Зав. кафедрой неорганической химии  Ковалева С.В.

Программа учебной дисциплины одобрена методической комиссией биолого-химического факультета ТГПУ протокол № 1 от 01.09.2009 года.

Председатель методической комиссии биолого-химического факультета  Шабанова И.А.

Согласовано:

Декан БХФ  Минич А.С.