

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



УТВЕРЖДАЮ

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

_____ 20__ г.

Программа дисциплины

Химия Б1.В.ОД.1

Направление подготовки: 03.03.02 - Физика

Профиль подготовки: не предусмотрено

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Чевела В.В.

Рецензент(ы):

-

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.

Протокол заседания кафедры No _____ от "_____" _____ 201__г

Учебно-методическая комиссия Института физики:

Протокол заседания УМК No _____ от "_____" _____ 201__г

Регистрационный No

Казань
2018

Содержание

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

Программу дисциплины разработал(а)(и) доцент, д.н. (профессор) Чевела В.В. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Vladimir.Chevela@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Получение и систематизация знаний в области общей и неорганической химии
 Приобретение первичных навыков работы в лаборатории неорганического практикума

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

Данная учебная дисциплина включена в раздел " Б1.В.ОД.1 Дисциплины (модули)" основной образовательной программы 03.03.02 Физика и относится к обязательным дисциплинам. Осваивается на 1 курсе, 1 семестр.

Данная программа вводит в круг химических понятий. Обучающийся должен знать основы общей химии и химии элементов в объеме курса средней школы. Освоение данного курса необходимо для усвоения последующих дисциплин, связанных с химией

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

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ПК-1 (профессиональные компетенции)	способность использовать базовые теоретические знания для решения профессиональных задач
ПК-3 (профессиональные компетенции)	способность применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, в том числе с привлечением информационных баз данных

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

- понимать, что химия представляет собой дисциплину, интегрирующую основные достижения химических наук, которая является составной частью естествознания и служит необходимой ступенью для углубленного понимания специальных химических дисциплин.
- обладать теоретическими знаниями об основных законах химии, знать области применения этих законов и понимать их принципиальные возможности .
- ориентироваться в учебной, монографической, справочной и журнальной литературе в области общей химии.
- приобрести навыки выполнения простейших химических расчетов и основных приемов работы с различными классами неорганических веществ

2. должен уметь:

работать с химическими реактивами, растворителями, лабораторным химическим оборудованием;

производить расчеты, связанные с приготовлением растворов заданной концентрации, определением термодинамических и кинетических характеристик химических процессов, определением стехиометрии химических реакций; определением условий образования осадков трудно растворимых веществ и др.;

использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении;

проводить простой учебно-исследовательский эксперимент на основе владения основными приемами техники работ в лаборатории;

производить оценку погрешностей результатов физико-химического эксперимента;

оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы.

3. должен владеть:

основными приемами проведения физико-химических измерений;

методами корректной оценки погрешностей при проведении химического эксперимента;

теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов;

экспериментальными методами определения химических свойств и характеристик неорганических соединений.

4. должен демонстрировать способность и готовность:

проведения химического эксперимента;

- выявления взаимосвязи между структурой, свойствами и реакционной способностью химических соединений;

- контроля правильности полученных результатов;

- анализа химических процессов, происходящих при взаимодействии веществ, расчета возможности их протекания;

- проведения качественного и количественного анализа;

- подготовки и выступления с презентациями на заданные темы;

4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных(ые) единиц(ы) 144 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины экзамен в 1 семестре.

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

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

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

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

4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

Тематический план дисциплины/модуля

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
1.	Тема 1. Основные понятия и законы химии	1	1	2	0	2	Письменное домашнее задание
2.	Тема 2. Классификация неорганических соединений	1	2	2	0	2	Письменное домашнее задание
3.	Тема 3. Строение атома	1	3	2	0	2	Письменное домашнее задание
4.	Тема 4. Химическая связь. Гибридизация.	1	4	2	0	2	Письменное домашнее задание
5.	Тема 5. Ионная, водородная, металлическая связи. Межмолекулярное взаимодействие	1	5	2	0	2	Письменное домашнее задание
6.	Тема 6. Основные структурные типы неорганических соединений	1	6	2	0	2	Письменное домашнее задание
7.	Тема 7. Энергетика химических процессов.	1	7	2	0	2	Письменное домашнее задание
8.	Тема 8. Химическая кинетика, химическое равновесие	1	8	2	0	2	Контрольная работа
9.	Тема 9. Растворы. Способы выражения концентрации. Растворы неэлектролитов	1	9	2	0	2	Письменное домашнее задание
10.	Тема 10. Равновесия в растворах слабых электролитов. Сильные электролиты. Водородный показатель, ПР.	1	10	2	0	2	Письменное домашнее задание
11.	Тема 11. Гидролиз	1	11	2	0	2	Письменное домашнее задание

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
12.	Тема 12. Теории кислот и оснований	1	12	2	0	2	Письменное домашнее задание
13.	Тема 13. Окислительно-восстановительные реакции	1	13	2	0	2	Письменное домашнее задание
14.	Тема 14. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.	1	14	2	0	2	Письменное домашнее задание
15.	Тема 15. Комплексные соединения	1	15	2	0	2	Письменное домашнее задание
16.	Тема 16. Равновесия в растворах комплексных соединений	1	16	2	0	2	Письменное домашнее задание
17.	Тема 17. Общие свойства неметаллов	1	17	2	0	2	Письменное домашнее задание
18.	Тема 18. Общие свойства металлов	1	18	2	0	2	Контрольная работа
	Тема . Итоговая форма контроля	1		0	0	0	Экзамен
	Итого			36	0	36	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Основные понятия и законы химии

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Атомно-молекулярная теория. Понятие атомного веса. Моль и эквивалент.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Зависимость эквивалентной массы от стехиометрии реакции. Газовые законы в установлении состава веществ. вывод простейших и истинных формул веществ.

Тема 2. Классификация неорганических соединений

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Вещества простые и сложные. Важность бинарных соединений как отдельного класса. Оксиды, пероксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Возможность расширения данной классификации

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Свойства основных, кислотных, амфотерных гидроксидов. Средние, кислые, основные соли.

Тема 3. Строение атома

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Развитие представлений о строении атома. Современные представления. Свойства атомов.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Квантовые числа. Электронные формулы атомов. Предсказание наиболее вероятных степеней окисления элементов.

Тема 4. Химическая связь. Гибридизация.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Методы валентных связей и молекулярных орбиталей. Гибридизация. Свойства ковалентной связи. Кратные связи.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Составление валентных схем простых молекул. Предсказание геометрии и типа гибридизации для молекул, образованных непереходными элементами.

Тема 5. Ионная, водородная, металлическая связи. Межмолекулярное взаимодействие

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Межмолекулярная, внутримолекулярная и межатомная водородные связи. Проявление водородной связи в физико-химических свойствах веществ. Особенности элементов, образующих простые вещества - металлы. Описание металлической связи на основе теории молекулярных орбиталей.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Проявление водородной связи в физико-химических свойствах веществ диполь-дипольное, индукционное, дисперсионное взаимодействие. Донорно-акцепторное межмолекулярное взаимодействие.

Тема 6. Основные структурные типы неорганических соединений

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Атомные, ковалентные, ионные, координационные, островные решетки. Возможные варианты сочленения октаэдрических и тетраэдрических единиц.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Предсказания типов решеток для веществ различной стехиометрии

Тема 7. Энергетика химических процессов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Первый закон термодинамики. Теплота, работа, внутренняя энергия, энтальпия. Закон Гесса. Термодинамические циклы. Второй закон термодинамики. Энтропия и свободная энергия.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Применение закона Гесса в термохимии. Вычисление изобарно-изотермического потенциала. Определение энтальпии нейтрализации сильной кислоты.

Тема 8. Химическая кинетика, химическое равновесие

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Гомо- и гетерогенные реакции. Основной постулат химической кинетики. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Порядок и молекулярность реакции. Теория переходного состояния. Взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса. Принцип Ле Шателье

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Температурная зависимость скорости реакции. Смещение химического равновесия

Тема 9. Растворы. Способы выражения концентрации. Растворы неэлектролитов

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Сольватация, сольваты. особые свойства воды как растворителя. Наиболее распространенные способы выражения концентрации: массовая доля, процентная концентрация, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Коллигативные свойства.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Взаимосвязь различных выражений концентрации раствора. Коллигативные свойства растворов.

Тема 10. Равновесия в растворах слабых электролитов. Сильные электролиты. Водородный показатель, ПР.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Степень диссоциации электролитов, факторы, ее определяющие. Представление о теории сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Закон разбавления Оствальда. Теории кислот и оснований. Константы ионизации кислот и оснований. Константа диссоциации и ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Определение константы диссоциации слабого электролита. Измерение кислотности растворов с помощью индикаторов

Тема 11. Гидролиз

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Поляризуемая способность катионов и анионов. Взаимодействие катионов и анионов с молекулами воды гидратной оболочки. Различные типы гидролиза, константа гидролиза.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Оценка степени гидролиза различных солей.

Тема 12. Теории кислот и оснований

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Теории Аррениуса, Бренстеда, Льюиса-Флуда, сольво-систем, Льюиса. Состояние ионов водорода и гидроксидов в водных растворах.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Буферные растворы. Произведение растворимости труднорастворимых электролитов.

Тема 13. Окислительно-восстановительные реакции

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Типичные окислители и восстановители. Метод электронного баланса.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Типичные окислительно-восстановительные реакции в растворах.

Тема 14. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Полуэлемент и гальванический элемент. Соглашения об измерении электродного потенциала. Нормальный водородный электрод. Вывод общего уравнения Нернста. Частный случай уравнения Нернста для потенциала металлического электрода. Окислительно-восстановительный потенциал.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Окислительно-восстановительные и электродные потенциалы. Зависимость ЭДС водородного полуэлемента от кислотности раствора. Оценка направления протекания окислительно-восстановительных реакций.

Тема 15. Комплексные соединения

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Определение понятия "Комплексное соединение." Центральный ион, центр координации, внутренняя и внешняя сферы комплекса, лиганды, дентатность лиганда, координационное число комплексообразователя. Типы лигандов. Номенклатура лигандов и комплексных соединений. Изомерия. Теории химической связи в комплексных соединениях.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Названия катионных, анионных, нейтральных комплексов. Возможные случаи изомерии для квадратных, тетраэдрических и октаэдрических комплексов. Рассмотрение строения комплексных соединений с позиции метода валентных связей и теории кристаллического поля.

Тема 16. Равновесия в растворах комплексных соединений**лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Диссоциация комплексных соединений в растворе. Ступенчатая диссоциация внутренней сферы. Общие и последовательные константы нестойкости и устойчивости.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Комплексные соединения переходных элементов.

Тема 17. Общие свойства неметаллов**лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Расположение неметаллов в Периодической системе, особенности электронных конфигураций. Типические и постпереходные элементы - неметаллы.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Типичные реакции галогенов, халькогенов, пниктогенов.

Тема 18. Общие свойства металлов**лекционное занятие (2 часа(ов)):**

Расположение металлов в Периодической системе, особенности электронных конфигураций. Побочных групп. Металлы главных и побочных групп. Отличия 3d- и 4d-, 5d- элементов. Лантаноиды и актиноиды.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Соединения металлов главных и побочных групп

4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
1.	Тема 1. Основные понятия и законы химии	1	1	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
2.	Тема 2. Классификация неорганических соединений	1	2	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
3.	Тема 3. Строение атома	1	3	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
4.	Тема 4. Химическая связь. Гибридизация.	1	4	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
5.	Тема 5. Ионная, водородная, металлическая связи. Межмолекулярное взаимодействие	1	5	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
6.	Тема 6. Основные структурные типы неорганических соединений	1	6	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
7.	Тема 7. Энергетика химических процессов.	1	7	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
8.	Тема 8. Химическая кинетика, химическое равновесие	1	8	подготовка к контрольной работе	2	контрольная работа
9.	Тема 9. Растворы. Способы выражения концентрации. Растворы неэлектролитов	1	9	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
10.	Тема 10. Равновесия в растворах слабых электролитов. Сильные электролиты. Водородный показатель, ПР.	1	10	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
11.	Тема 11. Гидролиз	1	11	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
12.	Тема 12. Теории кислот и оснований	1	12	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
13.	Тема 13. Окислительно-восстановительные реакции	1	13	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
14.	Тема 14. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.	1	14	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
15.	Тема 15. Комплексные соединения	1	15	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
16.	Тема 16. Равновесия в растворах комплексных соединений	1	16	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
17.	Тема 17. Общие свойства неметаллов	1	17	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
18.	Тема 18. Общие свойства металлов	1	18	подготовка к контрольной работе	2	контрольная работа
	Итого				36	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Чтение лекций по данной дисциплине рекомендуется проводить с использованием мультимедийных презентаций и демонстрационного эксперимента.

При работе в малочисленных группах целесообразно использовать диалоговую форму проведения лекционных занятий с использованием элементов практических занятий, постановкой и решением проблемных и ситуационных заданий и т.д.

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

Тема 1. Основные понятия и законы химии

домашнее задание , примерные вопросы:

Возникновение химии как науки. Круг явлений, описываемый химией. Атомная гипотеза, впоследствии - теория. Воззрения Пруста и Бертолле, их важность для дальнейшего развития химии. Моль и эквивалент. Закон эквивалентов. Выбор в качестве эталонов установленных соглашением определенных масс водорода и кислорода.

Тема 2. Классификация неорганических соединений

домашнее задание , примерные вопросы:

Зависимость эквивалентной массы от стехиометрии реакции. Газовые законы. Номенклатура неорганических соединений. Эквиваленты кислот, , оксидов, солей

Тема 3. Строение атома

домашнее задание , примерные вопросы:

Краткая история развития представлений о строении атома. Модели Томсона и Резерфорда. Постулаты Бора. Современное описание состояния электрона в атоме, квантовые числа. правила Клечковского. Электронные формулы элементов 1- 6 периода. Структура Периодической системы. Свойства атомов

Тема 4. Химическая связь. Гибридизация.

домашнее задание , примерные вопросы:

Метод валентных связей. Донорно - акцепторное взаимодействие. Теория гибридизации. Расширенная теория гибридизации - теория отталкивания электронных пар валентной оболочки. Кратность связи. Сигма-, пи-, дельта- связи. Дипольные моменты молекул.

Тема 5. Ионная, водородная, металлическая связи. Межмолекулярное взаимодействие

домашнее задание , примерные вопросы:

Межмолекулярная внутримолекулярная и межатомная водородные связи. Проявление водородной связи в физико-химических свойствах веществ. Особенности элементов, образующих простые вещества - металлы. Описание металлической связи на основе теории молекулярных орбиталей.

Тема 6. Основные структурные типы неорганических соединений

домашнее задание , примерные вопросы:

Молекулярные, атомные, ковалентные, ионные решетки. Островные, цепные, сетчатые, трехмерные решетки. Возможные варианты объединения тетраэдрических, квадратных и октаэдрических структурных единиц.

Тема 7. Энергетика химических процессов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Первый закон термодинамики. Теплота, работа, энтальпия. Стандартная энтальпия образования, закон Гесса. Второй закон термодинамики. Энтропия и энергия Гиббса

Тема 8. Химическая кинетика, химическое равновесие

контрольная работа , примерные вопросы:

Основной постулат химической кинетики. Молекулярность и порядок реакции. Зависимость константы скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Теория переходного состояния. Связь изменения энергии Гиббса в ходе реакции и константы равновесия . Принцип Ле Шателье.

Тема 9. Растворы. Способы выражения концентрации. Растворы неэлектролитов

домашнее задание , примерные вопросы:

Выражения для концентрации растворенного вещества : массовая доля, процентная концентрация, молярная, моляльная, эквивалентная концентрации, мольная доля. Растворы неэлектролитов, коллигативные свойства.

Тема 10. Равновесия в растворах слабых электролитов. Сильные электролиты. Водородный показатель, ПР.

домашнее задание , примерные вопросы:

Слабые и сильные электролиты. Изотонический коэффициент. Закон разбавления Оствальда. Водородный показатель

Тема 11. Гидролиз

домашнее задание , примерные вопросы:

Понятие о степени гидролиза. Гидролиз, обусловленный взаимодействием катиона с водой. Зависимость степени гидролиза от заряда и радиуса катиона. Гидролиз, обусловленный взаимодействием аниона с водой. Зависимость степени гидролиза от заряда и радиуса аниона. Гидролиз, обусловленный взаимодействием и катиона, и аниона с водой. Различные типы гидролиза.

Тема 12. Теории кислот и оснований

домашнее задание , примерные вопросы:

Теории Аррениуса, Бренстеда, Льюиса-Флуда, сольво-систем, Льюиса. Состояние ионов водорода и гидроксидов в водных растворах.

Тема 13. Окислительно-восстановительные реакции

домашнее задание , примерные вопросы:

Типичные окислители и восстановители. Подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса.

Тема 14. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

домашнее задание , примерные вопросы:

Полуэлемент, гальванический элемент. Нормальный водородный электрод. Уравнение Нернста для потенциала металлического электрода. ЭДС элемента. Окислительно-восстановительные потенциалы. направление протекания окислительно-восстановительной реакции.

Тема 15. Комплексные соединения

домашнее задание , примерные вопросы:

Основные понятия: центральный ион, лиганд, координационная сфера, координационное число, дентатность. Номенклатура лигандов, катионных, анионных, нейтральных комплексов.

Тема 16. Равновесия в растворах комплексных соединений

домашнее задание , примерные вопросы:

Равновесия в растворах комплексных соединений. Ступенчатое комплексообразование. Общие и последовательные константы устойчивости и нестойкости.

Тема 17. Общие свойства неметаллов

домашнее задание , примерные вопросы:

Расположение неметаллов в Периодической системе, особенности электронных конфигураций. Типические и постпереходные элементы - неметаллы.

Тема 18. Общие свойства металлов

контрольная работа , примерные вопросы:

Расположение металлов в Периодической системе, особенности электронных конфигураций. побочных групп. Металлы главных и побочных групп. Отличия 3d- и 4d-, 5d- элементов. Лантаноиды и актиноиды.

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

Примеры билетов к контрольным работам

Контрольная ♦ 1 .

Вариант 1.

1. Напишите электронную формулу и на основании электронно-ячеечной схемы определите возможные валентности элемента ♦75.

2. Напишите реакции получения, названия и формулы всех солей, образующихся при взаимодействии гидроксида таллия(III) с угольной кислотой.
3. Определите, подтвердив расчетом, возможно ли протекание при 500 и 1000 К следующей реакции:



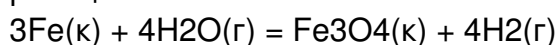
ΔH° 298 -206 -135 0 кДж/моль

S° 298 113 92 223 Дж/моль град

4. Как влияют изменения T и P на равновесие реакции, приведенной в 3 вопросе ?

Вариант 2.

1. Напишите электронную формулу и на основании электронно-ячеечной схемы определите возможные валентности элемента $\diamond 52$.
2. Напишите реакции получения, названия и формулы всех солей, образующихся при взаимодействии гидроксида хрома(III) с угольной кислотой.
3. Определите, подтвердив расчетом, возможно ли протекание при 800 и 1600 К следующей реакции:



ΔH° 298 0 -242 -1118 0 кДж/моль

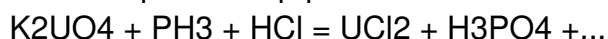
S° 298 27 189 152 131 Дж/моль град

4. Как влияют изменения T и P на равновесие реакции, приведенной в 3 вопросе ?

Контрольная $\diamond 2$.

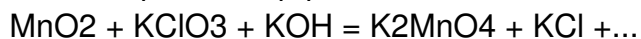
Вариант 1.

1. Как приготовить 200 мл раствора серной кислоты с концентрацией 0.4 моль/л из раствора с концентрацией 2 моль/л ?
2. Каковы степень диссоциации и pH раствора слабой кислоты HA с концентрацией 0.2 моль/л ? Константа диссоциации этой кислоты - $2 \cdot 10^{-5}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду в растворе хлорида хрома(III).
4. Гальванический элемент состоит из стандартного оловянного электрода и медного в растворе сульфата меди(II) с концентрацией 0.0001 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента ? Стандартные потенциалы оловянного и медного электродов соответственно равны -0.14 и +0.34 В.
5. Подберите коэффициенты методом электронного баланса.



Вариант 2.

1. Какой объем раствора хлорида железа(III) с концентрацией 0.2 моль/л требуется для взаимодействия с 50 мл раствора гидроксида калия с концентрацией 0.3 моль/л?
2. Раствор слабого одноосновного основания MOH с концентрацией 0.01 моль/л имеет pH = 10. Определите константу диссоциации этого основания.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду в растворе K_3VO_4 .
4. Потенциал медного электрода равен +0.25 В. Чему равна концентрация ионов меди(II) в растворе ? Стандартный потенциал медного электрода равен +0.34 В.
5. Подберите коэффициенты методом электронного баланса.



ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ К ЭКЗАМЕНУ

$\diamond 1$

1. Чему равен эквивалент ортофосфорной кислоты в реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$?
А 196; Б 98; В 49; Г 32,7; Д 16,3.
2. Какова структура уровня с $n=5$ в атоме вольфрама ?

А 5s25p65d4; Б 5s25p25d4; В 5s05p35d8; Г 5s05p35d55f3; Д 5s25p65d10.

3.1. Какова гибридизация Fe³⁺ в соединении H[FeCl₄] ?

А нет гибридизации; Б sp; В sp²; Г sp³; Д d²sp³; Е sp³d².

3.2. Какой станет ковалентность кремния после взаимодействия SiF₄ с избытком HF ?

А 2; Б 3; В 4; Г 5; Д 6.

4. Для реакции O₂ + 2SO₂ ⇌ 2SO₃ K_p = 800 при 5000С. Вычислите концентрацию O₂, если известно, что концентрации SO₂ и SO₃ равны 1 и 2 моль/л соответственно.

А 22*800/12 = 3200 моль/л; Б 22/800*12=1/200 моль/л; В 800/(1+2)² = 89 моль/л.

5. В системе установилось равновесие 2O₃ ⇌ 3O₂, ΔH=290 кДж/моль. В какую сторону оно сместится при понижении температуры ?

А не сместится; Б ⇌; В ⇐.

6. Каков знак ΔG таяния льда при 263 К:

А ΔG>0; Б ΔG=0; В ΔG<0;?

7. Предполагая диссоциацию полной, определите, при какой температуре будет кипеть раствор 10 г BaCl₂ в 500 мл воды (E=0.52; t_{кип}=1000С).

А 10*(1000/500)*0,52+100; Б 10*(100/500)*0,52+100; В (10/208)*(1000/500)*0,52+100;

Г 3*(10/208)*(1000/500)*0,52+100; Д Δ (10/208)*(800/1000)*0,52+100.

8. В 10 л раствора содержится 36,5 г HCl. Вычислите pOH раствора.

А 14; Б 13; В 10; Г Δlg(36,5)+14; Д lg(36,5/10) Δ14.

9.1. Предполагая, что концентрация комплексного иона [Co(NH₃)₆]³⁺ изменяется крайне мало, вычислите концентрацию NH₃, получающегося по первой ступени диссоциации (K_{уст.},6=2,5*10⁴), в 0,1 М растворе соли.

А 1/(2,5*10⁴*0,1); Б 0,1/(2,5*10⁴); В 0,1; Г [0,1/(2,5*10⁴)]^{1/2}; Д [1/(2,5*10⁴*0,01)]^{1/2};

9.2. Чему равно координационное число комплексообразователя в комплексной соли Ba[Ni(C₂O₄)₂(NH₃)₂] ?

А 2; Б 4; В 6; Г 8; Д 10.

10. Кдисс.слабой одноосновной кислоты равна 10⁻⁵. Вычислите pH 0,1 н. раствора этой кислоты.

А 1; Б 6; В 3; Г 8; Д 4.

11. Вычислите ЭДС гальванического элемента состоящего из Fe-электрода, погруженного в 0,01 М раствор Fe(NO₃)₂ и Ag-электрода, погруженного в 0,001 М раствор AgNO₃.

E⁰(Fe²⁺/Fe) = Δ0,44В; E⁰(Ag⁺/Ag) = +0,80В.

А +0,242; Б +1,122; В Δ1,122; Г - Δ0,242; Д +1,476.

12. Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс: H₂S₂O₃, HClO Δ SO₄²⁻, S, Cl⁻. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию и ответьте на вопросы.

1) Сколько молекул HClO участвует в реакции ? А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

2) Сколько молекул H₂SO₄ образуется ? А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

3) Чему равен эквивалент окислителя ? А 83*2; Б 83/2; В 83/4; Г 52,5*2; Д 52,5/2.

◆ 2

1. Вычислите эквивалент кислоты, если 6 г кислоты содержит 0,1 г водорода, способного замещаться на металл ?

А 1/60; Б 1/6; В 6; Г 40; Д 60.

2. Сколько электронов находится на 4f-подуровне атома лантана ? А 0; Б 1; В 7; Г 9; Д 11.

3.1. Каков угол между связями в молекуле AsBr₃ (р₃-негибридизованы) ?

А 450; Б 900; В 1090; Г 1200; Д 1800.

3.2. Какие из перечисленных частиц не могут существовать в устойчивом состоянии (метод МО)? А H₂⁺; Б H₂; В H₂⁺; Г He₂; Д HHe.

4. В равновесной газовой смеси PCI₅ Δ PCI₃ + Cl₂ при 2500С и 202,6 кПа содержится 40,7% Cl₂ по объему. Вычислить парциальное давление PCI₅.

А 82,5; Б 37,7; В 164,9; Г 75,4; Д 20,6 кПа.

5. В системе установилось равновесие $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{р-р})$. В какую сторону оно сместится при понижении давления ?

А не сместится; Б \leftarrow ; В \rightarrow .

6. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любых температурах:

А $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$; Б $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; В $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$; Г $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$;

7. Имеются два раствора: 1-ый раствор - 18,8 г фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ в 500 г этилового спирта; 2-ой раствор - 27,8 г нитрофенола $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$ в 500 г этилового спирта. Какой раствор будет кипеть при более высокой температуре ?

А 1-ый; Б 2-ой; В одинаково.

8. Концентрация слабой кислоты увеличивается в 100 раз. Во сколько раз увеличится (уменьшится) степень диссоциации кислоты ?

А \leftarrow в 100 раз; Б \leftarrow в 10 раз; В \rightarrow в 10 раз; Г \rightarrow в 100 раз; Д не изменится.

9.1. Запишите выражение для Кнест.1 комплекса $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

А $[\text{Cu}^+][\text{NH}_3]^2/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+]$; Б $\{[\text{Cu}^+][\text{NH}_3]^2[\text{Cl}^-] \} / [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$; В $[\text{Cu}^+][\text{NH}_3]/[\text{Cu}(\text{NH}_3)^+]$; Г $\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]\} / [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+]$; Д $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+]/\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]\}$.

9.2. Какие из перечисленных ионов бесцветны ?

А $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$; Б $[\text{CuF}_4]^{2-}$; В $[\text{CdCl}_4]^{2-}$; Г $[\text{FeCl}_4]^-$; Д $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

10. Кдисс.слабой одноосновной кислоты равна 10^{-4} . Вычислите pH 0,01 н. раствора этой кислоты.

А 3; Б 4; В 5; Г 6; Д 7.

11. Вычислите ЭДС гальванического элемента состоящего из Ni-электрода, погруженного в 0,01 М раствор NiCl_2 и Au-электрода, погруженного в $5 \cdot 10^{-4}$ М раствор $\text{Au}_2(\text{SO}_4)_3$.

$E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = +1,50\text{В}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23\text{В}$. А +1,730; Б \leftarrow 1,730; В \leftarrow 1,152; Г +1,152; Д +1,818.

12. Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс: Fe_3O_4 , $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}$, NO . Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию и ответьте на вопросы.

1) Сколько молекул HNO_3 участвует в реакции ? А 1; Б 3; В 9; Г 14; Д 28.

2) Сколько воды образуется ? А 1; Б 3; В 9; Г 14; Д 28.

3) Чему равен эквивалент окислителя ? А 63/3; Б $63 \cdot 11$; В 63; Г 232; Д 232/3.

7.1. Основная литература:

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии - М: -Интеграл-пресс, 2008. -240 с.

2. Глинка Н.Л. Общая химия - М: -Интеграл-пресс, 2008. -728 с.

3.Коровин Н.В. и др. Общая химия. Теория и задачи. - СПб.:Лань, 2014. - 496 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723

4. Основы химии: Учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 560 с.

<http://znanium.com/bookread.php?book=421658>

5. Лабораторный практикум по общей химии: Учебное пособие / О.Ю. Костоусова, Л.С. Малофеева. - М.: Форум, 2008. - 144 с. <http://znanium.com/bookread.php?book=141351>

7.2. Дополнительная литература:

1. Химия кремния: Учеб. пособие / И.С. Белостоцкая. - М.: ИНФРА-М, 2004. - 64 с.: 60x88 1/16. - (Среднее профессиональное образование). (обложка) ISBN 5-16-002002-0, 1000 экз.

<http://www.books.ru/books/khimiya-kremniya-uchebnoe-posobie-232984/>

2. Химия воды и микробиология: Учебник / А.Л. Ивчатов, В.И. Малов. - М.: ИНФРА-М, 2006. - 218 с.: 60x90 1/16. - (Среднее профессиональное образование). (переплет) ISBN 5-16-002421-2, 3000 <http://znanium.com/go.php?id=99428>

7.3. Интернет-ресурсы:

Неорганическая химия - <http://ido.tsu.ru/schools/chem/data/res/neorg/uchpos/>

Неорганическая химия. Лекции для студентов первого курса -

<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/thermo/welcome.html>

Неорганическая химия. Учебные материалы - <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/inorg.html>

Общая химия Н.Л. Глинка - <http://www.for-stydnets.ru/himiya/uchebniki/obschaya-himiya.html>

Учебные материалы по химии -

http://paramitacenter.ru/content/uchebnye-materialy-po-himii_9-10kl

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

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

Лекции по дисциплине проводятся в аудитории, оснащенной мультимедийным проектором, препаративным столом и системой вентиляции (для показа демонстрационного эксперимента). В аудитории имеются необходимые учебно-наглядные пособия - Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 03.03.02 "Физика" и профилю подготовки не предусмотрено .

Автор(ы):

Чевела В.В. _____

"__" _____ 201__ г.

Рецензент(ы):

"__" _____ 201__ г.