

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования

Тихоокеанский государственный университет

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе

С.В. Шалобанов

« _____ » _____ 200__ г.

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

по кафедре «Химия»

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Утверждена научно-методическим советом университета

для направлений подготовки в области химии

Специальность 280201.65 – Охрана окружающей среды и рациональное
использование природных ресурсов (ООС)

Хабаровск 2007

Программа разработана в соответствии с требованиями государственного образовательного стандарта, предъявляемыми к минимуму содержания дисциплины и в соответствии с примерной программой дисциплины, утвержденной департаментом образовательных стандартов профессионального образования с учетом особенностей региона и условий организации учебного процесса Тихоокеанского государственного университета.

Программу составила

Гомза Т.В., к.х. н., доцент кафедры химии

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры химии

протокол № ____ от « ____ » _____ 200_ г.

Зав. кафедрой _____ « ____ » _____ 200_ г. Панасюк Т. Б.

Программа рассмотрена и утверждена на заседании УМК и рекомендована к изданию протокол № ____ от « ____ » _____ 200_ г.

Председатель УМК _____ **200_ г.**

Подпись

дата

Ф.И.О.

Директор института _____ **200_ г.**

Подпись

дата

Ф.И.О.

(декан факультета)

Цели и задачи дисциплины

Цель и задачи изучаемого курса направлены на реализацию требований к уровню подготовки специалиста в соответствии с государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования для студентов, обучающихся по специальности 280201.65 – Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов (ООС).

1.1. Целью изучения химии является приобретение студентами целостных представлений и знаний о химических, физико-химических процессах и явлениях, протекающих в окружающей природе, развития у студента понимания возможностей современных научных методов познания природы и овладения ими на уровне, необходимом для решения задач, возникающих при выполнении профессиональных функций.

1.2. Задачи изучения дисциплины:

- Прочное усвоение, знание понятий, законов и положений химии, которым подчиняются процессы, протекающие в химических системах и объясняющих способность веществ.
- Привитие навыков самостоятельного выполнения химического эксперимента и обобщения наблюдаемых факторов.
- Овладение техникой расчетов в химии с использованием фундаментальных констант, основными приемами обработки экспериментальных данных с представлением их в виде схем, графиков и т.д.
- Привитие навыков работы с технической литературой, справочниками и другими информационными источниками.
- Становление понимания последствий своей профессиональной деятельности с точки зрения единства биосферы и биосоциальной природы человека, экологических принципов охраны природы и рациональном природопользовании, перспективах создания неразрушающих природу технологий.

–

Объем дисциплины и виды учебной работы

Наименование	По учебным планам основной траектории обучения	
	С максимальной трудоемкостью	С минимальной трудоемкостью
Общая трудоемкость дисциплины По ГОС По УП	238	
Изучается в семестрах	1, 2	
Виды итогового контроля по семестрам Зачет Экзамен Курсовой проект (КП) Курсовая работа (КР)	1 1, 2	
Виды итогового контроля самостоятельной работы без отчетностей Расчетно-графические работы (РГР) Реферат (РФ) Домашние задания (ДЗ)	1, 2	
Аудиторные занятия: Всего В том числе: Лекции (Л) Лабораторные работы (ЛР) Практические занятия (ПЗ)	136 68 68	
Самостоятельная работа Общий объем часов (С2) В том числе: на подготовку к лекциям на подготовку к ЛР на подготовку к ПЗ на выполнение КП на выполнение КР на выполнение РГР на написание РФ на выполнение ДЗ на экзаменационную сессию	102 34 34 17 17	

Содержание дисциплины

1. Введение: цели, задачи, предмет химии. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева, электронные формулы атомов и ионов. Периодичность атомных радиусов элементов. Периодическое изменение металлических и неметаллических (восстановительных и окислительных) свойств элементов. Периодическое изменение кислотных и основных свойств соединений (на примерах оксидов, гидроксидов). Периодическое изменение степеней окисления элементов.

2. Основные химические понятия и законы химии. Химический элемент, простое, сложное вещество. Моль, молярная масса, число Авогадро. Химический эквивалент, молярная масса эквивалентов, фактор эквивалентности, закон эквивалентов. Закон объемных отношений Авогадро, молярный объем, эквивалентный объем. Методы определения молярных масс и молярных масс эквивалентов.

3. Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций и физических процессов. Внутренняя энергия, тепловой эффект, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. Стандартные молярные термодинамические величины. Функции состояния, закон Гесса. Условия самопроизвольного протекания химических процессов. Термодинамический критерий состояния равновесия. Реакционная способность веществ.

4. Скорость химической реакции. Реакции гомогенных и гетерогенных систем. Закон действующих масс. Физический смысл константы скорости реакции. Порядок химической реакции. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго и третьего порядка. Влияние различных факторов на скорость химической реакции: температуры, концентрации, давления. Правило Вант-Гоффа. Теория столкновений, энергия активации, переходный комплекс. Уравнение Аррениуса. Понятие о катализе. Влияние катализаторов на скорость химических реакций. Химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, влияющие на положение равновесия в системе. Принцип Ле Шателье, его значение для управления процессами.

5. Растворы. Понятие о дисперсных системах. Классификация дисперсных систем. Растворы как молекулярно-дисперсные, ионно-дисперсные гомогенные системы. Химическая теория растворов Д. И. Менделеева. Процесс растворения, энергетика растворения. Влияние различных факторов на растворимость веществ в воде. Способы выражения состава растворов. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Свойства слабых электролитов. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (ионизации): степень и константа электролитической диссоциации (ионизации). Закон разбавления Оствальда. Равновесия в растворах слабых электролитов. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчет pH растворов слабых электролитов. Кислотно-основные индикаторы. Состояние сильных электролитов в растворе. Электростатическое взаимодействие ионов между собой. Ионная сила раствора, актив-

ность, коэффициент активности. Расчет рН растворов сильных электролитов. Равновесие в растворах труднорастворимых соединений. Особенности их ионизации. Произведение растворимости и его связь с растворимостью. Влияние различных факторов на растворимость осадков. Процессы гидролиза в водных растворах солей. Принципы гидролиза, его механизм, особенности протекания. Типы гидролиза. Количественные характеристики процесса гидролиза: степень и константа гидролиза. Влияние различных факторов на равновесие гидролиза. Расчет рН гидролизующихся солей.

6. Металлы. Распространенность и формы нахождения металлов в природе. Способы получения металлов. Металлотермия. Физические и общие химические свойства металлов. Восстановительная способность металлов

Распространенность и формы нахождения металлов в природе. Принципы получения металлов из руд. Физические и общие химические свойства металлов. Восстановительная способность металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Применение металлов. Общие свойства металлов и сплавов. Легкие и тяжелые конструкционные металлы. Сплавы, применяемые в технике.

7. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Металлические, газовые, окислительно-восстановительные электроды. Зависимость потенциала электрода от природы материала, электролита, температуры. Уравнение Нернста. Направление окислительно-восстановительных реакций. Химические источники тока: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов. Количественные характеристики процесса коррозии. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия, ингибиторы и пассиваторы. Электролиз, законы Фарадея. Применение электролиза.

8. Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Правила и порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип Паули, правило Гунда. Периодическая система химических элементов; связь положения элемента в системе и его свойств.

9. Химическая связь. Химическая связь и строение молекул. Длина, энергия, полярность химической связи. Ковалентная, ионная, металлическая виды связи. Донорно-акцепторное взаимодействие как частный случай ковалентной связи. Влияние природы связи на физические и химические свойства соединений. Метод валентных связей. Гибридизация. Пространственная конфигурация молекул. Координационная связь, ван-дер-ваальсово взаимодействие. Водородная связь и структура жидкостей и твердых тел.

10. Комплексные соединения. Химия комплексных соединений. Основные положения координационной теории Вернера. Понятие внутренней и внешней сферы, комплексного иона, иона-комплексобразователя, лигандов, координационного числа, дентантности. Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях. Магнитные свойства комплексных соединений. Изомерия комплексов. Равновесия в водных растворах комплексных соединений. Константа нестойкости. Константа устойчивости комплексных соединений.

11. Основные свойства химических элементов и их соединений

S-элементы. Элементы первой группы главной подгруппы. Щелочные металлы. Общая характеристика элементов. Нахождение в периоде. Физические и химические свойства. Гидриды. Оксиды, надпероксиды озони, озониды, пероксиды, гидроксиды. Свойства, способы получения. Соли и их свойства. Элементы главной подгруппы второй группы. Бериллий, магний, щелочноземельные металлы. Общая характеристика элементов. Нахождение в периоде, получение и применение в технологических процессах химической переработки древесины. Физические и химические свойства. Гидриды, оксиды, гидроксиды, получение и свойства. Общая характеристика солей, их растворимость, устойчивость. Галиды. Термическое разложение карбонатов.

P-элементы. Элементы третьей группы главной подгруппы. Бор. Общая характеристика. Нахождение в природе. Получение и применение. Гидриды бора, их получение и свойства, химическая связь. Соединения бора с галогенами, углеродом, азотом, металлами, их свойства, получение. Тетраортоборная кислота, ее соли. Оксид бора и борные кислоты. Алюминий, галлий, индий, таллий. Общая характеристика элементов. Оксиды и гидроксиды, их свойства. Соли, растворимость и гидролизуемость. Сравнение свойств соединений галлия, индия, таллия со свойствами соединений алюминия. Применение соединений алюминия, бора в ТХПД.

Элементы четвертой группы главной подгруппы. Углерод. Общая характеристика. Аллотропные модификации. Строение и свойства графита, алмаза и карбида. Активированный уголь, его адсорбционные свойства. Карбиды металлов. Зависимость карбидов от характера химической связи. Применение карбидов. Кислородные соединения углерода. Оксид, диоксид углерода. Угольная кислота и ее соли. Соединения углерода с галогенами, азотом. Свойства синильной и роданистоводородной кислот и их солей. Кремний. Общая характеристика. Нахождение в природе. Силикаты и алюмосиликаты. Соединения кремния с водородом, кислородом, галогенами, углеродом, их свойства, получение, применение. Оксид кремния (IV). Кремниевые кислоты, соли. Жидкое стекло и его применение. Германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды, соли.

Элементы пятой группы главной подгруппы. Азот. Общая характеристика. Нахождение в природе. Получение, применение. Физические и химические свойства. Химическая связь в молекуле азота, причины химической инертности азота. Соединения азота, их получение и свойства. Термическое разложение нитратов и нитритов. Азотные удобрения. Фосфор. Общая характеристика элемента. Аллотропные модификации. Соединения фосфора, их получения, свойства. Фосфорные удобрения. Мышьяк, сурьма, висмут. Нахождение в природе, получение и применение. Общая характеристика элементов и их соединений.

Элементы шестой группы главной подгруппы. Кислород. Общая характеристика элемента. Нахождение в природе, получение, применение. Физические и химические свойства. Химическая связь в молекуле кислорода. Оксиды. Озон, его получение и свойства. Озониды. Озон как окислитель. Вода. Строе-

ние молекулы, химическая связь в ней. Пероксиды и надпероксиды. Свойства пероксида водорода. Использование пероксидов в ТХПД. Сера. Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические свойства. Аллотропия серы. Химические свойства серы и ее соединений. Применение сульфидов серы в промышленности. Серная кислота, ее свойства, получение, применение. Роль сульфат-иона в идентификации и определении веществ. Тиосерная кислота, тиосульфаты. Пероксокислоты серы. Пероксосульфаты и их свойства. Применение серной кислоты в ТХПД. Селен, теллур, полоний. Общая характеристика элементов и их соединений.

Элементы седьмой группы главной подгруппы. Водород. Особое положение водорода в периодической системе. Нахождение в природе. Изотопы водорода. Свойства водорода и его соединений. Применение водорода. Галогены. Общая характеристика. Галогенов. Нахождение в природе, способы получения. Свойства галогенов и их соединений. Использование галогенов в методах химической идентификации и определения веществ. Использование соединений хлора для отбеливания целлюлозы и бумаги

Элементы побочных подгрупп первой и второй групп, Медь, серебро, золото. Нахождение в природе, получение, применение. Общая характеристика элементов. Свойства элементов и их соединений. Цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение и применение. Свойства элементов и их соединений. Особенности поведения соединений ртути (I) и ртути (II).

Элементы побочных подгрупп третьей, четвертой, пятой, шестой групп. Общая характеристика элементов в подгруппе. Нахождение в природе, получение, применение. Физические и химические свойства. Свойства оксидов, гидроксидов, солей соответствующих элементов. Элементы подгруппы марганца. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение и применение. Оксиды марганца (II, III, IV, VI, VII). Соответствующие оксидам гидратные соединения. Марганцовая кислота. Свойства перманганата калия. Влияние среды на характер продуктов восстановления перманганата калия. Элементы семейства железа. Железо, кобальт, никель. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение, применение. Чугун, сталь. Оксиды железа, никеля, кобальта (II, III). Гидроксиды, соли. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Идентификация ионов железа, кобальта, никеля в растворе, качественные реакции.

12. Защита окружающей среды. Влияние соединений различных элементов на окружающую среду и здоровье человека.

Разделы дисциплины и виды занятий и работ

№	Раздел дисциплины	Л	ЛР	ПЗ	РГР	ДЗ	С2
1.	Введение. Периодичность свойств химических соединений	*	*		*		*
2.	Основные химические понятия и законы химии	*	*				*
3.	Энергетика химических процессов	*	*		*		*
4.	Скорость химической реакции	*	*		*		*
5.	Растворы	*	*		*		*
6.	Металлы	*	*				*
7.	Электрохимические процессы	*	*		*		*
8.	Строение атома. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева	*			*		*
9.	Химическая связь	*	*		*		*
10.	Комплексные соединения	*	*		*		*
11.	Основные свойства химических элементов и их соединений	*	*		*		*
12.	Защита окружающей среды	*	*		*		*

Лабораторный практикум

Правила работы в химической лаборатории. Химическая посуда и установки

Инструктаж по технике безопасности. Изучение правил работы и поведения в химической лаборатории. Ознакомление с химической посудой, установками, реактивами.

Время выполнения работы – 2 часа.

Изучение кислотно-основных свойств и методов получения неорганических веществ.

Изучение кислотно-основных свойств и методов получения типичных представителей основных классов неорганических веществ: оксидов (основных, кислотных, амфотерных), гидроксидов (типичного основания, амфотерного основания), солей (средних, кислых, основных).

Время выполнения работы – 6 часов.

Определение молярной массы эквивалента металла

Освоение газометрического метода изучения химических процессов на примере определения молярной массы эквивалента металла.

Время выполнения работы – 4 часа.

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Освоение методики экспериментального определения теплового эффекта реакции на примере нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Время выполнения работы – 2 час.

Химическая кинетика и равновесие

Исследование зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры. Изучение влияния концентрации реагирующих веществ и нагревания на смещение равновесия в химической системе.

Время выполнения работы – 6 часов.

Сравнение силы электролитов. Равновесия в растворах электролитов

Знакомство с экспериментальными методами изучения силы электролитов, изучение гомогенных равновесий в растворах электролитов и причин их смещения.

Время выполнения работы – 4 часа.

Гетерогенные равновесия в растворах

Изучение процессов образования осадков в растворах электролитов, влияние различных факторов на процессы образования осадков.

Время выполнения работы – 4 часа.

Изучение процесса гидролиза солей

Изучение процесса гидролиза солей разных типов (по катиону, по аниону, совместного гидролиза двух солей) и влияния различных факторов (силы кислоты, образующей соль, разбавления раствора и нагревания) на степень гидролиза.

Время выполнения работы – 4 часа.

Окислительно-восстановительные реакции

Изучение условий протекания окислительно-восстановительных реакций, исследование отдельных окислительно-восстановительных систем.

Время выполнения работы – 4 часа

Общие свойства металлов

Изучение химических свойств наиболее распространенных металлов: взаимодействие с водой, с водным раствором щелочи, с кислотами, окисляющими ионом водорода и анионом кислоты, с растворами солей других металлов (увязав с положением металлов в ряду напряжений).

Время выполнения работы – 2 часа.

Исследование коррозии металлов

Изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов. Моделирование работы коррозионного гальванического элемента. Изучение способов защиты металлов от коррозии.

Время выполнения работы – 2 часа.

Химия s-элементов. Изучение химических свойств бериллия, магния, алюминия, титана и их соединений, а также качественных реакций на ионы этих металлов.

Время выполнения работы – 4 часа.

Химия p-элементов. Изучение химических свойств углерода, азота, серы, хлора и их соединений.

Время выполнения работы – 10 часов

Комплексные соединения

Изучение основ получения комплексных соединений, использование процессов комплексообразования для растворения осадков. Исследование свойств комплексных соединений и применение их в химическом анализе.

Время выполнения работы – 4 часа.

Химия d-элементов. Железо, кобальт, никель, медь

Изучение химических свойств тяжелых конструкционных металлов: железа, кобальта, никеля, меди и их соединений. Овладение методикой проведения специфических маркировочных реакций на тяжелые конструкционные металлы, а также качественных реакций на ионы этих металлов.

Время выполнения работы – 2 часа.

Хром, молибден, вольфрам

Изучение химических свойств некоторых соединений хрома, молибдена, вольфрама.

Время выполнения работы – 2 часа.

Марганец и его соединения

Изучение химических свойств некоторых соединений марганца.

Время выполнения работы – 4 часа.

Лабораторный практикум и его взаимосвязь с содержанием лекционного курса

№ п/п	№ раздела по варианту содержания	Наименование лабораторной работы
1		Правила работы в химической лаборатории. Химическая посуда и установки
2	1	Изучение кислотно-основных свойств и методов получения неорганических веществ
3	2	Определение молярной массы эквивалента металла
4	3	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации
5	4	Химическая кинетика и равновесие
6	5	Сравнение силы электролитов. Равновесия в растворах электролитов
7	5	Гетерогенные равновесия в растворах
8	5	Изучение процесса гидролиза солей
9	6, 7	Окислительно-восстановительные реакции
10	6,7	Общие свойства металлов
11	6,7	Исследование коррозии металлов
1	8-12	Химия s-элементов

2		
1 3	8-12	Химия p-элементов
1 4	8-12	Комплексные соединения
1 5	8-12	Химия d-элементов

Расчетно-графические работы

Цель расчетно-графических работ в данном курсе – практическое применение студентами знаний, полученных в теоретическом курсе, для решения конкретных задач и выполнения расчетов.

Задачи расчетно-графических работ:

- развитие навыков самостоятельной работы с конспектом, учебником, справочной литературой;
- использование полученной информации для решения конкретно-практических задач в процессе профессиональной деятельности.

Каждая РГР является многовариантным заданием (каждый студент выполняет один вариант задания по предлагаемому плану).

1 семестр.

Время выполнения РГР-1, 2,3 – 17 часов.

Расчетно-графическая работа № 1 «*Основные классы химических соединений. Расчеты по уравнению химической реакции*» включает составление формул химических соединений на основании положения элементов в периодической системе, написание характерных реакций, номенклатуру, а также расчет по уравнению реакции масс продуктов реакции и составление материального баланса.

Расчетно-графическая работа № 2 «*Термодинамическая и кинетическая характеристики химического процесса*» включает термодинамические расчеты ΔH , ΔS , ΔG по уравнению химической реакции; расчеты скорости химической реакции по закону действующих масс, правилу Вант-Гоффа; смещение химического равновесия в реакции по принципу Ле-Шателье.

Расчетно-графическая работа № 3 «*Характеристика свойств растворов электролитов*» включает расчеты по химическим уравнениям; способы расчета и пересчета концентраций и pH растворов сильных и слабых электролитов; расчет количественных характеристик процесса гидролиза солей; гетерогенные равновесия в растворах электролитов применительно к ситуации заводского стока, с обсуждением состава стока требованиям по ПДК.

2 семестр

Время выполнения РГР-1, 2,3 – 17 часов.

Каждая РГР является многовариантным заданием (каждый студент выполняет один вариант задания по предлагаемому плану).

Расчетно-графическая работа № 1 «Общие свойства металлов, электрохимия» включает описание физических и химических свойств металлов в зависимости от местоположения в периодической системе элементов Д. И. Менделеева; нахождение металлов в природе; способы их получения и применение, а также описание процессов, протекающих при работе гальванических элементов, при коррозии и электролизе; расчеты возможности самопроизвольного протекания электрохимических процессов; расчеты количественных характеристик коррозии и электролиза.

Расчетно-графическая работа № 2 «Строение вещества. Комплексные соединения» включает задания на описание строения атомов элементов, химических связей в соединениях, а также задание по строению, классификации, изомерии, магнитным свойствам комплексных соединений, расчет количественных характеристик процесса диссоциации комплексных соединений.

Расчетно-графическая работа № 3 «Химия элемента, его соединений и их экологическое влияние» включает описание физических и химических свойств элементов в зависимости от местоположения в периодической системе элементов Д. И. Менделеева; нахождение их в природе; способы получения и применение. Работа предполагает широкий литературный поиск для описания особенных свойств элементов и их соединений; влияние соединений элемента на экологию человека и окружающей среды.

Контроль знаний студентов

1. Текущий контроль знаний студентов

Контроль достижения целей обучения осуществляется на лекционных, лабораторных и практических занятиях по многовариантным заданиям и контрольным вопросам, содержащимся в методических указаниях кафедры, тестовым заданиям, а также в форме устного опроса студентов.

Образец тестовых заданий для самоконтроля студентов

Тема: «Периодическая система элементов Д. И. Менделеева»

- Только кислотные оксиды образуют элементы ряда
1) В, Al, Cd; 2) S, N, Cl; 3) Cr, Mn, Fe; 4) Nb, I, Sn; 5) Mo, P, Sb
- Химическое взаимодействие возможно между веществами
1) H_2O и SiO_2 ; 4) H_2SO_4 и SO_2 ;
2) Al_2O_3 и $NaOH$; 5) $CuSO_4$ и HCl
3) $NaOH$ и CaO ;
- Конфигурация валентного слоя ванадия, расположенного в IV периоде 5 В группе периодической системы элементов Д. И. Менделеева
1) $5s^2 5p^2$; 2) $4s^2 4p^3$; 3) $4d^2 5s^2$; 4) $3d^3 4s^2$; 5) $4s^2 4p^5$

4. Число нейтронов в изотопе цинка с относительной атомной массой 70 равно
- 1) 40; 2) 30; 3) 35; 4) 65; 5) 70
5. Два электрона на 4s-подуровне в основном состоянии имеют
- 1) магний, кальций и калий; 2) кальций, скандий, стронций;
3) магний, кальций и стронций; 4) калий, кальций, скандий;
5) аргон, калий, кальций
6. Среди перечисленных элементов наибольший атомный радиус имеет:
- 1) бериллий 2) фтор 3) литий 4) натрий 5) магний
7. Элемент с наибольшей электроотрицательностью
- 1) водород 2) углерод 3) кислород 4) азот 5) натрий
8. Основаниями являются гидроксиды ряда элементов
- 1) C, Si, Se; 4) Cr, Zn, As;
2) Mo, Te, Bi; 5) Na, Ca, Mg;
3) V, Zr, Ni;

Тема: «Основные химические понятия и законы химии»

1. Молярная масса эквивалента кислоты, 4,9 г которой реагирует с 4 г NaOH ($M_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = 40$ г/моль), равна
- 1) 63 г/моль; 4) 36,6 г/моль;
2) 98 г/моль; 5) 31 г/моль;
3) 49 г/моль;
2. Объем кислорода, необходимый для сжигания 10 л сероводорода по реакции
- $$2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г}), \text{ равен}$$
- 1) 5 л; 2) 10 л; 3) 15 л; 4) 20 л; 5) 25 л
3. Объем 0,25 моль кислорода при н. у. равен
- 1) 22,4 л; 2) 2,8 л; 3) 4,4 л; 4) 5,6 л; 5) 11,2 л
4. Масса сульфата натрия, полученного при взаимодействии 8 г гидроксида натрия с серной кислотой
- $$\text{по реакции } 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- | | | | | | |
|---------------------|----|----|-----|----|-------|
| $M, \text{ г/моль}$ | 40 | 98 | 142 | 18 | равна |
|---------------------|----|----|-----|----|-------|
- 1) 142 г; 2) 14,2 г; 3) 7,1 г; 4) 71 г; 5) 28,4 г

Тема: «Энергетика химических процессов»

1. Эндотермическим является фазовый переход
- 1) $\text{NaCl}(\text{ж}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{т})$; 4) $\text{Sn}(\text{т}) \rightarrow \text{Sn}(\text{ж})$;
2) $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{г}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{т})$; 5) $\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;
3) $\text{Hg}(\text{ж}) \rightarrow \text{Hg}(\text{т})$;
2. Теплота, необходимая для испарения 0,5 моль H_2O (ΔH^0 испарения $\text{H}_2\text{O} = 40$ кДж/моль), равна
- 1) 40 кДж; 2) 20 кДж; 3) 30 кДж; 4) 200 кДж; 5) 8 кДж
3. Реакция $1/2 \text{N}_2(\text{г}) + 3/2 \text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$, $\Delta H < 0$, возможна, потому что

- 1) связи в N_2 и H_2 прочнее, чем в NH_3 ;
 - 2) стандартная энергия Гиббса реакции отрицательна;
 - 3) реакция идет с уменьшением энтропии;
 - 4) в реакции уменьшается число моль газов;
 - 5) реакция экзотермическая
4. Верной является зависимость
- 1) $S^0(г) < S^0(т) < S^0(ж)$;
 - 2) $S^0(г) < S^0(ж) < S^0(т)$;
 - 3) $S^0(ж) < S^0(т) < S^0(г)$;
 - 4) $S^0(т) < S^0(ж) < S^0(г)$;
 - 5) $S^0(т) \approx S^0(ж) < S^0(г)$

Тема: «Скорость химической реакции. Химическое равновесие»

1. Скорость реакции $2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)$ при повышении концентрации кислорода в 2 раза увеличится в
 - 1) 2 раза;
 - 2) 4 раза;
 - 3) 8 раз;
 - 4) 3 раза;
 - 5) 6 раз
2. Температурный коэффициент реакции при увеличении температуры на $30^\circ C$ (скорость реакции возросла в 64 раза) равен
 - 1) 2;
 - 2) 8;
 - 3) 4;
 - 4) 6;
 - 5) 3
3. Скорость реакции $2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(г)$ увеличивается в 2 раза при
 - 1) увеличении концентрации SO_2 в 2 раза;
 - 2) увеличении концентрации O_2 в 2 раза;
 - 3) уменьшении концентрации SO_2 в 2 раза;
 - 4) уменьшении концентрации O_2 в 2 раза;
 - 5) уменьшении концентрации SO_3 в 2 раза
4. Сдвиг равновесия в сторону прямой реакции происходит при повышении давления в системе
 - 1) $CH_4(г) + CO_2(г) = 2CO(г) + 2H_2(г)$;
 - 2) $4HCl(г) + O_2(г) = 2H_2O(г) + 2Cl_2(г)$;
 - 3) $PCl_5(г) = PCl_3(г) + Cl_2(г)$;
 - 4) $2NO_2(г) = 2NO(г) + O_2(г)$;
 - 5) $H_2(г) + Cl_2(г) = 2HCl(г)$
5. Равновесие смещается в сторону прямой реакции в системе $CO_2(г) + 3H_2(г) = CH_4(г) + H_2O(г)$, $\Delta H > 0$ при
 - 1) уменьшении концентрации оксида углерода (IV);
 - 2) уменьшении концентрации водорода;
 - 3) понижении температуры;
 - 4) уменьшении концентрации метана;
 - 5) понижении давления

Тема: «Растворы»

1. Молярная концентрация раствора (моль/л), в 200 мл которого содержится 11,0 г сульфида калия ($M(K_2S) = 110$ г/моль), равна
 - 1) $\frac{11 \cdot 1000}{110 \cdot 200}$;
 - 2) $\frac{11}{110 \cdot 200}$;
 - 3) $\frac{11 \cdot 1000}{200}$;
 - 4) $\frac{11 \cdot 1000}{11}$;
 - 5) $\frac{11 \cdot 100}{110 \cdot 200}$
2. pH 0,001 н. раствора серной кислоты равен
 - 1) $\ln 10^{-3}$;
 - 2) $-\ln 10^{-3}$;
 - 3) $\lg 10^{-3}$;
 - 4) $-\lg 10^{-3}$;
 - 5) $14 + \lg 10^{-3}$
3. Масса воды, необходимая для приготовления 200 г 10%-ного раствора, равна
 - 1) 210 г;
 - 2) 190 г;
 - 3) 180 г;
 - 4) 90 г;
 - 5) 220 г
4. Степень диссоциации электролита увеличивается только в ряду

- 1) Ca(OH)₂, Al(OH)₃, Fe(OH)₂; 4) NaOH, Cr(OH)₂, Zn(OH)₂;
 2) Mg(OH)₂, CsOH, Cu(OH)₂; 5) LiOH, Pb(OH)₂, Mn(OH)₂
 3) Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂;

5. По формуле $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C(B)}}$ рассчитывается

- 1) константа гидролиза; 4) водородный показатель;
 2) концентрация ионов водорода; 5) степень электролитической диссоциации

3) концентрация гидроксид-ионов;

6. Реакцию среды pH < 7 имеет раствор соли

- 1) K₃PO₄; 2) Na₂SO₄; 3) MgSO₄; 4) K₂SO₃; 5) NaCl

7. Кислая соль является продуктом гидролиза соли

- 1) NaClO₄; 2) CuSO₄; 3) KNO₃; 4) Na₂CO₃; 5) MgSO₄

8. Малорастворимый гидроксид образуется при взаимодействии с водой

- 1) Li; 2) K; 3) Ca; 4) Ba; 5) Na

9. Исходя из значений ПР, переход осадка AgI (ПР(AgI) ≈ 10⁻¹⁷) в другой осадок может протекать по схеме

- 1) AgI → AgCl ПР(AgCl) ≈ 10⁻¹⁰;
 2) AgI → AgBr ПР(AgBr) ≈ 10⁻¹³;
 3) AgI → Ag₂S ПР(Ag₂S) ≈ 10⁻⁵⁰;
 4) AgI → Ag₂SO₄ ПР(Ag₂SO₄) ≈ 10⁻⁵;
 5) AgI → AgCN ПР(AgCN) ≈ 10⁻¹⁶

Тема: «Химическая связь»

1. Вещество, в котором атомы соединены ковалентной неполярной связью, это

- 1) бром; 2) бромоводород; 3) бромид натрия; 4) гидрид натрия; 5) натрий

2. Только вещества с ковалентной связью находятся в этом ряду:

- 1) NaF, BeF₂, HF, CaF₂; 4) N₂, SO₂, Ba(OH)₂, LiH;
 2) CO₂, H₂O, H₂, BF₃; 5) HCl, Na, H₂, Cl₂
 3) CH₄, CaSO₄, Cl₂, NH₃;

Тема: «Комплексные соединения»

1. Катионным комплексным соединением является

- 1) K[Ag(CN)₂]; 2) [Pt(NH₃)₂Cl₂]; 3) [Cu(NH₃)₄]SO₄;
 4) Na₂[Zn(OH)₄]; 5) K[BiI₄]

2. Названию «хлорид пентааквахлорохрома (III)» соответствует формула

- 1) [Cr(H₂O)₅NH₃]Cl₃; 2) [Cr(H₂O)₄Cl₂]Cl; 3) [Cr(H₂O)₅Cl]Cl₂;
 4) [Cr(H₂O)₃Cl₃]; 5) Na₃[Cr(OH)₆]

Тема: «Металлы»

1. С водой взаимодействуют при обычных условиях
 - 1) все металлы;
 - 2) металлы, образующие амфотерные оксиды;
 - 3) щелочные металлы;
 - 4) металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов правее водорода;
 - 5) металлы, образующие основные оксиды
2. Процесс окисления описывает полуреакция
 - 1) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$;
 - 2) $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$;
 - 3) $\text{Sn}^{+4} \rightarrow \text{Sn}^{+2}$;
 - 4) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - 5) $\text{Al}^{+3} \rightarrow \text{Al}^0$
3. Продуктом взаимодействия концентрированной H_2SO_4 со свинцом являются
 - 1) SO_2 ;
 - 2) H_2 ;
 - 3) H_2S ;
 - 4) S ;
 - 5) SO_3
4. Схема, выражающая взаимодействие железа с разбавленной H_2SO_4
 - 1) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$;
 - 2) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$;
 - 4) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 5) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Тема: «Электрохимические процессы»

1. Уравнение для расчета равновесного электродного потенциала меди в растворе CuSO_4 имеет вид
 - 1) $E = E^0 + \frac{0,059}{1} \lg[\text{Cu}^{2+}]$;
 - 2) $E = E^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Cu}^+]$;
 - 3) $E = E^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Cu}^{2+}]$;
 - 4) $E = E^0 + \frac{0,590}{2} \lg[\text{Cu}^+]$;
 - 5) $E = E^0 + \frac{0,590}{2} \ln[\text{Cu}^{2+}]$
2. На аноде в гальваническом элементе $\text{Cr} \mid \text{CrCl}_3 \parallel \text{FeCl}_2 \mid \text{Fe}$ протекает процесс
 - 1) $\text{Cr} - 3e \rightarrow \text{Cr}^{3+}$;
 - 2) $\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}$;
 - 3) $\text{Fe}^{2+} - e \rightarrow \text{Fe}^{3+}$;
 - 4) $\text{Cr}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Cr}$;
 - 5) $\text{Fe} - 2e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
3. Электрохимическая коррозия протекает при контакте фаз
 - 1) железо — сухой воздух;
 - 2) золото — пары йода;
 - 3) цинк — расплав серы;
 - 4) натрий — сухой воздух;
 - 5) бронза — влажный воздух
4. Анодным покрытием для железа является
 - 1) Mn ;
 - 2) Co ;
 - 3) Pb ;
 - 4) Bi ;
 - 5) Ag
5. На аноде в коррозионном гальваническом элементе $\text{Mg} \mid \text{HCl} \mid \text{Zn}$ протекает процесс
 - 1) $\text{Zn} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$;
 - 2) $\text{Mg} - 2e \rightarrow \text{Mg}^{2+}$;
 - 3) $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$;
 - 4) $\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}^0$;

- 2) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$; 5) $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$
 3) $\text{Mg} - 2e \rightarrow \text{Mg}^{2+}$;
 6. Инертным анодом при электролизе является металл
 1) Ni; 2) Ag; 3) Pt; 4) Zn; 5) Fe
 7. В прикатодном пространстве образуется щелочь при электролизе водного раствора соли
 1) AgNO_3 ; 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 3) K_2S ; 4) AuCl_3 ; 5) SnCl_2
 8. На аноде при электролизе расплава NaCl протекает процесс
 1) $4\text{OH}^- - 4e = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; 4) $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;
 2) $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$; 5) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$
 3) $\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}^0$;

Тема: s-элементы

1. Бериллий не относится к щелочноземельным металлам, т.к.
 а) свойства его гидроксидов отличаются от свойств гидроксидов щелочноземельных металлов;
 б) является переходным металлом;
 в) относится к неметаллам;
 г) имеет небольшое число электронных слоев;
 д) относится к щелочным металлам
 2. Продуктом взаимодействия бериллия с раствором гидроксида натрия является
 а) хлорид бериллия; б) бериллат натрия; в) вода;
 г) оксид бериллия; д) гидроксид бериллия
 3. Качественным реагентом на ионы Mg^{2+} является
 а) концентрированный раствор NaOH ; б) реактив Чугаева;
 в) щелочной раствор магнезона; г) раствор ализарина;
 д) раствор H_2SO_4

Тема: p-элементы

- Алюминий относится к легким конструкционным металлам, т. к.
 а) его относительная атомная масса равна 27 а.е.м.;
 б) его порядковый номер 13;
 в) его плотность $2,7 \text{ г/см}^3$;
 г) его температура плавления $660 \text{ }^\circ\text{C}$;
 д) в соединениях проявляет степень окисления +3

Тема: d-элементы

1. Гидроксид цинка взаимодействует с каждым веществом пары
 а) сульфат кальция и оксид серы (IV); б) гидроксид натрия и соляная кислота;
 в) вода и хлорид натрия; г) сульфат бария и гидроксид железа (III)
 2. В реакции оксида железа (III) с водородом восстановителем является

- а) Fe^{+3} ; б) H_2 ; в) Fe ; г) O^{-2}
3. Никель относится к тяжелым конструкционным металлам, т. к.
- а) его относительная атомная масса равна 59 а.е.м.;
 - б) его порядковый номер 28;
 - в) его плотность $8,9 \text{ г/см}^3$;
 - г) его температура плавления $1455 \text{ }^\circ\text{C}$;
 - д) в соединениях проявляет степень окисления +2
4. Определить наличие иона Fe^{+2} в растворе можно с помощью раствора
- а) нитрата серебра; б) гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
 - в) гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; г) реактива Чугаева
5. Восстановить Fe_2O_3 до свободного металла может
- а) Zn ; б) Cu ; в) Ni ; г) Bi

2. Выходной контроль знаний студентов

Дисциплина завершается письменным экзаменом по окончании 1,2 семестров. Экзаменационные билеты включают все разделы изучаемого в I и II семестрах теоретического курса и соответствуют тематике лабораторных, практических занятий и РГР.

Образец экзаменационного билета

1 семестр

БИЛЕТ 1

1. Напишите формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
2. Масса $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа (н.у.) равна 2,35 г. Определите относительную молекулярную массу газа.
3. Может ли в стандартных условиях самопроизвольно протекать реакция: $\text{NO}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$.
4. В системе $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$, $\Delta\text{H} < 0$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении температуры?
5. Вычислить молярную концентрацию раствора фосфорной кислоты, содержащего 49 г H_3PO_4 в 100 г раствора ($\rho = 1,33 \text{ г/см}^3$).
6. К раствору NH_4OH прибавили серной кислоты. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции.
7. Укажите реакцию среды водных растворов солей: NaCl , ZnCl_2 . Составьте уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
8. К раствору нитрата серебра прибавили сероводородную кислоту. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции.
9. Какое из веществ: HCl , NiSO_4 , Na_2S взаимодействует с раствором серной кислоты? Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций.
10. Докажите амфотерный характер $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

2 семестр

1. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов с порядковым номером 14, 33. Назвать, указать положение в периодической системе (период, группа, подгруппа), принадлежность к семейству элементов (s, p, d, f), к металлам. Показать валентные электроны.
2. Щелочные металлы. Нахождение в природе. Физические свойства. Закономерности изменения химических свойств в подгруппе. Объясните, как изменяется сила оснований в ряду $\text{LiOH} - \text{NaOH} - \text{KOH} - \text{CsOH}$. Рассчитайте pH 0,1N раствора NaOH.
3. Строение атома азота, особенности строения молекулы азота.
4. Для следующих комплексных соединений определите величину заряда комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексобразователя; дайте классификацию по заряду комплексного иона; дайте название по рациональной номенклатуре: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$; $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; $\text{H}_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$
5. Изделие из луженого железа подвергается атмосферной коррозии. Составить схемы коррозионных гальванических элементов, Напишите электродные процессы, указать продукты коррозии.

Учебно-методическое обеспечение дисциплины

Основная литература

1. *Коровин Н. Е.* Общая химия: Учеб. для техн. Направлений и спец. вузов. – М.: Высш. шк., 2000. – 558 с.
2. *Глинка Н. Л.* Общая химия: Учеб. пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 704 с.
3. *Глинка Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
4. *Ахметов Н. С.* Общая и неорганическая химия: Учеб. – М.: Учеб. пособие. – М.: Высш. шк., 1998. – 473 с.
5. *Лурье Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии: Справ. изд. – М.: Химия., 1994. – 448 с.
6. *Рабинович В. А., Хавин З. Я.* Краткий химический справочник: – СПб.: Химия., 1994. – 342 с.
7. Общая химия в формулах, определениях, схемах: Учеб. пособие / Под ред. В. Ф. Тикавого. – Мн.: Университетское, 1996. - 528 с.
8. Гомза Т.В. Химия: Лабораторный практикум для студентов технических вузов: Учеб. пособие /Т. В. Гомза, Г.А.Филиппова, Е.В. Хромцова – Хабаровск: Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2002. – 103 с.
9. Термодинамическая и кинетическая характеристики химического процесса: Метод. указ. для самостоятельной работы студентов / Сост. В. А. Яргаева, Л. В. Сеничева - Хабаровск: Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2001. – 40 с.
10. Чекмарева Л.И. Характеристика растворов электролитов: Учеб. пособие / Л. И. Чекмарева, Ж. Н. Янковец, Е. В. Хромцова. – Хабаровск: Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2004. – 168 с.

11. Легкие конструкционные металлы: Метод. указ. к лабораторным работам по общей и неорганич. химии / Сост. Ж. Н. Янковец – Хабаровск: Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2004. – 16 с.
12. Тяжелые конструкционные металлы: Метод. указ. к лабораторным работам по общей и неорганич. химии / Сост. Ж. Н. Янковец – Хабаровск: Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2004. – 20 с.
13. Комплексные соединения: Метод. указ. к практическим занятиям / Сост. Ж. Н. Янковец. – Хабаровск: Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2006 – 21 с.

Дополнительная литература

1. *Степин Б. Д., Цветков А. А.* Неорганическая химия: Учебник для хим. и химико-технол. спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.
2. *Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г.* Лабораторные работы по химии: Учеб. пособие для техн. направ. и спец. вузов / Под ред. Н. В. Коровина. – М.: Высш. шк., 1998. – 256 с.
3. *Зайцев О. С.* Исследовательский практикум по общей химии: Учеб. пособие. – М.: Изд-во МГУ, 1994. – 480 с.
4. *Ерохин Ю. М., Фролов В. И.* Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие для средних спец. учебных заведений. – М.: Высш. шк., 1998. – 304 с.
5. Свойства неорганических соединений: Справ./ Под ред. А. И. Ефимова. – Л.: Химия, 1983. – 392 с.

Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для выполнения лабораторных работ используется набор химической посуды и реактивов. Для выполнения ряда лабораторных работ используются простые и оригинальные приборы, предложенные доцентом Н. В. Разумовым: прибор для получения оксида углерода (IV), прибор для газометрических измерений, калориметр.

Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Конкретная реализация программы включает лекции, лабораторные и практические занятия, индивидуальные занятия студентов с преподавателем и самостоятельную работу студентов.

Задача лекционного курса заключается в том, чтобы у студента сложилось целостное представление об основных этапах становления современной химии и ее структуре, об основных химических понятиях, законах и методах, о роли и месте химии в различных сферах человеческой деятельности.

Целью лекций является изложение теоретического материала и иллюстрация его примерами и наглядными демонстрационными опытами. Основным теоретическим результатам должны сопутствовать пояснения об их приложениях к другим разделам химии и к техническим наукам. Желательно также кратко излагать историю появления наиболее важных понятий и результатов.

На лекциях возможно предложение контрольных вопросов и упражнений, служащих для проверки усвоения теории;

Целью лабораторных и практических занятий является закрепление теоретического материала лекций, обучение работе в химической лаборатории как специфическому виду деятельности, сопряженному с рядом необходимых умений, развитие навыка планирования и выполнения эксперимента.

Важнейшей частью образовательной деятельности являются индивидуальные занятия с преподавателем. Как правило, они связаны с выполнением индивидуальных заданий, облеченных в форму расчетно-графических работ.

Самостоятельная работа предполагает, что: отдельные темы могут быть отнесены на самостоятельное изучение. Самостоятельная работа не расширяет существенно рамки программы, она призвана закрепить излагаемый на лекциях и практических занятиях материал, а также приучает студентов к самостоятельному овладению новым материалом.

Образовательный процесс построен по принципу интенсивной технологии обучения с предоставлением студенту возможности самостоятельного движения при наличии ориентационной основы деятельности, представляющей собой набор рабочих тетрадей для выполнения расчетно-графических работ и рабочий журнал для оформления лабораторных работ. Для подготовки к занятиям все студенты получают вопросы по данной теме, которые включены в «Лабораторный практикум», а также в различные методические пособия, разработанные на кафедре. Целостному восприятию учебного материала и его запоминанию способствуют систематизированные в графы, конспекты-схемы и таблицы основные положения теории.

Словарь терминов и персоналий

Атом – наименьшая частица химического элемента, обладающая его свойствами.

Аррениус С. А. (1859 – 1927). Шведский физико-химик, член Королевской шведской Академии Наук. Один из основоположников физической химии. Основные работы посвящены учению о растворах и кинетике химических реакций. На основании своих исследований, свидетельствовавших об увеличении электрической проводимости и активности растворов при их разбавлении, сформулировал вывод о самопроизвольном распаде молекул солей в растворе на заряженные частицы – ионы, т.е. высказал идею об электролитической диссоциации. Осуществил цикл работ по изучению зависимости между химическими свойствами растворов и их проводимостью и предложил всесторонне обоснованную теорию электролитической диссоциации, согласно которой активность и степень диссоциации электролитов на ионы уменьшаются с ростом концентрации их растворов. Впервые объяснил сущность температурной зависимости скорости реакций, выдвинув представление об активных, обладающих избыточной энергией и способных вступать в химическое взаимодействие молекулах, число которых экспоненциально возрастает с ростом температуры. Ввел понятие энергии активации и вывел уравнение зависимости константы

скорости реакции от фактора частоты столкновения молекул, температуры и энергии активации, ставшее одним из основных в химической кинетике (уравнение Аррениуса).

Вант – Гофф Я. Х. (1852 – 1911). Голландский химик. Один из основателей физической химии и стереохимии. Исследовал кинетику реакций и химическое сродство. Предложил классификацию химических реакций. Установил, что при повышении температуры на 10^0 скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза (правило Вант – Гоффа). Вывел одно из основных уравнений химической термодинамики – уравнение изохоры, выражающее зависимость константы равновесия от температуры и теплового эффекта, а также уравнение химической изотермы, выражающее зависимость химического сродства от константы равновесия реакции при постоянной температуре. Впервые предложил оценивать реакцию способность веществ с помощью константы скорости реакций, что переводило основной тезис структурной химии (о зависимости реакционной способности от строения) на количественные рельсы в рамках химической кинетики. Заложил основы количественной теории разбавленных растворов, показав, что растворенные вещества аналогичны веществам в газообразном состоянии и что к разбавленным растворам могут быть применены простые законы (включая закон Авогадро). Вывел закон осмотического давления (закон Вант – Гоффа).

Восстановители - атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны (процесс отдачи электронов называется окислением).

Гальванический элемент – химический источник тока. Состоит из двух полуэлементов (окислительно-восстановительных систем), соединенных между собой металлическим проводником. На каждом полуэлементе (часто называемом электродом) происходит полуреакция (электродный процесс). Процесс окисления осуществляется на аноде, а восстановления – на катоде. Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов (электродвижущая сила) двух окислительно-восстановительных систем, соединенных между собой.

Гесс.Г. И. (1802-1850). Русский химик, академик Петербургской Академии Наук. Один из основоположников термодинамики. Выдвинул (1840) положение, согласно которому величины тепловых эффектов реакции могут служить мерой химического сродства. Открыл (1840) основной закон термодинамики – закон постоянства количества теплоты, согласно которому тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояний реагирующих веществ, а не от числа стадий процесса (закон Гесса). Установил (1840), что при смешении нейтральных солевых растворов тепловой эффект отсутствует (закон термодинамики). Показал, что при нейтрализации грамм – эквивалента любой сильной кислоты сильным основанием всегда выделяется одинаковое количество теплоты.

Гиббс Дж. У. (1839 – 1903). Американский физик и физикохимик, член Национальной АН США. Один из основоположников химической термодинамики. Разработал (1875 – 1878) теорию химических потенциалов. Изучил (1875) условия равновесия гетерогенных систем и сформулировал (1876) правило, со-

гласно которому в равновесной гетерогенной системе число фаз не может превышать числа компонентов системы, увеличенного на два (правило фаз). Предложил (1878) графическое изображение состояния трёхкомпонентной системы (треугольник Гиббса). Заложил основы термодинамики поверхностных явлений и электрохимических процессов.

Гидролиз солей – процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, сопровождающийся изменением pH раствора.

Закон Бойля-Мариотта. Закон, согласно которому произведение объёма данной массы идеального газа на его давление постоянно при постоянной температуре.

Закон действия масс. Закон, согласно которому при постоянной температуре скорость элементарной гомогенной реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам этих веществ в уравнении реакции.

Закон Ломоносова-Лавуазье (сохранения массы). Закон, согласно которому сумма масс исходных веществ равна сумме масс продуктов реакции.

Закон постоянства состава. Один из основных законов химии, утверждающий, что состав индивидуального сложного вещества не зависит от способа его получения; в настоящее время установлено, что он применим главным образом к газам и жидкостям.

Закон Авогадро. Закон, согласно которому в равных объёмах идеальных газов при одинаковой температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Закон периодический Д. И. Менделеева. Основной закон химии, гласящий, что свойства химических элементов, а потому и формы и свойства образуемых ими соединений, находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Законы Фарадея. 1. Закон, согласно которому количество вещества, прореагировавшего на электроде при пропускании постоянного электрического тока, пропорционально количеству прошедшего электричества. 2. Закон, согласно которому при постоянном количестве электричества, пропущенного через электрод, массы прореагировавших на нём веществ пропорциональны их химическим эквивалентам.

Законы Рауля. 1. Основной закон идеальных растворов, согласно которому относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворённого вещества. 2. Следствие из закона Рауля 1, согласно которому понижение температуры кристаллизации растворителя из раствора прямо пропорционально моляльности раствора и коэффициенту диссоциации растворённого вещества. 3. Следствие из закона Рауля (1.), согласно которому повышение температуры кипения растворителя го раствора прямо пропорционально моляльности раствора и коэффициенту диссоциации растворённого вещества.

Комплексные соединения -- вещества, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные комплексные ионы (или молекулы), способные к

самостоятельному существованию как в растворе, так и в кристаллическом состоянии.

Молекула - наименьшая частица химического вещества, обладающая его свойствами и способная существовать самостоятельно.

Молекулярность реакции характеризует число частиц, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия.

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных элементарных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов, эквивалентов и т. д.), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Молярная масса (M) – масса 1 моль вещества, представляет собой отношение массы m этого вещества к его количеству n : $M = m/n$ кг/моль (или г/моль).

Молярный объем (V_M) – объем 1 моль газа в нормальных условиях (н. у.), составляет 22,4 л

Окислители – атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны (процесс принятия электронов называется восстановлением).

Окислительно-восстановительные реакции протекают с изменением степени окисления элементов.

Порядок реакции (общий, суммарный) – сумма показателей степеней при концентрациях реагирующих веществ в уравнении скорости реакции.

Постоянная Авогадро (N_A) – равна числу структурных единиц в 1 моль любого вещества и составляет $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$.

Потенциал ионизации – наименьшее напряжение электрического поля, при котором происходит отрыв электрона.

Правило Дюлонга и Пти. Эмпирическое правило, согласно которому для всех элементов в кристаллическом состоянии теплоёмкость моля вещества при постоянном объёме не зависит от температуры и приблизительно равна 25 Дж/моль·К.

Правило Вант-Гоффа. Приближенное правило, согласно которому при повышении температуры на 10°C константа скорости химической реакции увеличивается в 2-4 раза.

Правило Хунда. Правило, устанавливающее, что для данной электронной конфигурации атома или молекулы наименьшей энергией будет обладать состояние с максимальной мультиплетностью.

Принцип Паули. Принцип, согласно которому в атоме не может быть даже двух электронов, характеризующихся одинаковым набором всех квантовых чисел.

Принцип Ле Шателье. Правило, гласящее, что если на систему, находящуюся в термодинамическом равновесии, воздействовать извне, изменяя какой-либо из параметров, определяющих положение равновесия, в системе усилится то направление процесса, которое ослабляет влияние внешнего воздействия.

Принцип недостижимости абсолютного нуля. Следствие третьего начала термодинамики, устанавливающее невозможность в конечном числе операций понизить температуру какой-л. системы или её части до абсолютного нуля.

Растворы – гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух и более компонентов. Условно компоненты раствора делятся на растворенные вещества и растворитель.

Сродство к электрону – энергия, необходимая для присоединения электрона к нейтральному атому.

Теория активных столкновений. Теория химической кинетики, согласно которой химические реакции осуществляются в результате столкновения тех активных частиц, которые обладают благоприятным для протекания реакции сочетанием внутримолекулярных движений; скорость таких реакций пропорциональна числу активных столкновений в единицу времени.

Теория -- система идей той или иной области знания, науки или её раздела, удовлетворительно объясняющая в течение некоторую времени явления, составляющие предмет этой области знания, науки или её раздела.

Теория активированного комплекса. Теория химической кинетики, согласно которой скорость реакции определяется скоростью распада на продукты реакции активированного комплекса-частицы, образующейся в элементарном акте из реагентов.

Термохимические уравнения – это химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции и агрегатное состояние реагентов и продуктов.

Уравнение Клапейрона - Менделеева. Уравнение состояния для идеального газа.

Уравнение Аррениуса. Уравнение, устанавливающее зависимость константы скорости реакции от абсолютной температуры.

Уравнение кинетическое реакции. Уравнение, устанавливающее зависимость скорости химической реакции от концентрации веществ-участников реакции при постоянной температуре.

Уравнение Нёрнста. Уравнение, связывающее электродвижущую силу и электродные потенциалы с активностями участников электрохимических реакций, протекающих в гальванических элементах.

Уравнение состояния. Уравнение, связывающее давление, объём и температуру однородной системы в состоянии термодинамического равновесия.

Уравнение стехиометрическое. Уравнение химической реакции, записанное с соблюдением правил стехиометрии.

Уравнение химической реакции. Форма записи химической реакции посредством химических символов, численных коэффициентов и символических знаков.

Фаза – часть системы, отличающаяся по своим физическим или химическим свойствам от других частей системы и отделенная от них поверхностью раздела, при переходе через которую свойства системы резко меняются.

Химический эквивалент (Э) – это реальная или условная частица, которая может присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Экзотермические реакции – реакции, протекающие с выделением теплоты.

Электродный потенциал – разность (скачок) потенциалов, возникающая между металлом и жидкой фазой.

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. При электролизе энергия электрического тока превращается в химическую энергию, т. е. осуществляется процесс, обратный по характеру происходящему в гальваническом элементе.

Электролитическая диссоциация (ионизация) – процесс распада электролита на ионы под действием молекул растворителя.

Электроотрицательность – условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны.

Электрохимия изучает механизм возникновения электродных потенциалов, их количественное определение, процессы, которые сопровождаются возникновением электрического тока или вызваны электрическим током.

Элементы-аналоги – элементы, расположенные в одной подгруппе, имеют одинаковую электронную конфигурацию одноименных оболочек при разных значениях главного квантового числа и поэтому проявляющие сходные химические свойства.

Эндотермические реакции – реакции, протекающие с поглощением теплоты.

Энергия ионизации – минимальная энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от невозбужденного атома.