

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 Химии

« ХИМИЯ »

Утверждена научно-методическим советом университета для университета
для направлений подготовки (специальностей) в области воспроизводства и
переработки лесных ресурсов

Специальность 250201.65 « Лесное хозяйство »

Хабаровск 2007 г.

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 составил: Хекало 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

Прекдседатель УМК _____ 200_ г _____
Подпись дата Ф.И.О.

Директор института _____ 200_ г _____
Подпись дата Ф.И.О.

(декан факультета)

Цели и задачи дисциплины

Химия – одна из фундаментальных естественных наук, знания которой необходимо для успешной производственной и творческой деятельности современного инженера любого уровня и направления специальности. В процессе изучения химии человек получает представление о структуре материи, её свойствах и формах движения. Современный инженер ежедневно встречается с проявлениями общих законов и закономерностей химии. Глубокое понимание химических и физических процессов, протекающих в природе и технике, поможет специалисту использовать задачи, связанные со свойствами и получением технических материалов, а также решением вопросов, связанных с проблемами окружающей среды.

Требования к уровню освоения содержания дисциплины

После изучения химии специалист должен знать основные понятия, законы и теории химии. Должен владеть навыками самостоятельного проведения химических экспериментов, уметь оценить принципиальную возможность того или иного химического процесса, обобщить полученные результаты. После прохождения курса специалист должен иметь опыт работы с химической справочной литературой, уметь проводить простые технокимические расчеты, определить оптимальные условия проведения химического процесса, должен иметь представление о химии координационных соединений, методах качественного и количественного анализа, коллоидно-дисперсных системах и об электрохимических системах.

Требования к обязательному минимуму содержания и уровню подготовки соответствуют требованиям Государственного образовательного стандарта для специальности 250201.65 «Лесное хозяйство».

Объем дисциплины и виды учебной работы

Таблица 1

Наименование	По учебным планам основной траектории обучения	
	С максимальной трудоемкостью	
Общая трудоемкость дисциплины	По ГОС	218
	По УП	238
Изучается в семестрах	1,2,	
Виды итогового контроля по семестрам		
Зачет	1	
Экзамен	2	
Курсовой проект (КП)		
Курсовая работа (КР)		
Виды итогового контроля самостоятельной работы без отчетностей		
Расчетно-графические работы (РГР)	1,2	
Реферат (РФ)		
Домашние задания (ДЗ)	1,2	
Аудиторные занятия:		
Всего	119	
В том числе: лекции (Л)	68	
Лабораторные работы (ЛР)	51	
Практические занятия (ПЗ)		
Самостоятельная работа		
Общий объем часов (С2)	119	
В том числе: на подготовку к лекциям	34	
на подготовку к ЛР	34	
на подготовку к ПЗ		
на выполнение КП		
на выполнение КР		
на выполнение РГР	51	
на написание РФ		
на выполнение ДЗ		
на экзаменационную сессию		

Содержание дисциплины

Разделы дисциплины и виды занятий и работ для специальности ЛХ

Таблица 2

№	Раздел дисциплины	Л	ЛР	РГР	ДЗ
1.	Основные химические закономерности	*	*		
2.	Термодинамика	*	*	*	
3.	Равновесие	*	*		
4.	Кинетика	*	*	*	
5.	Растворы электролитов	*	*	*	
6.	Химия комплексных соединений	*	*	*	*
7.	Основы аналитической химии	*	*	*	*
8.	Основы коллоидной химии	*	*	*	
9.	Коллигативные свойства	*		*	
10.	Электрохимические процессы	*		*	

Лабораторный практикум

Таблица 3

№ п/п	№ раздела	Наименование лабораторной работы
1.	1	Изучение кислотно-основных свойств и методов получения неорганических веществ
2.	1	Определение молярной массы эквивалента металла
3.	2	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации
4.	3,4	Химическая кинетика и равновесие
5.	5	Сравнение силы электролитов. Равновесия в растворах электролитов
6.	2	Изучение действия катализаторов на основные характеристики реакции
7.	5	Гетерогенные равновесия в водных растворах электролитов.
8.	5	Изучение процесса гидролиза солей
9.	1	Окислительно – восстановительные реакции
10.	6	Комплексные соединения
11.	7	Количественный анализ катионов
12.	7	Разделение катионов методом хроматографии
13.	7	Определение концентрации раствора методом титрования
14.	7	Определение содержания меди в растворе фотоэлектроколориметрическим методом
15.	8	Получение и изучение свойств лиофобных зольей
16.	8	Определение порога коагуляции лиофобных зольей
17.	8	Периодические реакции в студнях

Практические занятия - отсутствуют

Расчетно–графическая работа

Цель расчетно–графической работы – применение полученных теоретических знаний для выполнения вычислений и осмысление их результатов, связанных с характеристиками химических процессов, происходящих в природе и технике.

Задачами выполнения РГР являются:

- привитие студентами навыков самостоятельной работы с конспектами, учебниками, справочной литературой;
- формирование и развитие умения логически строить решение задачи и мотивированно представлять ответ на поставленные вопросы;
- развитие способности к обобщению полученных результатов и прогнозированию поведения различных химических систем и возможных воздействий на них с конкретной практической целью.

В течении каждого семестра выполняется одна расчетно-графическая работа.

В I семестре выполняется РГР, состоящая из серии многовариантных задач по темам I семестра:

- 1). периодические изменение свойств элементов и их соединений, включаются задачи о зависимости кислотно-основных свойств, окислительно-восстановительных свойств соединений от положения элементов в периодической системе, периодичность изменения степеней окисления элементов;
- 2). термодинамика, кинетика, равновесие – задачи предполагают расчеты термодинамических функций, построение энтальпийных диаграмм, графиков, таблиц; в расчетах используются элементы дифференциального и интегрального исчисления; применяются принципы основного закона химического равновесия к воздействию на систему концентрации, температуры, давления
- 3). свойства растворов электролитов – задачи включают расчет рН растворов, расчет различных видов концентраций, расчет возможности образования осадков;
- 4).химическая связь, строение молекул, химия комплексных соединений – включены вопросы, иллюстрирующие влияние природы химической связи на химические и физические свойства соединений, предсказание формы молекулы и комплексных ионов с позиции теории отталкивания валентных электронных пар и метода валентных связей.

Во II семестре выполняется расчетно-графическая работа, состоящая из серии задач по темам II семестра:

- 1.) Методы количественного анализа – расчет состава соединения, обработка результатов химического анализа, расчеты гравиметрических и титриметрических методов;
- 2.) Коллигативные свойства растворов – включают расчеты температур кристаллизации и кипения растворов, осмотического давления;
- 3.) Электрохимические процессы – расчет электродвижущей силы, образование гальванического элемента, определение направления окислительно - восстановительных реакций, разряд частиц на электродах при электролизе в растворах и в расплавах;
- 4.) Коллоидно–дисперсные системы – включают задачи об оптических, кинетических, механических свойствах таких систем, определение порога коагуляции, определение знака заряда коллоидной частицы.

2.10 **Реферат** – отсутствует

2.11 Домашние задания

Включают в себя подготовку к лекциям, лабораторным работам.

2.12.Контроль знаний студентов

Включает вопросы текущего контроля знаний и вопросы выходного контроля.

Текущий контроль знаний проводится после изучения каждого раздела дисциплины, представляет собой многовариантные наборы вопросов по пройденному материалу. Например, билет по разделу «Растворы электролитов»:

Билет №1

1. Слабый электролит распадается на ионы ...
2. Какая кислота сильнее: H_2CO_3 или HCO_3^- ?
3. Укажите стрелкой смещение равновесия ионизации NH_4OH :

фактор	смещение
1. + NaOH	
2. + NH_4NO_3	
3. нагревание	
4. разбавление	

4. Напишите выражение для $K_1 \text{H}_2\text{Se}$
5. Пример влияния природы растворителя на величину $K_{\text{ион}}$.
6. В виде каких частиц существует хром:
 - а) в кислой среде
 - б) в щелочной среде
7. Пример влияния примеси (постороннего вещества) на растворимость.
8. Записать выражение для ПР вещества $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
9. Перечислите, какие частицы есть в растворе H_2SiO_3 .

10. Чем меньше концентрация соли, тем соль гидролизуется ...
11. Чем слабее гидролизуется соль, тем... рН раствора соли отличается от 7
12. Если соль гидролизуется и по катиону, и по аниону, то рН раствора такой соли ...
13. Соль не гидролизуется, если она образована ...

Текущий контроль также проводится в форме устного опроса студентов при сдаче отчетов по лабораторным работам и при защите РГР.

Выходной контроль имеет форму экзамена, который студенты сдают в конце II семестра. Экзаменационные билеты состоят из трех вопросов по теоретическому курсу и из шести задач. Приводится пример экзаменационного билета.

Билет №1

1. Предмет химии. Связь химии с другими науками естественно-математического цикла.
2. Донорно-акцепторное взаимодействие. Дентатность лигандов (на примере NH_3 , Cl^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$). Методы получения комплексных соединений.
3. Гравиметрический метод анализа. Основные операции гравиметрии.
4. Рассмотрите таблицу стандартных электродных потенциалов для элемента хлора. В какой среде; кислой, нейтральной или щелочной – ион Cl^- является более сильным восстановителем?
5. В концентрированном растворе NaCl красные кровяные шарики сморщиваются (плазмолиз), а в воде набухают (гемолиз). Объясните эти явления.
6. Если капнуть несколько капель молока в стакан с водой и посмотреть сквозь него на светящуюся лампочку, лампочка покажется красновато-желтой. Если же посмотреть на отраженный от стакана свет, он будет голубым. Объясните наблюдаемое различие цветов.
7. Какую навеску Fe_3O_4 следует взять для получения 1,0 г Fe_2O_3 ? Ответ: 0,97г
8. Составьте уравнения реакций получения комплексов в водном растворе:
а) $\text{CuSO}_4(\text{T}) + \text{NaOH}(\text{изб}) \rightarrow$
б) $\text{HgJ}_2(\text{T}) + \text{HJ}(\text{изб}) \rightarrow$
Укажите степень окисления комплексообразователя и координационное число.
9. Чему равна средняя скорость химической реакции, если концентрация одного из реагентов в начальный момент времени равна 1,2 моль/л, а через 50 минут стала равной 0,3 моль/л?

2.14 Контроль самостоятельной работы студентов – заочников

Этот вид контроля проводится по результатам выполнения контрольной работы. В каждом семестре студенты заочники выполняют одну контрольную работу.

В I семестре контрольная работа состоит из 10 задач согласно номеру варианта в учебном издании:

Химия: методические указания, программы, решение типовых задач, программированные вопросы для самопроверки и контрольные задания для студентов-заочников инженерно-технических (нехимических) специальностей вузов / И.Л. Шиманович. – 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2003. – 128с.

Во II семестре контрольная работа состоит из наборов многовариантных задач по темам аналитической, коллоидной и электрохимии.

Учебно-методическое обеспечение дисциплины

Основная литература.

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов – М.: Интеграл – Пресс, 2002. – 728с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. – М.: Высш. шк., 2003 – 560с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб, пособие для нехим. спец. вузов – М.: Интеграл – Пресс, 2002. – 240с.

Дополнительная литература

1. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. А.А.Равделя, А.М. Пономаревой – СПб: Специальная литература, 1999. – 232с.
2. Васильев В.П. Практикум по аналитической химии: Учеб пособие для вузов. – М.: Химия, 2000. – 328с.
3. Практикум по коллоидной химии: Учебное пособие /Под ред. М.И. Гельфмана. – СПб.: Издательство «Лань», 2005. – 256с.
4. Гомза Т.В., Филиппова Г.А., Хромцова Е.В. Химия. Лабораторный практикум для студентов технических вузов. –Хабаровск, Изд-во Хаб. гос. техн. ун-та, 2002, 104 с.
5. Рабинович В.А., Хавин З.Я. Краткий химический справочник: Справ. изд. /Под ред. А.А. Потехина и А.И. Ефимова. – СПб.: Химия, 1994. 432с.

Лабораторная работа №1

« Изучение кислотно–основных свойств и методов получения неорганических веществ »

Задание: изучить кислотно-основные свойства и методы получения типичных представителей основных классов неорганических соединений.

Исполнение: освоение основных методов синтеза неорганических соединений, примеры оформления лабораторного журнала, написание наблюдений, физических и химических свойств веществ, выводов по проведённым опытам. Предсказание кислотно-основных свойств веществ на основе закономерностей положения элемента в ПСЭ.

Оснастка: нет

Оценка: составить отчет о результатах экспериментов согласно предложенному плану.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №2

« Определение молярной массы эквивалента металла »

Задание: освоить газометрический метод изучения химических процессов на примере определения молярной массы эквивалента металла.

Исполнение: собрать и проверить на пригодность к эксперименту газометрическую установку, проделать опыт определения молярной массы эквивалента металла.

Оснастка: газометрическая установка.

Оценка: табулировать данные эксперимента, рассчитать опытную величину молярной массы эквивалента, рассчитать относительную ошибку определения.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №3

« Определение теплового эффекта реакции нейтрализации »

Задание: освоить методику экспериментального определения теплового эффекта реакции на примере нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Исполнение: собрать простейшую калориметрическую установку, измерить Δt опыта, рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации.

Оснастка: калориметрическая установка

Оценка: используя справочные данные, рассчитать тепловой эффект, энтропию, энергию Гиббса заданной химической реакции. Построить энтальпийную диаграмму. Получить опытное значение теплового эффекта реакции, рассчитать относительную ошибку определения, указать причины значительного отклонения опытной величины от истинного значения.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №4

« Химическая кинетика и равновесие »

Задание: изучить зависимость скорости химической реакции и равновесия в химической системе от концентрации реагирующих веществ и температуры.

Исполнение: изучить на примере модельной реакции зависимость скорости реакции от концентраций и от температуры. Продемонстрировать использование принципа Ле – Шателье для объяснения смещения равновесия химической реакции.

Оснастка: секундомер

Оценка: результаты и расчеты табулировать, построить графики зависимости скорости реакции от концентрации реагентов и от температуры. Определить порядок реакции по реагентам, рассчитать температурный коэффициент реакции.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №5

« Сравнение силы электролитов. Равновесие в растворах электролитов »

Задание: познакомиться с экспериментальными методами изучения силы электролитов, изучить гомогенные равновесия в растворах электролитов и причины их смещения.

Исполнение: использование принципа Ле–Шателье для объяснения смещения равновесия ионизации, изучение влияния одноименного иона, изучение условий реакций ионного обмена, аналитические сигналы осуществления реакций ионного обмена. Влияние силы электролита на степень прохождения реакций.

Оснастка: нет

Оценка: табулировать результаты эксперимента. Предсказать на основании принципа Ле-Шателье смещение равновесий и направление протекания реакций.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №6

« Изучение действия катализаторов на основные характеристики реакции »

Задание: изучить действие катализаторов на скорость реакции, тепловой эффект. Изучить влияние природы катализатора и массы катализатора на скорость реакции. Подтвердить следствие из закона Гесса.

Исполнение: изучить влияние природы катализатора на скорость и тепловой эффект реакции. Изменяя массу катализатора, исследовать это изменение на скорость реакции. Провести реакции, подтверждающие следствие из закона Гесса и составить циклы Гесса.

Оснастка: секундомер, калориметр.

Оценка: табулировать опытные данные, построить график зависимости скорости реакции от массы катализатора. Составить циклы Гесса.

Время выполнения работы: 4 часа

Лабораторная работа №7

«Гетерогенные равновесия в водных растворах электролитов»

Задание: изучить условия получения осадков, условия изменения состава осадков.

Исполнение: изучить условия использования реакций ионного обмена в аналитических целях (как основу гравиметрического анализа); изучить условия образования осадка, рассчитать ПКИ и сравнить с ПР; исследовать условия превращения одного малорастворимого вещества в другое малорастворимое вещество.

Оснастка: нет

Оценка: на основе предварительных расчетов и опытных данных составить таблицу, иллюстрирующую условия образования осадка.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №8

«Изучение процесса гидролиза солей»

Задание: изучить процесс гидролиза солей разных типов и влияние различных факторов на степень гидролиза.

Исполнение: используя универсальный индикатор, определить рН растворов различных солей. Изучить влияние природы слабого электролита, образующего соль, на рН раствора соли. Рассчитать константу и степень гидролиза соли. Исследовать влияние температуры и разбавления на степень гидролиза соли. Исследовать явление совместного гидролиза солей.

Оснастка: универсальная индикаторная бумага.

Оценка: по результатам эксперимента составить отчет о явлении гидролиза солей и влиянии на него различных факторов.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №9

«Окислительно-восстановительные реакции»

Задание: изучить влияние кислотности среды, электродных потенциалов реагирующих веществ на направление окислительно-восстановительной реакции.

Исполнение: предсказать направление, признаки протекания заданной окислительно-восстановительной реакции. Провести окислительно-восстановительную реакцию. Освоить метод электронного (или ионно-электронного) баланса.

Оснастка: нет

Оценка: составить таблицу – описание физических свойств реагентов и продуктов реакции. Уравнять реакцию методом электронного (или ионно-электронного) баланса.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №10

« Комплексные соединения »

Задание: изучить комплексные соединения элемента согласно номеру варианта.

Исполнение: получить комплексные соединения заданного элемента, изучить физические и химические свойства комплексных соединений. Изучить влияние кислотности среды на устойчивость комплексных соединений. Сравнить химические свойства комплексов и двойных солей (кристаллогидратов) заданного элемента. Изучить влияние растворителя на свойства комплексных соединений. Изучить аналитические реакции обнаружения данного элемента.

Оснастка: нет

Оценка: по результатам эксперимента написать реферат – отчет о свойствах комплексных соединений заданного элемента.

Время выполнения работы: 4 часа

Лабораторная работа №11

« Качественный анализ катионов »

Задание: изучить реакции обнаружения катионов в растворах.

Исполнение: изучить качественные реакции на присутствие катионов в водном растворе.

Оснастка: нет

Оценка: в исследуемом растворе обнаружить присутствие катионов, написать уравнения химических реакций.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №12

« Разделение катионов методом хроматографии »

Задание: освоить метод бумажной хроматографии для разделения смеси катионов, освоить методы аналитического определения катионов.

Исполнение: получить бумажную хроматограмму, идентифицировать катионы, определить содержание катионов в заданном растворе.

Оснастка: камера для хроматографии, набор реактивов для идентификации катионов.

Оценка: получить бумажную хроматограмму, обнаружить катионы, написать уравнения химических реакций.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №13

« Определение концентрации раствора методом титрования »

Задание: определить содержание сильной кислоты или сильного основания методом кислотно-основного титрования.

Исполнение: титриметрическим методом определить содержание вещества в растворе.

Оснастка: установка для титрования.

Оценка: табулировать результаты опытов, рассчитать опытное значение концентрации заданного вещества, рассчитать относительную ошибку определения.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №14

« Определение содержания меди в растворе фотоэлектроколориметрическим методом »

Задание: изучить устройство и методику работы фотоэлектроколориметра, определить содержание меди в растворе в виде аммиачного комплекса.

Исполнение: фотометрическим методом определить содержание меди в растворе.

Оснастка: фотоэлектроколориметр.

Оценка: табулировать результаты опытов, построить калибровочный график, определить содержание меди в растворе, рассчитать относительную ошибку определения.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №15

« Получение и изучение свойств лиофобных золей »

Задание: основные методы получения лиофобных золей, определить знак заряда коллоидных частиц, описать оптические свойства полученных золей.

Исполнение: получить заданные лиофобные золи, наблюдать отражение и преломление света коллоидными системами, разными методами определить знак заряда коллоидных частиц.

Оснастка: прибор для электрофореза.

Оценка: описание хода эксперимента, уравнения химических реакций, формулы мицелл получаемых зольей.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №16

« Определение порога коагуляции лиофобных зольей »

Задание: освоить методику титриметрического метода определение порога коагуляции зольей.

Исполнение: титриметрическим методом определить порог коагуляции заданного золя, сравнить экспериментальные результаты с правилом Шульце – Гарди и законом 6-й степени.

Оснастка: титриметрическая установка

Оценка: табулировать результаты опыта, рассчитать пороги коагуляции и сравнить с правилом Шульце – Гарди и законом 6-й степени.

Время выполнения работы: 2 часа

Лабораторная работа №17

« Периодические реакции в студнях »

Задание: освоить методы получения студней. Наблюдать особенности химических реакций в студнях.

Исполнение: получить заданный студень, провести в нем химическую реакцию, отметить и объяснить причины отличий химических реакций в студнях по сравнению с реакциями в истинных растворах.

Оснастка: нет

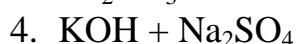
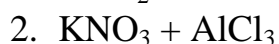
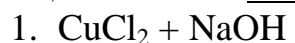
Оценка: получить студни, кратко описать методику проведения опыта, отметить и объяснить особенности химических реакций в студнях.

Время выполнения работы: 2 часа

Составитель: Хекало Т.В.

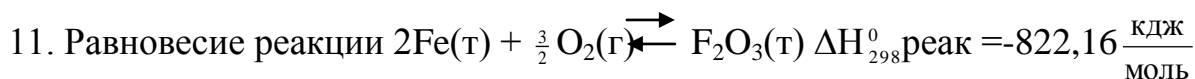
Тесты по химии для студентов специальности ЛХ « Лесное хозяйство »

1. Реакция является необратимой при взаимодействии растворов:



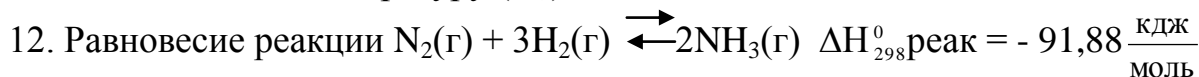
2. Реакция является обратимой при взаимодействии растворов:
1. $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3$
 2. $\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
 3. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2$
 4. $\text{HNO}_3 + \text{NaCl}$
3. Реакция $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$ является необратимой, так как :
1. образуется газ
 2. образуется осадок
 3. образуется слабый электролит
 4. не образуются никакие вещества из перечисленных выше.
4. Реакция $\text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$ является обратимой, так как
1. образуется газ
 2. образуется осадок
 3. образуется слабый электролит
 4. не образуются никакие вещества из перечисленных выше.
5. Одновременно в растворе не могут находиться ионы:
1. Na^+ и Cl^-
 2. Ag^+ и NO_3^-
 3. Ba^{+2} и SO_4^{2-}
 4. K^+ и PO_4^{3-}
6. В каком ряду все соли подвергаются гидролизу:
1. $\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_3$
 2. $\text{AlCl}_3, \text{ZnSO}_4$
 3. $\text{CuCl}_2, \text{KBr}$
 4. $\text{KNO}_3, \text{AgNO}_3$
7. В каком ряду все соли не подвергаются гидролизу:
1. $\text{CrCl}_3, \text{CuSO}_4$
 2. $\text{NaCl}, \text{Na}_2\text{S}$
 3. KJ, KNO_2
 4. NaCl, KJ
8. Раствор соли имеет $\text{pH} < 7$ (кислую среду)
1. NaCl
 2. ZnCl_2
 3. K_2S
 4. $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$
9. Раствор какой соли имеет $\text{pH} > 7$ (щелочную среду)
1. AgNO_3
 2. K_2CO_3
 3. K_2SO_4
 5. AlCl_3
10. Раствор какой соли имеет $\text{pH} = 7$ (нейтральную среду)
1. K_2CO_3
 2. Na_2S
 3. NaCl

4. CuCl_2



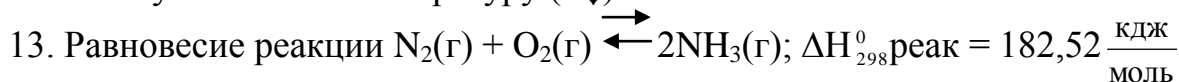
смещается слева направо (\rightarrow), если:

1. понизить общее давление ($p \downarrow$)
2. ввести катализатор
3. повысить температуру ($T \uparrow$)
4. понизить температуру ($T \downarrow$)



смещается справа налево (\leftarrow), если

1. ввести катализатор
2. увеличить общее давление ($p \uparrow$)
3. уменьшить общее давление ($p \downarrow$)
4. уменьшить температуру ($T \downarrow$)



несмещается (\rightleftharpoons), если

1. увеличить общее давление ($p \uparrow$)
1. повысить температуру ($T \uparrow$)
2. уменьшить концентрацию NO
3. понизить температуру ($T \downarrow$)

14. Равновесие любой реакции не смещается, если:

1. ввести катализатор
2. изменить давление
3. изменить температуру
4. изменить концентрацию реагента (или продукта)

15. При нагревании легко разлагается оксид:

1. $\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO}$; $\Delta H_{\text{реак}} = -600 \text{ КДЖ/МОЛЬ}$
2. $\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnO}$; $\Delta H_{\text{реак}} = -357 \text{ КДЖ/МОЛЬ}$
3. $\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H_{\text{реак}} = -286 \text{ КДЖ/МОЛЬ}$
4. $\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$; $\Delta H_{\text{реак}} = +82,01 \text{ КДЖ/МОЛЬ}$

16. Только одно утверждение является верным:

1. повышение температуры увеличивает скорость реакции, в которой участвуют газы
2. повышение температуры увеличивает скорость любой реакции
3. повышение температуры увеличивает скорость реакции, идущей с поглощением теплоты
4. повышение температуры увеличивает скорость реакции, идущей с выделением теплоты.

17. Если про реакцию известно, что она самопроизвольна, при чем

$\Delta G_{298}^{\circ} \text{ реак} \gg 0$, то сделать её самопроизвольной:

1. поможет увеличение температуры
2. сможет введение катализатора
3. поможет увеличение концентрации реагентов
4. не сможет ничто на свете

18. Зависимость скорости v любой реакции от температуры:

19. Если известно, что при увеличении температуры на 10° скорость реакции увеличилась в 3 раза, то при увеличении температуры на 20° скорость возрастёт:

1. в 30 раз
2. в 6 раз
3. в 9 раз
4. в 4 раза

20. Если известно, что при увеличении температуры на 10° от 25° С до 35° С скорость реакции увеличилась в 3 раза, то, чтобы скорость увеличить в 27 раз, нужно повысить начальную температуру:

1. на 20°
2. на 30°
3. в 2 раза
4. в 3 раза

Составитель: ХекалоТ.

2.18 Словарь терминов и персоналий.

Гесс Герман Иванович (7.08. 1802 – 12.12.1850)

Русский химик, академик Петербургской Академии Наук. Работал в Женеве. Окончил Дерптский университет (доктор медицины, 1825). Совершенствовал образование в Стокгольмском университете. С 1830 профессор Петербургского технологического института, в 1832 – 1849 - Петербургского горного института.

Один из основоположников термохимии. Выдвинул (1840) положение, согласно которому величины тепловых эффектов реакции могут служить мерой химического сродства. Открыл (1840) основной закон термохимии – 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 термонеutrальности). Показал, что при нейтрализации грамм – эквивалента любой сильной кислоты сильным основанием всегда выделяется одинаковое количество теплоты.

Автор учебника «Основание чистой химии» (1831), выдержавшего 7 изданий. Впервые в России предложил (1849) систематику химических элементов.

Гиббс Джозайя Уиллард (11.02.1839 – 28.04.1903)

Американский физик и физикохимик, член Национальной АН США (с 1879). Родился в Нью – Хейвене. Окончил Йельский университет (1858, доктор философии, 1863). В 1863 – 1866 преподавал в Йельском колледже. Совершенствовал образование в Сорбонне и Коллеж де Франс в Париже, в Берлинском и Гейдельбергском университетах. С 1871 профессор Йельского университета.

Один из основоположников химической термодинамики. Разработал (1875 – 1878) теорию химических потенциалов. Изучил (1875) условия равновесия гетерогенных систем и сформулировал (1876) правило, согласно 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.

Аррениус Сванте Август (19.02.1859 – 2.10.1927)

Шведский физикохимик, член Королевской шведской Академии Наук. Родился в имении Вейк (близ Упсалы). Окончил Упсальский университет. Совершенствовал образование в Физическом институте Королевской шведской АН в Стокгольме. Работал в Упсальском университете. Работал в Рижском политехническом институте в лаборатории Р.Ф. Оствальда, в университетах Вюрцбурга и Граца, в Амстердамском университете в лаборатории Я.Х. Вант – Гоффа, в Стокгольмском университете (с 1895 профессор, с 1897 – ректор). В 1905 – 1927 директор Нобелевского института в Стокгольме.

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. Ввёл 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).

Ряд работ посвятил космологии и астрофизике.

Член многих академий наук, иностранный член – корреспондент Петербургской Академии Наук, почетный член Академии наук СССР. Нобелевская премия по химии за 1903г.

Вант – Гофф Якоб Хендрик (30.08.1852 – 1.03.1911).

Голландский химик. Родился в Роттердаме. Окончил Политехническую школу в Делфте. Совершенствовал образование в Лейденском и Боннском (у Ф.А. Кекуле) университетах, Высшей медицинской школе в Париже (у Ш.А. Вюрца) и в Утрехтском университете (доктор философии, 1874). Профессор Амстердамского и Берлинского университетов.

Один из основателей физической химии и стереохимии. Рассмотрев различные случаи оптической изомерии органических соединений, одновременно с Ж.А.Ле Белем и независимо от него сформулировал основные положения теории пространственного расположения атомов в молекулах органических соединений, лежащей в основе современной стереохимии. Исследовал кинетику реакций и химическое сродство. Предложил классификацию химических реакций. Установил, что при повышении температуры на 10^0 скорость реакции увеличивается в 2 – 4раза (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.

Опубликовал работу «Очерки химической динамики», в которой сформулировал основные постулаты химической кинетики. Впервые предложил оценивать реакционную 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). Распространил свои представления о растворах на однородные твердые смеси, заложив основы теории твердых растворов.

Член ряда Академий Наук. Иностраный член – корреспондент Петербургской Академии Наук. Нобелевская премия по химии за 1901г.