

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
ФГБОУ ВО «Бурятский государственный университет»  
Колледж

Утверждена на заседании  
Ученого совета колледжа  
22 марта 2019 г.  
Протокол №6

Рабочая программа дисциплины

**Введение в физическую химию**

Специальность

18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений

Квалификация

Форма обучения  
очная

Улан-Удэ  
2019

## Пояснительная записка

### Цели освоения дисциплины

- овладение базисными знаниями физической химии как теоретического фундамента современной химии;
- понимание смысла основных законов, областей применения этих законов, их принципиальных возможностей при решении конкретных задач.

Преподавание данного курса предшествует преподаванию неорганической, аналитической и органической химии и призвано, ознакомив студентов с основными законами химии, подготовить их к осознанному изучению этих дисциплин.

### Место дисциплины в структуре образовательной программы

Данная дисциплина входит Обще профессиональный цикл

### Планируемые результаты обучения по дисциплине.

#### В результате освоения дисциплины студент должен:

##### Знать:

основы современных теорий в области физической химии и способы их применения для решения теоретических и практических задач в различных областях химии.

##### Уметь:

применять основные положения и понятия физической химии; устанавливать соответствие между признаками и их определениями; решать основные типы задач; самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии.

### Планируемые результаты освоения образовательной программы:

- ПК 1.1. - Оценивать соответствие методики задачам анализа по диапазону измеряемых значений и точности.

Соотнесение планируемых результатов обучения по дисциплине с планируемыми результатами освоения образовательной программы содержится в Паспорте компетенций по образовательной программе и фонде оценочных средств по дисциплине.

### Объем дисциплины в зачетных единицах с указанием количества часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем и на самостоятельную работу обучающихся

Общая трудоемкость дисциплины составляет 0 зачетные единицы, 0 часа.

№ Название разделов дисциплины	Лекция	Лабораторная работа	Самостоятельная работа
Семестр 6	14	42	12
1 Модуль I. Частицы.	2	10	2
2 Модуль II. Взаимодействие частиц.	2	8	4
3 Модуль III. Общая теория	4	8	2

№	Название разделов дисциплины	Лекция	Лабораторная работа	Самостоятельная работа
	химического равновесия.			
4	Модуль IV. Равновесия в растворах.	4	8	2
5	Модуль V. Кинетика химических реакций.	2	8	2

## Тематическое планирование курса

Модуль I. Частицы.

Семестр 6

### Строение атома. Основные понятия и определения.

*Лекция.* 2 ч. Введение. Опытные факты, послужившие основанием для разработки моделей строения атома: планетарной (ядерной), квантовой (Н.Бора) и квантово-механической; описание указанных моделей. Элементарные частицы, образующие атом: электрон, протон, нейтрон. Их масса, заряд, спин. Атомное ядро. Атомный номер. Элемент. Атомная масса элемента. Атомные единицы массы. Изотопы. Массовое число изотопа. Стабильные изотопы и их распространенность в природе.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Техника безопасности и правила поведения в химической лаборатории. Пересчет единиц измерения энергии (Дж/моль, эВ, эрг, Дж). Определение числа протонов и нейтронов по заряду ядра элемента. Расчет средневзвешенной атомной массы и изотопного состава природной смеси элемента. Расчет и объяснение дефекта массы при образовании нуклидов из энергии связи и наоборот.

### Радиоактивность.

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Задания по модулю 1, часть 1.1. Атомное ядро.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Радиоактивные изотопы. Естественная радиоактивность. Радиоактивные ряды. Закон радиоактивного распада. Период полураспада. Искусственная радиоактивность. Метод меченых атомов. Синтез новых элементов. Определение типов радиоактивного распада, запись ядерных реакций. Применение закона радиоактивного распада.

### Атом водорода.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Состояние электрона в атоме водорода. Волновая функция электрона. Атомные орбитали. Энергетические уровни. Квантовые числа и их допустимые значения. Переходы между энергетическими уровнями. Формула Планка. Спектр атома водорода. s-, p-, d- и f-состояния. Форма электронного облака для s- и p-состояний. Выполнение задания по модулю 1, часть 1.2. Атом.

### Многоэлектронные атомы.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Входной контроль знаний студентов. Состояние электрона в многоэлектронном атоме. Межэлектронное взаимодействие. Принцип Паули. Порядок заполнения атомных орбиталей. Электронные конфигурации атомов и периодическая система элементов. Спаренные и неспаренные электроны. Правило Хунда. Потенциал ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность и ее шкала. Возбужденные и ионизованные атомы. Гибридные атомные орбитали. Энергетические характеристики атома. Энергетические диаграммы реакций. Расчет энергии электрона. Составление электронных конфигураций атомов и ионов с указанным зарядом. Определение общего числа валентных электронов и числа неспаренных электронов. Расчеты потенциала ионизации и сродства к электрону. Графическое представление гибридных атомных орбиталей.

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Задания по модулю 1, часть 1.2. Атом.

### **Химическая связь.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Качественная квантово-механическая трактовка химической связи. Химическая связь в ионе  $H_2^+$ . Потенциальная кривая молекулы. Молекулярные орбитали. Длина связи. Энергия связи. Двухэлектронные связи. Ковалентность атомов. Взаимная ориентация гибридных орбиталей типа  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $d^2sp^3$ . Углы между связями в многоатомных молекулах. Многоцентровые молекулярные орбитали. Электронодефицитные частицы. Сопряженные кратные связи. Комплексные соединения. Характеризация геометрии молекул. Построение энергетических диаграмм молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и молекулярных ионов. Двухатомные частицы: ионы и молекулы, состоящие из элементов I и II периодов. Энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей. Правила заполнения молекулярных орбиталей электронами. Кратность (порядок) связи. Геометрия молекул с точки зрения гибридизации и метода отталкивания валентных электронных пар. Выполнение задания по модулю 1, часть 1.3. Молекула. Определение порядка связи в молекуле по характеру заполнения электронами МО. Установление зависимости между порядком связи и энергией связи, ее длиной. Различение пара- и диамагнитных молекул.

Модуль II. Взаимодействие частиц.

Семестр 6

### **Электрические и магнитные свойства молекул.**

*Самостоятельная работа.* 2 ч. Задания по модулю 2. Взаимодействие частиц.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Полярные молекулы. Дипольный момент химической связи. Зависимость дипольного момента молекулы от полярности связей и геометрии молекул. Поляризуемость химических связей и молекул. Диэлектрическая постоянная. Магнитный момент частиц. Парамагнетизм и диамагнетизм. Определение полярности связи. Распределение электрического заряда в молекуле. Определение наличия или отсутствия электрического дипольного момента у молекулы. Вычисление величины дипольного момента в молекуле. Сравнение поляризуемости в рядах соединений. Отличия диамагнитных и парамагнитных частиц.

### **Состояние многоатомных частиц.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Типы движений и степени свободы частицы. Энергетические уровни поступательного, вращательного и колебательного движений частицы. Закон о равномерном распределении энергии по степеням свободы. Внутреннее вращение и конформация молекул. Определение числа поступательных, вращательных и колебательных степеней свободы для частиц.

### **Нековалентные взаимодействия.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Нековалентные взаимодействия – фактор, приводящий к переходу в конденсированное состояние. Определение взаимодействия (типов связей), существующих внутри и между частицами (молекулами, атомами, ионами) в веществах. Сравнение энергии типов нековалентных взаимодействий с энергией ковалентной связи. Ван-дер-Ваальсовы радиусы атомов.

### **Физические методы исследования строения вещества.**

*Лекция.* 2 ч. Электромагнитное излучение и вещество. Энергия, частота, длина волны и волновое число электромагнитного излучения. Спектры поглощения и испускания атомов и молекул. Электронная и колебательная спектроскопия. Спектроскопия электронного парамагнитного резонанса (ЭПР) и ядерного

магнитного резонанса (ЯМР). Физическая сущность и информативность методов: электронной спектроскопии, колебательной и вращательной спектроскопий, магнитной радиоспектроскопии, рентгеноструктурного анализа.

*Самостоятельная работа.* 2 ч. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия – универсальный тип межмолекулярных взаимодействий. Молекулярные твердые тела и жидкости. Задания по модулю 2. Взаимодействие частиц.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Расчеты на взаимосвязь энергии кванта с длиной волны, частотой, волновым числом электромагнитного излучения. Определение разрешенных переходов между состояниями частиц макросистемы. Пространственные модели молекул. Конденсированное состояние с водородными связями. Ковалентные и ионные кристаллы.

Модуль III. Общая теория химического равновесия.

Семестр 6

### **Состояния макроскопических систем.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Фаза. Гомогенные и гетерогенные системы. Система (открытая, закрытая, изолированная). Параметры состояния. Уравнения состояния. Процесс (обратимый и необратимый; равновесный и неравновесный). Интенсивные и экстенсивные величины. Функция состояния. Стандартные условия. Расчеты параметров идеального и реального газов по уравнениям состояния Менделеева - Клапейрона и Ван-дер-Ваальса.

### **Термодинамическое описание химического процесса.**

*Лекция.* 2 ч. Первый закон термодинамики. Работа расширения при различных процессах. Энтальпия. Закон Гесса. Стандартные теплоты образования и теплоты сгорания веществ. Теплоемкость. Уравнение Кирхгофа. Способы вычисления теплового эффекта реакции, энтальпий образования веществ, пользуясь законом Гесса и его следствиями. Комбинирование термохимических уравнений. Задания по модулю 3. Общая теория химического равновесия.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Расчет теплоты, работы и изменения внутренней энергии при протекании различных термодинамических процессов. Расчет средней теплоемкости вещества в некотором температурном интервале из уравнения зависимости теплоемкости от температуры. Расчеты тепловых эффектов реакций при различных температурах по уравнению Кирхгофа. Расчеты энтальпии, энтропии, энергии Гиббса реакции из справочных значений. Определение направления самопроизвольного протекания реакции.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Изменения энтропии для различных термодинамических процессов. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса, энергия Гельмгольца). Химический потенциал. Направление процесса и условия равновесия.

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Условия равновесия системы для изобарно-изотермического и изохорно-изотермического процессов. Условия самопроизвольного протекания процессов. Задания по модулю 3. Общая теория химического равновесия.

### **Общая теория химического равновесия.**

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Стехиометрическое уравнение химического процесса. Уравнение изотермы химической реакции. Произведение реакции и константа равновесия. Задания по модулю 3. Общая теория химического равновесия.

*Лекция.* 2 ч. Нахождение предельного значения химической переменной. Расчеты константы равновесия ( $K_p$  и  $K_c$ ) из стандартных термодинамических данных.

Расчеты равновесного состава системы из константы равновесия и начального состава.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Закон действующих масс. Принцип Ле-Шателье. Изотерма химической реакции. Связь стандартного изменения энергии Гиббса реакции с константой равновесия. Связь константы равновесия со стандартным значением изменения энергии Гиббса. Равновесие в гетерогенных реакциях. Влияние концентрации, давления и температуры на состояние химического равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение Вант-Гоффа).

Модуль IV. Равновесия в растворах.

Семестр 6

### **Растворы.**

*Лекция.* 2 ч. История развития взглядов на природу растворов. Идеальный, предельно разбавленный, реальный растворы. Химический потенциал компонента и его зависимость от состава раствора. Активность. Коэффициент активности. Законы Рауля и Генри. Осмотическое давление. Отклонения от законов Рауля и Вант-Гоффа растворов электролитов. Коэффициент активности. Ионная сила раствора. Уравнение Дебая-Хюккеля.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Парциальные молярные величины и свойства раствора. Давления насыщенного пара компонента над раствором. Растворимость газов в жидкости. Осмотическое давление по уравнению Вант-Гоффа. Определение температур замерзания и кипения разбавленных растворов, молекулярной массы растворенного вещества и концентрации растворов по криоскопическим и эбулиоскопическим данным.

### **Кислотно-основное равновесие.**

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Кислоты и основания. Сопряженная пара кислота-основание. Константа ионизации (кислотности и основности). Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода (рН). Гидролиз солей. Константа гидролиза. Буферные растворы. Уравнение Гендерсона. Свойства буферных растворов. Многоступенчатая диссоциация. Задания по модулю 4. Равновесия в растворах.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Расчет коэффициентов активностей. Расчеты степени и константы диссоциации слабого электролита Расчеты рН.

### **Равновесие между труднорастворимым соединением и его ионами в растворе.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Произведение растворимости. Растворимость. Влияние рН на процессы растворения и осаждения труднорастворимых солей и гидроксидов. Выполнение задания по модулю 4. Равновесия в растворах. Расчет растворимости труднорастворимой соли. Расчет ПР труднорастворимой соли по стандартным термодинамическим данным для веществ и ионов.

### **Окислительно-восстановительное равновесие.**

*Лекция.* 2 ч. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Стандартный потенциал электрода и сила окислителя. Уравнение Нернста.

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Задания по модулю 4. Составление уравнений химических реакций, протекающих в гальваническом элементе по приведенной схеме элемента. Составление схемы гальванического элемента, по приведенному уравнению протекающей в нем реакции. Равновесия в растворах.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Расчеты ЭДС гальванического элемента. Расчет константы равновесия химической реакции по величине стандартных электродных потенциалов. Гальванические элементы. ЭДС гальванического элемента, её связь с

энергией Гиббса процесса. Направление процесса и условие равновесия. Электроды первого и второго рода. Некоторые типы электродов (каломельный и хлорсеребряный, стеклянный). Величины электродных потенциалов по уравнению Нернста для электродов различных типов.

Модуль V. Кинетика химических реакций.

Семестр 6

### **Основные понятия химической кинетики.**

*Лекция.* 2 ч. Скорость химической реакции. Кинетическая кривая реакции. Порядок реакции. Константа скорости. Механизм реакции. Элементарные (простые) и сложные реакции. Необратимые (односторонние) и обратимые реакции. Кинетическое уравнение. Время полупревращения.

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Задания по модулю 5. Кинетика химических реакций.

*Лабораторная работа.* 2 ч. Определение порядков химических реакции (частных и общих) по экспериментальным данным. Определение скорости реакции по основному закону химической кинетики. Определение константы скорости по экспериментальным данным. Определение времени полупревращения вещества.

### **Элементарные химические реакции.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Молекулярность химической реакции. Поверхность потенциальной энергии. Энергетический барьер реакции. Активированный комплекс. Температурная зависимость константы скорости (уравнение Аррениуса). Энергия активации. Соотношение между константами скорости прямой и обратной реакции. Соотношение между энергиями активации прямой и обратной реакций. Задачи, которые могут решаться с помощью уравнений кинетических кривых.

*Самостоятельная работа.* 1 ч. Задания по модулю 5. Кинетика химических реакций. Оценка влияния температуры на скорость химической реакции по правилу Вант-Гоффа и по уравнению Аррениуса. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя по экспериментальным данным (уравнение Аррениуса).

### **Теории элементарного акта химической реакции.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Основные положения теории активированного комплекса и теории столкновений.

### **Сложные химические реакции.**

*Лабораторная работа.* 2 ч. Каталитические реакции. Катализатор. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм химической реакции. Обратимые реакции. Параллельные и последовательные реакции. Задания по модулю 5. Кинетика химических реакций. Сопряженные химические реакции. Свойства сопряженных реакций. Химическая индукция. Основные теории неразветвленных цепных реакций. Зарождение, продолжение, обрыв цепи. Разветвленные цепные реакции. Основное уравнение кинетики цепных реакций. Некоторые кинетические особенности цепных реакций. Иницирование и ингибирование цепных реакций.

**БРС**

Семестр	Контрольные точки	Баллы
---------	-------------------	-------

6 Текущий контроль в разделе «Модуль I. Частицы.»

Посещение

0.5

Семестр	Контрольные точки	Баллы
	Активная работа на семинаре	2
	Контрольная работа	5
	Решение комплектов задач	4
	Конспект	0.5
6	<b>Текущий контроль</b> в разделе «Модуль II. Взаимодействие частиц.»	
	Посещение	0.5
	Активная работа на семинаре	2
	Контрольная работа	5
	Решение комплектов задач	4
	Конспект	0.5
6	<b>Текущий контроль</b> в разделе «Модуль III. Общая теория химического равновесия. »	
	Посещение	0.5
	Активная работа на семинаре	2
	Контрольная работа	5
	Решение комплектов задач	4
	Конспект	0.5
6	<b>Текущий контроль</b> в разделе «Модуль IV. Равновесия в растворах. »	
	Посещение	0.5
	Активная работа на семинаре	2
	Контрольная работа	5
	Решение комплектов задач	4
	Конспект	0.5
6	<b>Текущий контроль</b> в разделе «Модуль V. Кинетика химических реакций. »	
	Посещение	0.5
	Активная работа на семинаре	2
	Контрольная работа	5
	Решение комплектов задач	4
	Конспект	0.5
6	<b>Экзамен</b>	
	Экзамен	40

---

Итого за семестр 6: 100

**Учебно-методическое и информационное обеспечение учебного процесса**

**Образовательные технологии (в том числе на занятиях, проводимых в интерактивных формах).**



Лекции: информационные, с элементами беседы, дискуссии, лекции с привлечением технических средств обучения.

Практические занятия: опрос теоретического материала, самостоятельная работа студентов под контролем преподавателя, проверка, комментарии и разбор домашних заданий, тестирование, письменные контрольные работы, групповое решение расчетных задач.

### **Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине**

По данной дисциплине разработано учебно-методическое обеспечение для самостоятельной работы обучающихся и размещено в электронной информационно-образовательной среде университета (личном кабинете студента).

### **Учебно-методические материалы, в том числе методические указания для обучающихся по освоению дисциплины**

### **Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине**

По данной дисциплине разработан фонд оценочных средств, содержащий перечень компетенций, с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы; описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания; типовые контрольные задания и материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы; методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

- [ФОС ФХВВ.doc](#)

### **Список литературы**

Перечень основной и дополнительной литературы, необходимой для освоения дисциплины.

#### Основная

1. [Физическая химия](#)/Ю. Я. Харитонов. —Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2013. —608 с. Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970423905.html>
2. Ипполитов Е. Г. Физическая химия: учебник для вузов по спец. 032300 "Химия"/Е. Г. Ипполитов, А. В. Артемов, В. В. Батраков ; под ред. Е. Г. Ипполитова. —: Академия, 2005. —446 с.

#### Дополнительная

1. [Физическая химия](#)/Попова А.А., Попова Т.Б.. —Москва: Лань", 2015  
Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?p11\\_id=63591](http://e.lanbook.com/books/element.php?p11_id=63591)

2. [Физическая химия. Поверхностные явления и дисперсные системы](#)/Морачевский А.Г.. —Москва: Лань", 2015  
Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?p11\\_id=64335](http://e.lanbook.com/books/element.php?p11_id=64335)

**Перечень ресурсов информационно-коммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины**

Федеральный портал. Российское образование. <http://www.edu.ru/>  
Российский образовательный портал. <http://www.school.edu.ru/default.asp>  
Естественный научно-образовательный портал. <http://www.en.edu.ru/>  
Информационно-коммуникационные технологии в образовании. <http://www.ict.edu.ru/>  
Российский портал открытого образования. <http://www.openet.edu.ru/>  
Федеральный портал. Российское образование. <http://www.edu.ru/>

**Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (при необходимости)**

Microsoft Office (Access, Excel, Power Point, Word и т.д.)  
Портал электронного обучения БГУ [e.bsu.ru](http://e.bsu.ru)  
Личный кабинет преподавателя или студента БГУ <http://my.bsu.ru/>  
Федеральное интернет-тестирование: проекты «Интернет-тренажеры в сфере профессионального образования» и «Федеральный интернет-экзамен в сфере профессионального образования»  
База данных «Университет»  
Электронные библиотечные системы: Руконт, издательство «Лань», Консультант студента

**Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине**

Проведение лекционных и семинарских занятий:  
ноутбук, проектор, экран, пульт для презентаций с указкой, доска, мел, наглядные и справочные материалы и таблицы.  
Проведение лабораторных занятий:  
вытяжной шкаф, лабораторные столы и стулья, демонстрационные и справочные материалы, инструкции и таблицы, наборы реактивов и химической посуды, тигли фарфоровые и алундовые, ступки яшмовые, технохимические весы, аналитические весы, муфельная печь, сушильные шкафы, аппарат Киппа, прибор для определения температуры плавления, Периодическая система элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости кислот и оснований, штативы лабораторные, микроскоп поляризационный ПОЛАМ РП-1, вакуум-насосы, пикнометры, водяные и песчаные бани, магнитные мешалки, фотоколориметр ФЭК-51, рН-метры, плитки электрические малогабаритные, термометры спиртовые и ртутные лабораторные, спиртовки в металлической оправе.

Автор: Базаров Баир Гармаевич

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей и аналитической химии от 20 февраля 2019 г. Протокол №6.

Рабочая программа одобрена на заседании Учебно-методической комиссии Колледж от 15 марта 2019 г. Протокол №6.

Вопросы к экзамену/зачету

по физической химии: введение

1. Элементарные частицы, составляющие атом. Атомное ядро. Изотопы.
2. Радиоактивный распад, виды распада. Основные характеристики радиоактивных ядер.
3. Радиоактивные ряды. Метод меченых атомов.
4. Атом водорода. Квантовые числа.
5. Атомные орбитали.
6. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Правило Хунда.
7. Электронные конфигурации атомов и теоретическое обоснование периодической системы элементов.
8. Возбужденные и ионизированные атомы. Потенциал ионизации и сродство к электрону.
9. Гибридные атомные орбитали, их типы и их взаимная ориентация.
10. Многоатомные частицы – молекулы, молекулярные ионы и свободные радикалы, комплексы.
11. Молекулярные орбитали. Связывающая и разрыхляющая орбитали.
12. Двухатомные частицы.  $\sigma$  - и  $\pi$  - связи.
13. Энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей.
14. Ковалентность атомов. Способы изменения ковалентности.
15. Углы между связями в многоатомных молекулах. Подходы к объяснению геометрии молекул.
16. Многоцентровые молекулярные орбитали.
17. Сопряженные кратные связи.
18. Распределение электрического заряда в молекуле. Факторы, влияющие на распределение заряда.
19. Поляризуемость заряда. Поляризация вещества и диэлектрическая постоянная.

20. Степени свободы многоатомных частиц.
21. Нековалентные взаимодействия. Вандерваальсовы взаимодействия. Типы молекулярных сил. Водородная связь.
22. Состояния макроскопических систем. Газы и жидкости.
23. Твердое тело, кристаллы. Рентгеноструктурный анализ.
24. Электромагнитное излучение и вещество. Электронная спектроскопия.
25. Колебательная спектроскопия.
26. Параметры состояния и уравнение состояния.
27. Основные характеристики химического процесса. Способ нахождения стехиометрических коэффициентов.
28. Химическая переменная. Форма записи стехиометрических уравнений. Гомогенные и гетерогенные химические реакции.
29. Скорость химических реакций. Закон действия масс.
30. Химическое равновесие. Константа равновесия, произведение реакции.
31. Изменение экстенсивных свойств в изобарно-изотермическом процессе.
32. Внутренняя энергия и ее изменение в макроскопическом процессе.
33. Условия равновесия и направление процесса.
34. Химический потенциал компонента раствора и его зависимость от состава.
35. Фазовые равновесия растворов.
36. Осмотическое давление.
37. Тепловые эффекты химических реакций.
38. Уравнение изотермы химических реакций.
39. Зависимость константы равновесия от температуры.
40. Кислоты и основания. Кислотно-основное равновесие. Концентрация ионов водорода.
41. Многоступенчатая диссоциация.
42. Окислительно-восстановительные процессы.
43. Электродные потенциалы. Типы электродов.

## Экзаменационные билеты/вопросы к зачету

по физической химии: введение

наименование дисциплины (модуля)

ФГБОУ ВПО «Бурятский государственный университет»

кафедра неорганической и органической химии

### Экзаменационный билет № 1

1. Элементарные частицы, составляющие атом.
2. Уравнения состояния идеального и реальных газов.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 2

1. Атомное ядро. Изотопы.
2. Первый закон термодинамики.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 3

1. Радиоактивный распад, виды распада. Основные характеристики радиоактивных ядер.
2. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 4

1. Радиоактивные ряды. Метод меченых атомов.
2. Зависимость теплот реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 5

1. Атом водорода. Квантовые числа.
2. Второй закон термодинамики. Его формулировки. Неравенство Клаузиуса.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 6

1. Основные этапы теории строения атома.
2. Энтропия.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 7

1. Атомные орбитали.
2. Фундаментальное уравнение Гиббса.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 8

1. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Правило Хунда.
2. Характеристические функции и их свойства.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 9

1. Электронные конфигурации атомов и теоретическое обоснование периодической системы элементов.
2. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 10

1. Возбужденные и ионизированные атомы. Потенциал ионизации и сродство к электрону.
2. Определение идеальных растворов.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 11

1. Гибридные атомные орбитали, их типы и их взаимная ориентация.
2. Неидеальные растворы.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 12

1. Молекулярные орбитали. Связывающая и разрыхляющая орбитали.
2. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 13

1. Двухатомные частицы.  $\sigma$  - и  $\pi$  - связи.
2. Условия химического равновесия. Различные формы записи констант равновесия и связь между ними.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 14

1. Энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей.
2. Закон действующих масс и его термодинамический вывод. Изотерма химической реакции.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 15

1. Ковалентность атомов. Способы изменения ковалентности.
2. Зависимость константы равновесия от температуры.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 16

1. Углы между связями в многоатомных молекулах. Подходы к объяснению геометрии молекул.
2. Уравнение Аррениуса.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 17

1. Многоцентровые молекулярные орбитали.
2. Гальванический элемент на примере элемента Даниэля-Якоби.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 18

1. Сопряженные кратные связи.
2. Уравнение Нернста.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 19

1. Распределение электрического заряда в молекуле. Факторы, влияющие на распределение заряда.
2. Энергия Гиббса.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 20

1. Степени свободы многоатомных частиц.
2. Первый закон термодинамики.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 21

1. Состояния макроскопических систем. Газы и жидкости.
2. Второй закон термодинамики.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 22

1. Электромагнитное излучение и вещество. Электронная спектроскопия.
2. Энтропия.
3. Задача.

#### Экзаменационный билет № 23

1. Колебательная спектроскопия.
2. Изотерма химической реакции.
3. Задача

#### Экзаменационный билет № 24

1. Метод молекулярных орбиталей (гомогенные и гетерогенные двухатомные частицы).
2. Основы рентгеноструктурного анализа.
3. Задача.



### Экзаменационный билет № 25

1. Метод валентных связей.
2. Параметры состояния и уравнение состояния.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 26

1. Основные характеристики химического процесса.
2. Твердое тело. Кристаллы.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 27

1. Способ нахождения стехиометрических коэффициентов.
2. Внутренняя энергия.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 28

1. Дипольные моменты связей.
2. Форма записи стехиометрических уравнений.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 29

1. Атом водорода.
2. Гомогенные и гетерогенные химические реакции.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 30

1. Химическая связь. Виды химических связей.
2. Скорость химических реакций. Закон действия масс.
3. Задача.

### Экзаменационный билет № 31

1. Геометрия молекул.
2. Химическое равновесие. Константа равновесия, произведение реакции.
3. Задача.

### **Критерии оценки устного ответа студента на экзамене:**

**«отлично» /31-40 баллов** - за глубокое и полное овладение содержанием учебного материала, в котором студент легко ориентируется, понятийным аппаратом, за умение связывать теорию с практикой, решать практические задачи, высказывать и обосновывать свои суждения. Отличная отметка предполагает грамотное, логичное изложение ответа (как в устной, так и письменной форме), качественное внешнее оформление;

**«хорошо» /21-30 баллов** - если студент полно освоил учебный материал, владеет понятийным аппаратом, ориентируется в изученном материале, осознанно применяет знания

для решения практических задач, грамотно излагает ответ, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности;

**«удовлетворительно» /11-20 баллов** - если студент обнаруживает знание и понимание основных положений учебного материала, но излагает его неполно, непоследовательно, допускает неточности в определении понятий, в применении знаний для решения практических задач, не умеет доказательно обосновывать свои суждения;

**«неудовлетворительно» /1-10 баллов** - если студент имеет разрозненные, бессистемные знания, не умеет выделять главное и второстепенное, допускает ошибки в определении понятий, искажает их смысл, беспорядочно и неуверенно излагает материал, не может применять знания для решения практических задач.

### Типовые задачи к экзамену/зачету

1. Используя потенциал ионизации атома лития в основном состоянии, найти энергию ионизации возбужденного состояния, если возбуждение ( $2s \rightarrow 2p$ ) происходит при облучении светом с длиной волны  $\lambda = 670,8$  нм.
2. Рассчитать  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  при температуре 298 К для следующей реакции  $N_2 + 3 H_2 = 2 NH_3$ .
3. Вычислить частоту минимального по энергии кванта света, при действии которого произойдет диссоциация молекулы  $Cl_2$ . Какой области спектра соответствует это излучение?
4. Вычислить количество теплоты, выделяющееся при взаимодействии  $P_4O_{10}$  (кр) с 16,8 г  $CaO$  (кр) при 298 К.
5. Длина диполя  $HCl$  равна  $0,22 \cdot 10^{-10}$  м. Вычислить дипольный момент.
6. Вычислить потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор  $AgJ$ . При какой концентрации  $Ag^+$  потенциал электрода будет равен нулю? ( $IP(AgJ) = 10^{-16}$ ).
7. Межъядерное расстояние в молекуле  $CO$  равно 1,282 Å. Вычислить приведенную массу и момент инерции этой молекулы.

8. Определите направление протекания реакции и равновесный состав:  
 $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} = 2\text{HCl}_{(\text{r})}$ , начальные давления компонентов:  $p^\circ(\text{H}_2)=3\text{атм}$ ,  
 $p^\circ(\text{Cl}_2)=1\text{ атм}$ ,  $p^\circ(\text{HCl})=1\text{ атм}$ ,  $\Delta^\circ G_{\text{T}}/RT = \ln 2$ .
9. Для реакции  $\text{A}_{2(\text{r})} + 5/2\text{B}_{2(\text{r})} = \text{A}_2\text{B}_{5(\text{r})}$  константа равновесия  $K_p=10^{-2}$ . В каком направлении пойдет процесс, если исходные парциальные давления компонентов равны:  $p^\circ(\text{A}_2)=2$ ,  $p^\circ(\text{B}_2)=1$ ,  $p^\circ(\text{A}_2\text{B}_5)=3\text{ атм}$ .
10. Определите концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  в 0,01М растворе гидроксида аммония, если константа диссоциации составляет  $1,77 \cdot 10^{-5}$ .
11. Рассчитайте  $\Delta H^\circ_{298}$  и  $\Delta U$  системы:  $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} = 4\text{HCl} + \text{O}_2$ , если  $\Delta H^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O}) = -241,84\text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H^\circ_{298}(\text{HCl}_{\text{r}}) = -92,3\text{ кДж/моль}$ .
12. Предложить обоснованные варианты геометрического строения частиц:  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SeF}_4$ ,  $\text{HSCN}$ ,  $\text{NO}_2^-$ .
13. Вращательный спектр  $\text{HBr}$  состоит из ряда линий, отстоящих друг от друга по оси абсцисс на  $17\text{ см}^{-1}$ . Найти межъядерное расстояние  $\text{HBr}$ .
14. Рассчитать  $C_p$  газов  $\text{Ar}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  при комнатной температуре.
15. В двух одинаковых баллонах находятся одинаковые массы азота и кислорода при температуре  $27^\circ\text{C}$ . До какой температуры следует нагреть один из баллонов, чтобы давления в них сравнялись?
16. При  $1000^\circ\text{C}$  константа равновесия реакции  $\text{FeO} + \text{CO} \Leftrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$  равна 0,5. Каковы равновесные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации этих веществ составляли:  $[\text{CO}]=0,05\text{ моль/л}$ ,  $[\text{CO}_2]=0,01\text{ моль/л}$ ?
17. Предложить обоснованные варианты геометрического строения частиц:  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PF}_5$ .
18. Для проведения гомогенной газовой реакции при  $1000\text{ К}$  ( $\text{A} + 2\text{B} = \text{D} + \text{C} + 2\text{E}$ ) были взяты газы  $\text{A}$  и  $\text{B}$ , парциальные давления которых равны  $p^\circ(\text{A})=1\text{ атм}$ ,  $p^\circ(\text{B})=1\text{ атм}$ . В состоянии равновесия общее давление

газовой смеси составило 2,4 атм. Вычислить константы равновесия  $K_p$  и  $K_c$ .

19. Чему равно изменение внутренней энергии и энтальпии 1 моля  $H_2$  при увеличении объема в 2 раза, если в исходном состоянии газ находился в стандартных условиях, а расширение производилось а) изотермически, б) изобарно?

20. Рассчитать  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  при температуре 298 К для реакции  $C$  (графит) +  $H_2O$  (г) =  $CO$  +  $H_2$ .

21. Излучение с длиной волны 428 нм взаимодействует с неподвижным атомом водорода в состоянии с  $n=3$ , и выбивает из него электрон. Чему равна скорость электрона?

22. Гальванический элемент состоит из двух электродов:

$Ni$  в 0,01 М растворе  $Ni(NO_3)_2$   $E^\circ_{Ni^{2+}/Ni} = -0,250$  В,

$Cu$  в 0,02 М растворе  $Cu(NO_3)_2$   $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = -0,337$  В.

Определить ЭДС и стандартную ЭДС элемента,  $\Delta G$  и  $\Delta G^\circ$ .

23. Рассчитать давление 20 г азота в закрытом объеме (1 л) при 25°C, применяя уравнения состояния а) идеального газа, б) Ван-дер-Ваальса.

24. Рассчитать  $K_p$  при 900 К для реакции  $MnO$  (кр) +  $CO$  (г) =  $Mn$  (кр) +  $CO_2$  (г). При каком отношении  $p(CO_2)/p(CO)$  реакция пойдет в обратном направлении?

25. Определить частоту излучения при переходе электрона с уровня  $n=3$  на уровень  $n=1$  а) в атоме водорода, б) в ионе  $He^+$ .

26. Из стандартных теплот сгорания определить стандартную энтальпию реакции:  $CH_3OH$  (ж) +  $O_2$  (г) = 2  $CH_2O$  + 2  $H_2O$  (г).

27. Термодинамическая вероятность состояния системы изменилась в миллион раз. На сколько при этом изменилась энтропия? Можно ли измерить это изменение?

28. В какую сторону сместится равновесие реакции  $\text{Be (кр)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{г}) = \text{BeO (кр)}$  при повышении температуры? Энтальпия сублимации BeO равна 719 кДж/моль.
29. Рассчитать  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  при температуре 298 К для реакции  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ .
30. Момент инерции молекулы  $\text{CO}_2$  равен  $71,67 \cdot 10^{-47} \text{ кг} \cdot \text{м}^2$ . Вычислить длину связи C=O.
31. В каком направлении пойдет процесс  $\text{PCl}_5 (\text{г}) = \text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$  при  $200^\circ\text{C}$ , если начальные парциальные давления компонентов равны:  $p^\circ(\text{PCl}_5)=1$ ,  $p^\circ(\text{PCl}_3)=5$ ,  $p^\circ(\text{Cl}_2)=2$  атм.

## Вопросы для самоподготовки

### МОДУЛЬ 1. ЧАСТИЦЫ

#### АТОМНОЕ ЯДРО

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

Протон, нейтрон, электрон, позитрон (их масса, заряд, спин). Атомная единица массы. Элемент. Массовое число. Атомный номер. Дефект массы. Изотоп. Атомная масса элемента. Ядерные реакции. Радиоактивный распад.

*Уметь:*

определять число протонов и нейтронов по заряду ядра, элемента; рассчитывать средневзвешенную атомную массу и изотопный состав природной смеси элемента;

рассчитывать и объяснять дефект массы при образовании нуклидов из энергии связи и наоборот;

записывать ядерные реакции.

#### АТОМ

*Знать и понимать:*

опытные факты, послужившие основанием для разработки моделей строения атома: планетарной (ядерной), квантовой (Н.Бора) и квантово-механической; на качественном уровне указанные модели.

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

Вероятность и плотность вероятности обнаружения электрона в заданной области. Волновая функция, её физический смысл. Атомная орбиталь. Квантовые числа: главное, орбитальное (побочное), магнитное, спиновое. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии. Первое правило Хунда. Правила Клечковского. Электронная конфигурация атомов и ионов. Периодическая система элементов. Потенциал ионизации. Сродство к электрону.

*Уметь:*

объяснять физический смысл волновой функции электрона;

изображать угловую часть АО: 1s, 2p, 3d;

составлять электронные формулы (конфигурации), электронно-графические схемы (диаграммы) атомов по заряду их ядер и определять квантовые числа электронов;

устанавливать положение элемента в Периодической системе и электронный тип (s-, p-, d- и f-элемент) по строению электронной оболочки;

объяснять закономерности в изменении величин энергии ионизации и сродства к электрону атомов в периодах и подгруппах Периодической системы.

## МОЛЕКУЛА

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

Ковалентность атомов. Гибридные АО. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная. Электроотрицательность. Энергия, длина и кратность связи. Методы валентных связей (ВС) и молекулярных орбиталей (МО). МО связывающие, несвязывающие и разрыхляющие.  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Структурные формулы. Геометрическое строение молекул: стерическое число (СЧ), неподеленные пары (НП), связывающие электронные пары (СП). Координационная связь. Координационное число. Многоцентровые МО, сопряжение. Дипольный момент.

*Уметь:*

изображать диаграммы МО двухатомных частиц, определять кратность связи и число неспаренных электронов;

объяснять устойчивость частиц и их магнитные свойства;

прогнозировать валентные возможности, степени окисления элемента по электронной конфигурации атома;

определять ковалентность и гибридизацию атомов в молекуле, кратность связи, число НП в рамках метода ВС;

прогнозировать геометрическое строение молекул в рамках метода Гиллеспи-Найхолма и в рамках гибридизации АО;

определять наличие или отсутствие дипольного момента молекулы из её геометрии;

рассчитывать дипольный момент молекулы из дипольных моментов отдельных связей.

## **МОДУЛЬ 2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ЧАСТИЦ**

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

**ЭЛЕКТРИЧЕСКИЕ И МАГНИТНЫЕ СВОЙСТВА:** Поляризуемость, поляризация вещества, диэлектрическая постоянная. Магнитный момент частиц, парамагнетизм и диамагнетизм.

**СОСТОЯНИЕ МНОГОАТОМНЫХ ЧАСТИЦ:** Степени свободы частиц, энергетические уровни (поступательные, вращательные, колебательные, электронные).

**НЕКОВАЛЕНТНЫЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ:** Взаимодействие ионов, взаимодействие диполей, водородная связь.

**СТРОЕНИЕ И СОСТОЯНИЕ МАКРОСИСТЕМ:** Газы идеальные и реальные, кристаллические и некристаллические твердые тела. Ионная, ковалентная, металлическая и межмолекулярная связь. Жидкости. Растворы. Параметры состояния и уравнение состояния систем. Внутренняя энергия. Энтропия. Парциальные молярные величины.

**ФИЗИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ СТРОЕНИЯ ВЕЩЕСТВА:** Взаимодействие электромагнитного излучения с веществом, спектры поглощения и испускания атомов и молекул. Спектроскопия: электронная, колебательная, ЭПР, ЯМР.

*Уметь:*

приводить примеры диамагнитных и парамагнитных частиц;

определять количество поступательных, вращательных и колебательных степеней свободы частиц;

определять, какие взаимодействия (типы связей) существуют внутри и между частицами (молекулами, атомами, ионами) в веществах;

приводить диапазоны длин волн и энергий, используемых в электронной, колебательной, вращательной спектроскопии, в методах ЭПР и ЯМР; пересчитывать длину волны, частоту и волновое число.

## **МОДУЛЬ 3. ОБЩАЯ ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ**

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

**ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКОГО ПРОЦЕССА:** Стехиометрическое уравнение, химическая переменная, скорость и механизм реакции, химическое равновесие, произведение реакции, константа равновесия, закон действия масс, принцип Ле Шателье.

**ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЕ ОПИСАНИЕ ХИМИЧЕСКОГО ПРОЦЕССА:** Равновесные и неравновесные процессы. Изотермический, изобарический, изохорный и адиабатический процессы. Внутренняя энергия и энтальпия. Теплоемкость. Теплота и работа. Первое начало термодинамики. Энтропия. Второе начало термодинамики. Самопроизвольный процесс. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Стандартные значения термодинамических величин. Правило фаз. Фазовая диаграмма системы. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Закон Кирхгофа. Стандартные термодинамические величины образования ( $\Delta H_f^\circ$ ,  $S_f^\circ$ ,  $\Delta G_f^\circ$ ). Уравнение изотермы химического процесса. Размерность константы равновесия, ее зависимость от температуры.

**ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ:** Химический потенциал компонента. Идеальный, предельно разбавленный, реальный растворы. Активность. Коэффициент активности. Закон Рауля. Закон Генри. Осмотическое давление.

*Уметь рассчитывать:*

параметры идеального и реального газов по уравнениям состояния Менделеева-Клапейрона и Ван-дер-Ваальса:

теплоты, работы и изменения внутренней энергии при протекании различных термодинамических процессов – изотермическое и адиабатическое расширение и сжатие, изобарное и изохорное нагревание или охлаждение;

средней теплоемкости вещества в некотором температурном интервале из уравнения зависимости теплоемкости от температуры;

теплоты процессов с использованием средней и истинной теплоемкости веществ;  $\Delta_r H^\circ(T)$ ,  $\Delta_r S^\circ(T)$ ,  $\Delta_r G^\circ(T)$  из справочных значений  $\Delta H_f^\circ(298\text{ K})$ ,  $S_f^\circ(298\text{ K})$ ,  $C_p^\circ(T)$ ;

рассчитывать константы равновесия ( $K_p$  и  $K_c$ ) из термодинамических данных; рассчитывать равновесный состав системы из константы равновесия и начального состава.

#### **МОДУЛЬ 4. РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ**

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

**КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ:** Кислота и основание по Бренстеду и Аррениусу. Электролиты. Степень диссоциации, константа ионизации. Водородный показатель (рН). Гидролиз солей. Буферный раствор.

Равновесия между труднорастворимым соединением и его ионами в растворе: растворимость, произведение растворимости, практически обратимые и необратимые реакции.

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РАВНОВЕСИЯ:** Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Электрод, электродный



потенциал (уравнение Нернста), его стандартное значение. Гальванический элемент, ЭДС гальванического элемента. Электроды первого и второго рода.

*Уметь:*

рассчитывать равновесную концентрацию частиц и рН из констант ионизации и начального состава;

рассчитывать рН буферных растворов;

объяснять влияние температуры, одно- и разноименных ионов, присутствия металлов на равновесие в водных растворах электролитов;

вычислять растворимость вещества;

определять степень окисления атомов по химическим формулам и прогнозировать возможные степени окисления атомов по строению электронной оболочки;

определять направление самопроизвольного протекания ОВ-процессов из справочных данных по стандартным электродным потенциалам и уравнению Нернста;

находить стандартный электродный потенциал полуреакций, используя закон Гесса;

определять влияние рН на  $E^\circ$  для полуреакций с участием  $H^+$  и  $OH^-$ ; составлять уравнения химических реакций, протекающих в гальваническом элементе по приведенной схеме элемента и наоборот;

рассчитывать величины электродных потенциалов по уравнению Нернста для электродов различных типов;

рассчитывать электродвижущую силу гальванического элемента; рассчитывать константы равновесия химической реакции по величине стандартных электродных потенциалов.

## **МОДУЛЬ 5. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

*Знать и уметь описать следующие понятия:*

Скорость химической реакции, кинетическое уравнение, порядок по компоненту, порядок реакции. Константа скорости. Механизм химической реакции, молекулярность. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Предэкспоненциальный множитель. Активированный комплекс. Основные положения теории активированного комплекса. Энтальпия активации, энтропия активации, энергия Гиббса активации. Индукция, индуктор.

*Уметь:*

применять основные понятия химической кинетики;

записывать кинетические уравнения;

определять кинетические параметры реакций.

## Критерии оценки устного ответа студента на занятии:

«отлично» /2 балла - за глубокое и полное овладение содержанием учебного материала, в котором студент легко ориентируется, понятийным аппаратом, за умение связывать теорию с практикой, решать практические задачи, высказывать и обосновывать свои суждения. Отличная отметка предполагает грамотное, логичное изложение ответа (как в устной, так и письменной форме), качественное внешнее оформление;

«хорошо» /1,5 балла - если студент полно освоил учебный материал, владеет понятийным аппаратом, ориентируется в изученном материале, осознанно применяет знания для решения практических задач, грамотно излагает ответ, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности;

«удовлетворительно» /1 балл - если студент обнаруживает знание и понимание основных положений учебного материала, но излагает его неполно, непоследовательно, допускает неточности в определении понятий, в применении знаний для решения практических задач, не умеет доказательно обосновывать свои суждения;

«неудовлетворительно»/менее 1 балла - если студент имеет разрозненные, бессистемные знания, не умеет выделять главное и второстепенное, допускает ошибки в определении понятий, искажает их смысл, беспорядочно и неуверенно излагает материал, не может применять знания для решения практических задач.

## Комплект разноуровневых задач (заданий)

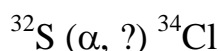
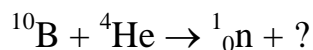
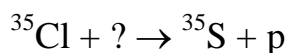
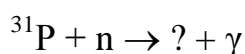
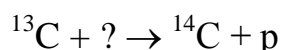
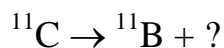
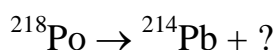
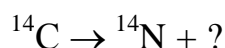
### Часть 1. Строение и состояние вещества

#### Строение атома

#### *Атомное ядро*

1. Перечислите наиболее важные явления, которые доказывают сложность строения атомов.
2. Сравните модели атома Томсона, Резерфорда и Бора с современной моделью атома.
3. В каких единицах выражается атомная масса?
4. Что такое атомная единица массы (а.е.м.)? Выразите 1 а.е.м. в г и кг.
5. Физики массу элементарных частиц выражают в мегаэлектронвольтах (МэВ). Какой массе в углеродных единицах (у.е.) соответствует 1 МэВ?
6. Определите понятия: атом, элемент, изотоп. Что означают записи:  ${}^2\text{H}_2^-$ ?  ${}^{17}_{8}\text{O}_3^{+}$ ?
7. Какова природа сил, объединяющих нуклоны в ядро? Ядро и электроны в атом?

8. Масса изотопа  $^{16}\text{O}$  составляет 15.99491 а.е.м. Вычислите: дефект массы ядра  $^{16}\text{O}$ ; массу электронов в молекуле  $^{16}\text{O}_2$ ; массу электронов для 1 г  $^{16}\text{O}_2$ ; какую часть (в %) по сравнению с массой изотопа  $^{16}\text{O}$  составляет дефект массы ядра.
9. Вычислите дефект массы в а.е.м. и энергию связи ядра в МэВ изотопа  $^{37}\text{Cl}$ , если атомная масса этого изотопа 36.966 а.е.м.
10. Найдите энергию связи ядра дейтерия в кДж/моль, если дефект массы этого ядра 0.00237 а.е.м. Во сколько раз энергия связи ядра дейтерия превышает энергию связи  $\text{D}_2$ .
11. Медь имеет два изотопа с массовыми числами 63 и 65, содержание которых составляет 73 и 27%, соответственно. Вычислите среднюю атомную массу меди.
12. Почему атомная масса меди не составляет целого числа?
13. Относительная атомная масса рубидия равна 85.47. Природная смесь рубидия состоит из стабильного изотопа  $^{85}\text{Rb}$  и радиоактивного  $^{87}\text{Rb}$ . Сколько процентов каждого изотопа находится в природной смеси рубидия? (массы изотопов:  $^{85}\text{Rb}=84.911710$ ,  $^{87}\text{Rb}=86.909180$  а.е.м.).
14. В природной смеси кислорода атомы стабильных изотопов кислорода находятся в соотношении  $^{16}\text{O}:^{17}\text{O}:^{18}\text{O} = 2445:1:5$ . Вычислите атомную массу кислорода, если массы изотопов равны  $^{16}\text{O}=15.994914$ ,  $^{17}\text{O}=16.999133$ ,  $^{18}\text{O}=17.999159$  а.е.м.
15. Бор представляет собой смесь двух стабильных изотопов. Содержание изотопа с массой 11.009 а.е.м. составляет 80.22 %. Вычислите атомную массу второго изотопа.
16. Рэмсен сканировать На рис. приведены масс-спектры циркония и свинца. На графиках приведены высоты пиков и значения массовых чисел изотопов. Вычислите средние атомные массы этих элементов.
17. Допишите ядерные реакции:



18. Определите атомный номер и массовое число изотопа, полученного из  $^{238}\text{U}$  при потере пяти  $\alpha$ -частиц и двух  $\beta$ -частиц.
19. Вычислите энергетический эффект ядерной реакции  $^7\text{Li} + ^1\text{H} = 2\ ^4\text{He}$ , если атомные массы изотопов лития, водорода и гелия составляют соответственно 7.01655, 1.00733 и 4.00297 а.е.м. Сколько угля потребовалось бы сжечь для получения того же количества теплоты?
20. Вычислите энергию, выделяющуюся при протекании термоядерной реакции  $^2_1\text{H} + ^2_1\text{H} \rightarrow ^4_2\text{He}$ , если известно, что дефекты массы ядер  $^2_1\text{H}$  и  $^4_2\text{He}$  равны 0.00237 а.е.м. и 0.03037 а.е.м., соответственно.
21. Радиоактивный изотоп  $^{40}_{19}\text{K}$  подвержен  $\beta$ -распаду:  $^{40}_{19}\text{K} \rightarrow ^{40}_{20}\text{Ca} + \beta^-$ . Выделившаяся энергия равна 1.32 МэВ, а масса устойчивого изотопа  $^{40}_{20}\text{Ca}$  равна 39.96259 а.е.м. Чему равна масса радиоактивного изотопа  $^{40}_{19}\text{K}$ ?
22. Первый международный эталон радия был изготовлен Марией Кюри (1911), он содержал  $16.74 \cdot 10^{-3}$  г чистого радия-226. Какая масса радия содержалась в этом эталоне в 1980 г.? Период полураспада  $^{226}\text{Ra}$  равен 1617 лет.
23. Вычислите массу радиоактивного изотопа  $^{32}\text{P}$  и  $^{226}\text{Ra}$ , соответствующую активности 1 кюри, если время полупревращения равно 14.3 суток и 1580 лет, соответственно.
24. Константа распада  $^{238}\text{U}$  равна  $4.88 \cdot 10^{-18} \text{ с}^{-1}$ . Вычислите период полураспада и среднюю продолжительность жизни радиоизотопа.

*Состояние электронов в атоме*

25. Вычислите скорость электрона, ускоренного разностью потенциалов 1000 В.
26. Найдите отношение плотностей вероятности нахождения электрона в основном состоянии атома водорода для расстояний  $0.5a_0$ ,  $a_0$ ,  $2a_0$ , где  $a_0$  – боровский радиус. Для тех же расстояний найдите отношение вероятностей нахождения электрона в тонком сферическом слое.
27. Вычислите наиболее вероятное расстояние между электроном и протоном в 1s-состоянии атома водорода, используя не приведенную массу атома водорода, а массу электрона.
28. Вычислите скорость движения электрона в атоме водорода в основном состоянии.
29. Определите длину волны электрона, имеющего скорость  $2 \cdot 10^6$  м/с,  $3 \cdot 10^4$  м/с.
30. Вычислите неопределенность в скорости электрона в атоме водорода на первой боровской орбите.
31. Изобразить графически для 1s-орбитали зависимость плотности вероятности нахождения электрона от расстояния до ядра.

32. Какие из следующих частиц являются водородоподобными:  $H^+$ ,  $H^-$ ,  $He$ ,  $He^+$ ,  $Li^+$ ,  $Li^{2+}$ ?
33. Что такое «основное электронное состояние»? Как называются иные электронные состояния?
34. Как возрастание заряда ядра влияет на энергию атомных орбиталей?
35. Вычислите энергию, которой обладает электрон, находясь на третьем энергетическом уровне.
36. Длина волны электрона  $0.242 \cdot 10^{-7}$  м. Вычислите скорость движения электрона.
37. Вычислите массу фотона, отвечающего линии серии Бальмера в спектре водорода.
38. Вычислите длину волны де Бройля для нейтрона движущегося со скоростью  $4 \cdot 10^2$  м/с.
39. Вычислите энергию возбуждения электрона в атоме Na, если пары его поглощают фотон с длиной волны  $4340 \cdot 10^{-10}$  м.
40. Какую энергию нужно сообщить невозбужденному атому водорода, чтобы он мог испускать излучение с длиной волны  $1500 \cdot 10^{-10}$  м.
41. Вычислите энергию, поглощаемую атомом водорода при переходе электрона из состояния  $n=1$  в состояние  $n=2$ .
42. Вычислите энергию, выделяемую атомом водорода при переходе электрона из состояния  $n=3$  в состояние  $n=2$ .
43. Вычислите третий потенциал ионизации атома лития.
44. Вычислите энергию ионизации атома водорода.
45. Какие значения квантовых чисел соответствуют следующим орбиталям:  $2p$ ,  $3d$ ,  $4s$ ?
46. С какой минимальной скоростью атом водорода должен налетать на покоящийся атом водорода, чтобы перевести его в первое возбужденное состояние?
47. Вычислите средство к электрону ядра гелия.
48. Составьте сводную таблицу энергетических уровней и подуровней в атоме (при  $l \leq 3$ ) по следующей форме:

Квантовые числа			Энергетический подуровень			Энергетический уровень		
$n$	$l$	$m_l$	Обозначение	Число АО	Число $e^-$	Номер	Число АО	Число $e^-$
	0	0	$1s$	1	2	1	1	2
2	0	0	$2s$	1	2	2	4	
	1	$\pm 1.0$	$2p$	3	6			

3	0	0	3s	1	2	...	...	...
---	---	---	----	---	---	-----	-----	-----

49. Составьте шкалу возрастания энергии подуровней в соответствии с правилом Клечковского по следующей форме:

$\Sigma=n+1 [(n-1)\geq 1]$	Шкала подуровней	Номер периода	Число элементов в периоде
1=1+0	1s	1	2
2=2+0	2s	2	8
3=2+1	2p		
3=3+0	3s	...	...

50. Какая атомная орбиталь определяется набором квантовых чисел  $n=3$ ,  $l=0$ ,  $m_l=0$ ? Как различить два электрона, которые могут занимать эту орбиталь?

51. Напишите электронные конфигурации следующих элементов: H, C, N, O, P, S, V, Nb, Re. Определите число неспаренных электронов в основном состоянии.

52. Напишите электронные конфигурации следующих элементов: Cr, Mo, Cu, Ag, Au, Ru, Rh, Pd, La, Ac, Pt. Сделайте заключение.

53. Напишите электронные конфигурации следующих ионов:  $Ti^{3+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Pt^{2+}$ ,  $Tb^{4+}$ .

54. Элемент имеет внешний электронный слой  $5s^2 5p^3$ . Напишите его полную электронную конфигурацию.

55. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V?

56. Приведите по 2 примера элементов A, Э, X для которых электронная конфигурация внешнего слоя частиц A,  $\text{Э}^+$ ,  $\text{X}^{2-}$  в основном состоянии  $ns^2 np^6$ .

57. Рассмотрите элементы в ряду периодической системы от бора до неона и от алюминия до аргона. Запишите для них электронные конфигурации основного состояния. Ответьте на вопросы: сколько электронов должен получить азот, чтобы стать изоэлектронным неону; какому атому изоэлектронен ион  $Al^{3+}$ ; какому атому изоэлектронен ион  $S^{2-}$ ; изоэлектронен ли  $Se^{2-}$  иону  $O^{2-}$ .

### Энергетика химических реакций

58. Какая энергия требуется для образования ионов  $Rb^+$  и  $I$  из атомов.

59. Энергия электрона в ионе  $Be^{3+}$  равна  $-54.4$  эВ. Какие значения  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $m_s$  может иметь этот электрон.

60. Вычислите потенциал ионизации молекулы  $H_2$ , зная энергии диссоциации  $H_2$  и  $H_2^+$ .
61. Рассчитайте энергию разрыва молекулы  $HCl$  на ионы  $H^+$  и  $Cl^-$ , используя энергию связи  $HCl$ , потенциал ионизации и сродство к электрону атомов. Изобразите энергетическую диаграмму системы.
62. Найдите изменение энергии при распаде молекулы  $H_2$  на следующие частицы:  $H + H$ ;  $H^+ + H^-$ ;  $H + H^+ + e$ ;  $2H^+ + 2e$ ;  $H_2^+ + e$ .
63. Рассчитайте сродство к электрону молекулы  $O_2$ , если известны сродство к электрону атома кислорода, энергия связи  $O_2$  и энергия диссоциации  $O_2^-$  на  $O$  и  $O^-$ .
64. В реакции  $Cs^+ + H = Cs + H^+$  изменение энергии  $\Delta E = 9.7$  эВ. Найдите потенциал ионизации атома  $Cs$ .

65. Используя данные:

	$E, \text{эВ}$		$E, \text{эВ}$
$Cl_2 + e = Cl_2^-$	-2.4	$Cl + e = Cl^-$	-3.62
$Cl_2 = 2 Cl$	2.5	$Cl_2 = Cl_2^+ + e$	11.5
$Cl = Cl^+ + e$	13.0		

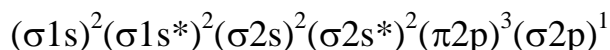
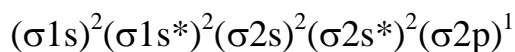
постройте энергетическую диаграмму системы и вычислите энергию диссоциации частиц  $Cl_2^+$  и  $Cl_2^-$ .

66. Определите насколько отличается энергия диссоциации  $HCl$  на атомы  $H$  и  $Cl$  от энергии диссоциации молекулярного иона  $HCl^+$  на атом  $Cl$  и ион  $H^+$ . В расчетах примите, что потенциал ионизации  $HCl$  равен 12.75 эВ. Ответ проиллюстрируйте энергетической диаграммой.

### Молекулы. Химическая связь

#### *Состояние электронов в атоме*

67. Определите величину точечного заряда, который, будучи помещенным между двумя протонами, скомпенсирует силу их взаимного отталкивания.
68. Приведите (или дайте своё) определение химической связи.
69. Почему в молекулах, состоящих из элементов 1-го и 2-го периодов кратность связи не бывает больше трех?
70. Напишите электронные конфигурации молекул  $H_2$ ,  $C_2$  и  $F_2$ .
71. Какие из приведенных электронных конфигураций относятся к основным, а какие к возбужденным:  
 $(\sigma 1s)^2(\sigma 1s^*)^2(\sigma 2s)^2(\sigma 2s^*)^2(\pi 2p)^4(\sigma 2p)^1$



72.Используя метод МО, сравнить устойчивость частиц  $A_2$ ,  $A_2^+$ ,  $A_2^-$  для  $A = H, O, N$ .

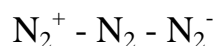
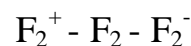
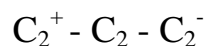
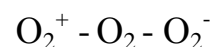
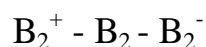
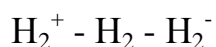
73.Используя энергетические диаграммы  $O_2$  ( $D = 494$  кДж),  $O_2^+$  ( $D = 623$  кДж),  $O_2^-$  ( $D = 351$  кДж) объясните, почему энергия связи в  $O_2^+$  является максимальной.

74.Будет ли существовать молекула  $Be_2$ ?

75.Какие из перечисленных частиц парамагнитны:  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $NO$ ,  $NO^+$ ,  $NO^-$ ?

76.Как будет изменяться энергия связи молекул  $NO$ ,  $CO$ ,  $F_2$ ,  $CN$  при присоединении или отрыве электрона?

77.В рядах следующих молекул и ионов выберите ту частицу, у которой наибольшая энергия связи:



78.Объясните, используя метод МО, почему молекула  $NaF$  устойчива, а  $Ne_2$  – нет, хотя они изоэлектронны.

79.Порядок связи в  $Li_2$  и  $F_2$  равен единице. Обоснованно ли предполагать, что и энтальпия разрыва этих связей будут одинаковыми?

80.Потенциалы ионизации  $H$  и  $F$  равны 13.6 и 17.4 эВ, соответственно. Изобразите диаграмму МО для молекулы  $HF$ .

*Многоатомные частицы. Направленность химических связей*

81.Какова ковалентность следующих атомов в основном и возбужденном состояниях:  $H, C, N, O, S, P, F, Cl, Mg, Al$ ?

82.Как теория ВС описывает связывание в молекуле водорода?

83.Какова гибридизация центрального атома углерода в следующих молекулах:  $CBr_4, CO_2, C_2H_4, C_2H_2, CH_2Cl_2$ ? На чем основано ваше решение?

84.Как изменяется значение угла между связями в ряду соединений  $NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3$ .

85.В чем причина различной пространственной структуры молекул  $BCl_3$  и  $NH_3$ ?



86. Используя метод отталкивания электронных пар Гиллеспи, предложите пространственную структуру следующих молекул:  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{AsF}_5$ ,  $\text{IF}_5$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{SOF}_4$ ,  $\text{POCl}_3$ .
87. Используя теорию Гиллеспи, предскажите структуру следующих ионов:  $\text{TeF}_5^-$ ,  $\text{ICl}_2^-$ ,  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{PF}_4^+$ ,  $\text{SbF}_6^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
88. Можно ли предсказать геометрию  $\text{BiI}_6^{3-}$ ,  $\text{GaCl}_4^-$ ,  $\text{NiCl}_4^{2-}$ ,  $\text{POCl}_3$ , пользуясь методом Гиллеспи?
89. Объясните, почему молекула  $\text{CO}_2$  линейная, а  $\text{SO}_2$  угловая.
90. Сравните пространственное строение ионов:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ .
91. Отличается ли длина связи в молекулах ацетальдегида и уксусной кислоты?
92. Почему азот образует молекулы  $\text{N}_2$ , а фосфор – молекулы  $\text{P}_4$ ? Какое строение могут иметь молекулы  $\text{P}_4$ ?

### *Дипольный момент молекул*

93. От каких факторов зависит поляризуемость частиц? Как связаны поляризуемость и поляризация? Может ли диэлектрическая постоянная вещества быть меньше диэлектрической постоянной вакуума?
94. Что называют электрическим моментом диполя молекулы? В каких случаях он совпадает с моментом диполя связи? Как зависят его значения от полярности связей в молекуле и их пространственной ориентации.
95. Объясните происхождение дипольного момента следующих молекул:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_3$ .
96. Какие из приводимых ниже молекул полярны и почему:  $\text{HCN}$ ,  $\text{AsF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CHBr}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{OCSe}$ ,  $\text{P}_4$ .
97. Валентные углы в молекулах  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{OF}_2$  примерно одинаковы, а дипольные моменты молекул  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{OF}_2$  равны 1.85 и 0.30 Д, соответственно. Объясните причину столь большого различия этих величин.
98. Как должны меняться значения моментов диполей молекул в ряду:  $\text{NH}_3$  -  $\text{PH}_3$  -  $\text{AsH}_3$ ?
99. В каких из перечисленных молекул дипольный момент отличен от нуля:  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{PF}_3$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{IF}_5$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{XeF}_4$ .
100. Как влияет величина валентного угла в молекуле на величину ее электрического момента диполя? Покажите это на примере трехатомных молекул, имеющих валентные углы равными  $180^\circ$ ,  $120^\circ$  и  $90^\circ$ ?
101. Длина диполя  $\text{CH}_3\text{Cl}$  равна  $0.4 \cdot 10^{-10}$  м. Вычислите дипольный момент.

102. Дипольный момент молекулы  $\text{ЭН}_3$  ( $\text{Э}$  - свободный элемент) равен  $4.93 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Вычислите длину диполя, если его заряд составляет  $1 \cdot 10^{-19}$  Кл. Можно ли предположить, что молекула имеет форму правильного треугольника?
103. Длина диполя молекулы  $\text{HCl}$  равна  $0.22 \cdot 10^{-8}$  см, а электрический заряд диполя равен  $4.68 \cdot 10^{-21}$  Кл. Вычислите дипольный момент молекулы.
104. ПМР спектр соединения  $\text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3$  содержит два сигнала с интенсивностями, отличающимися в два раза. УФ-спектр этого соединения содержит полосу поглощения, соответствующую  $\pi\text{-}\pi^*$  переходу. Предложите структурную формулу соединения и найти величину его дипольного момента. Принять, что связь  $\text{C-H}$  неполярная, а дипольный момент связи  $\text{C-Cl}$  равен 1.1 D.

#### Состояния многоатомных частиц. Спектроскопия.

1. Укажите (качественно) энергетические уровни возможных состояний двухатомной молекулы. Каков порядок величин энергии переходов между ними?
  2. Изобразите (качественно) спектр поглощения двухатомной молекулы. Какие величины отложены по координатным осям? В чем отличие спектров поглощения, пропускания и испускания (люминесценции)?
105. Рассчитайте частоту, длину волны и волновое число для перехода  $n=2 \rightarrow 1$  для иона  $\text{Li}^{2+}$ .
106. Вычислите квантовое число  $n$ , соответствующее возбужденному состоянию иона  $\text{He}^+$ , если известно, что при переходе в основное состояние ион излучает последовательно два фотона с длинами волн 1085 и 304 Å.
107. Используя потенциал ионизации атома лития в основном состоянии, найдите энергию ионизации возбужденного состояния, если возбуждение ( $2s \rightarrow 2p$ ) происходит при облучении светом с длиной волны 670.8 нм.
108. Излучение с длиной волны 428 нм взаимодействует с неподвижным атомом водорода в состоянии  $n=3$ , и выбивает из него электрон. Чему равна скорость электрона?
109. Вычислите частоту минимального по энергии кванта света, при действии которого произойдет диссоциация молекулы  $\text{Cl}_2$ . Какой области спектра соответствует это излучение?

110. Объясните, почему спектры поглощения атомов – линейчатые, а спектры поглощения молекул состоят из полос?
111. Определите число поступательных, вращательных и колебательных степеней свободы для следующих частиц: Kr, D<sub>2</sub>, CO, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.
112. Может ли энергия колебательного возбуждения двухатомной молекулы превышать энергию ее диссоциации? Может ли энергия электронного возбуждения превышать энергию диссоциации?
113. Вычислите величину диссоциации молекулы HCl, находящейся в состоянии с колебательным квантовым числом равным 2.
114. В дальней ИК-области спектра <sup>1</sup>H<sup>35</sup>Cl поглощает излучение с волновыми числами:

№ линии	1	2	3	4	5	6	7
м <sup>-1</sup>	8538.4	10673.0	12807.6	14942.2	17076.8	19211.4	21346.6

Определите среднее значение момента инерции и межъядерное расстояние.

115. Рассчитайте волновое число линии во вращательном спектре поглощения <sup>19</sup>F<sup>79</sup>Br, которая соответствует переходу молекулы с уровня j=1 на вращательный квантовый уровень j=2, если равновесное межъядерное расстояние r<sub>e</sub>=1.7555·10<sup>-10</sup> м.
116. Определите энергию вращательного движения <sup>19</sup>F<sup>79</sup>Br на вращательном квантовом уровне j=1, если равновесное межъядерное расстояние r<sub>e</sub>=1.7555·10<sup>-10</sup> м.
117. На какую величину будут отличаться волновые числа линий поглощения во вращательных спектрах <sup>1</sup>H<sup>35</sup>Cl и <sup>1</sup>H<sup>37</sup>Cl, если линия отражает переход молекулы с вращательного квантового уровня j=6 на вращательный квантовый уровень j=7. Равновесное межъядерное расстояние у обеих молекул одинаково и равно 1.2746·10<sup>-10</sup> м.
118. Вращательный спектр HBr состоит из ряда линий, отстоящих друг от друга по оси абсцисс на 17 см<sup>-1</sup>. Найдите межъядерное расстояние HBr.
119. По разности волновых чисел соседних линий поглощения Δν рассчитать момент инерции, вращательную постоянную B<sub>e</sub> (Дж), приведенную массу, межъядерное расстояние, и энергию вращения на вращательном квантовом уровне с j = 5 для молекул, приведенных в табл.

Молекула	Δν, м <sup>-1</sup>	Молекула	Δν, м <sup>-1</sup>
<sup>3</sup> H <sup>35</sup> Cl	751	<sup>2</sup> H <sup>19</sup> F	2217
<sup>1</sup> H <sup>37</sup> Cl	2132	<sup>3</sup> H <sup>19</sup> F	1548
<sup>2</sup> H <sup>35</sup> Cl	1097	Br <sub>2</sub>	16,2

${}^2\text{H}^{37}\text{Cl}$	1094	$\text{O}_2$	290
${}^1\text{H}^{127}\text{I}$	1313	${}^2\text{H}^{79}\text{Br}$	864

120. Каковы основные различия колебательного и вращательного спектров двухатомных молекул?
121. Для каких из перечисленных ядер атомов H, D, T,  ${}^4\text{He}$ ,  ${}^7\text{Li}$ ,  ${}^{12}\text{C}$ ,  ${}^{14}\text{N}$ ,  ${}^{15}\text{N}$ ,  ${}^{16}\text{O}$  может наблюдаться сигнал ЯМР?

## Часть 2. Химический процесс

### Макроскопические системы

#### *Состояние макросистем*

122. Определите число фаз в следующих системах:
- $\text{O}_2$  (г),  $\text{H}_2\text{O}$  (г),  $\text{H}_2$  (г);
- $\text{O}_2$  (г),  $\text{H}_2\text{O}$  (г),  $\text{H}_2$  (г),  $\text{H}_2\text{O}$  (ж),  $\text{H}_2\text{O}$  (кр);
- $\text{O}_2$  (г), Fe (кр), FeO (кр),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (кр);
- осадок AgCl в воде;
- механическая смесь порошков Ag и Au;
- твердый раствор Au в Ag.
123. В двух одинаковых баллонах находятся одинаковые массы азота и кислорода при температуре  $27^\circ\text{C}$ . До какой температуры следует нагреть один из баллонов, чтобы давления в них сравнялись.
124. Рассчитайте давление 20 г в объеме 10 л при  $25^\circ\text{C}$ , применяя уравнение состояния идеального газа и реального газа (уравнение Ван-дер-Ваальса). Повторите расчет для объема 1 л. Значения параметров уравнения Ван-дер-Ваальса для Ar:  $a = 1.35 \text{ л}^2 \cdot \text{атм}/\text{моль}^2$ ,  $b = 0.0322 \text{ л}/\text{атм}$ .
125. Парциальное давление одного из компонентов идеальной двухкомпонентной газовой смеси при 300K составляет 30% от общего давления смеси, которое равно 1 атм. Рассчитайте концентрации. Второго компонента в моль/л и в молярных долях.
126. Оцените  $C_p$  газов Ar,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}$  при комнатной температуре.
127. Какой объем газообразного HCl ( $P=882 \text{ мм.рт.ст.}$  и  $t=0^\circ\text{C}$ ) необходимо растворить в воде для получения 1 л 36.5% раствора соляной кислоты. ( $\rho=1.18 \text{ г}/\text{см}^3$ ).

#### *Изменение функций состояния макросистем*

1. Сравните качественно внутренние энергии следующих систем:
- а) 1 моль газообразного аргона при 100 и 300 К.
- б) 9 г Pb в состоянии покоя и движения со скоростью 800 м/с.

- в) 1 моль атомарного водорода в состоянии  $1s^1$  и  $2s^1$  при 0 К.  
 г) 9 г  $H_2O$  и 0,5 моля  $H_2 + 0,5$  моля  $O_2$  при 500К.
3. Сравните качественно величину энтропии систем:  
 а)  $He_{(кр)}$ ,  $He_{(ж)}$ ,  $He_{(г)}$ .  
 б)  $H_2O_{(г)}$  при 500 и 1000 К.  
 в) 1 моль  $NaCl_{(кр)}$  + 1 кг  $H_2O_{(ж)}$  и раствор 1 моля  $NaCl$  и 1 кг  $H_2O$  при одинаковых условиях.
128. Для двух молей  $He$ , находящихся при  $T=298K$  и 1 атм, найти изменение энтальпии ( $\Delta H$ ), изменение внутренней энергии ( $\Delta U$ ), работу ( $W$ ), теплоту ( $Q$ ) при изохорном нагревании до 596К; изобарном расширении в 2 раза; изобарном понижении температуры в 2 раза.

### Характеристики химического процесса

*Стехиометрическое уравнение реакции. Химическая переменная.*

129. Для реакции  $2 Cl = Cl_2$  найти предельное значение химической переменной  $\xi$ , если исходная смесь содержала 3 моля  $Cl$  и 2 моля  $Cl_2$ . Найдите состав системы, если  $\xi=0.5$ ,  $-0.5$ .
130. Приведите пример стехиометрического уравнения химического процесса. Найдите для него предельное значение химической переменной, если в исходной смеси содержалось по 3 моля всех компонентов.
131. Для Вашего примера запишите произведение реакции  $\Pi$  и константу равновесия  $K$  через концентрации (давления) компонентов. Как называется состояние, при котором  $\Pi=K$ ? Какова размерность  $K$ ? Изменится ли значение  $K$ , если в Вашем уравнении процесса все стехиометрические коэффициенты увеличить вдвое?
132. В термостатированном сосуде содержалось 2 газа: 45.5%  $A_2$  и 54.5%  $B_2$  при общем давлении 1.10 атм. В результате взаимодействия газов образовалось соединение  $AB_x$ , парциальное давление которого составляло 0.28 атм. При этом общее давление уменьшилось до 0.82 атм. Найдите значение  $x$ .
133. Приведите примеры изолированных, закрытых и открытых систем и равновесных и неравновесных процессов в них.
134. Что такое энергия, теплота, работа, полезная работа?
135. Приведите примеры процессов, протекание которых невозможно вследствие: а) первого начала; б) второго начала термодинамики.
136. Что такое самопроизвольный процесс? Приведите условия равновесия для изобарно-изотермического и изохорно-изотермического процесса.
137. Какие величины могут иметься в виду под следующими обозначениями:  $H$ ,  $\Delta H$ ,  $\Delta H_f^\circ$ ,  $\Delta_r H^\circ$ ,  $\Delta_r H(1000 K)$ ,  $C_p^\circ$ ,  $\Delta_r C_p^\circ(T)$ ?

*Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Стандартная энтальпия реакции.*

138. Вычислить количество теплоты, выделяющееся при взаимодействии  $P_4O_{10}$  (кр.) с 16.8 г  $CaO$  (кр.) при 298 К.

139. Вычислите стандартную энтальпию реакции  $N_2 + 3 H_2 = 2 NH_3$ .

140. Определите тепловой эффект химической реакции

$C$  (графит) +  $H_2O$  (г) =  $CO$  (г) +  $H_2$  (г) из тепловых эффектов реакций:

$C$  (графит) +  $O_2$  (г) =  $CO_2$  (г),  $Q_p = -394$  кДж

$CO$  (г) + 0.5  $O_2$  (г) =  $CO_2$  (г),  $Q_p = -282.6$  кДж

$H_2$  (г) + 0.5  $O_2$  (г) =  $H_2O$  (г),  $Q_p = -241.6$  кДж

141. Рассчитайте энтальпию образования  $H_2SO_4$  (ж), используя изменения энтальпии в реакциях сгорания серы до  $SO_2$  и окисления  $SO_2$  до  $SO_3$  на платиновом катализаторе и теплоту растворения  $SO_3$  в  $H_2O$  с образованием  $H_2SO_4$  (ж) при 298К.

142. Для реакции сгорания 28 г соединения  $C_4H_8$  (г) с образованием  $CO_2$  (г) и  $H_2O$  (ж) в стандартных условиях величина изобарного теплового эффекта  $Q_p = -1350.2$  кДж. Определите: стандартную энтальпию сгорания  $C_4H_8$  (г); стандартную энтальпию реакции  $C_4H_8$  (г) = 4  $C$  (графит) + 4  $H_2$  (г).

143. Вычислить стандартную энтальпию образования соединения при 298 К и  $P = 1,0133 \cdot 10^5$  Па, если известна его энтальпия сгорания (см. в табл.). Продукты сгорания:  $CO_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ .

Вещество	вещество
$C_6H_6$ (ж) бензол	$CH_4O$ (ж) метанол
$C_{10}H_8$ (к) нафталин	$C_2H_6O$ (ж) этанол
$CH_4$ (г) метан	$C_3H_8O_3$ (ж) глицерин
$C_2H_2$ (г) ацетилен	$C_6H_6O$ (к) фенол
$CH_4ON_2$ (к) мочевины	$C_3H_6O$ (ж) ацетон
$C_6H_7N$ (ж) анилин	$CH_2O_2$ (ж) муравьиная к-та
$C_2H_4$ (г) этилен	$C_2H_4O_2$ (ж) уксусная к-та
$C_2H_6$ (г) этан	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (к) сахароза
$C_3H_6$ (г) пропилен	$C_{10}H_{16}O$ (к) камфара
$C_7H_8$ (ж) толуол	$C_2H_6O_2$ (ж) этиленгликоль
$C_3H_8$ (г) пропан	

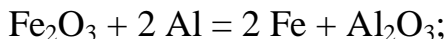
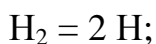
144.

### *Стандартная энтропия реакции*

145. Какое значение больше:  $S^\circ$  ( $H_2O$  (ж), 373К) или  $S^\circ$  ( $H_2O$  (г), 373К)?

146. Найдите изменение энтропии при стандартных условиях для реакций:

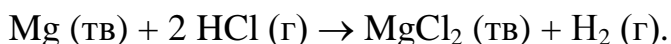
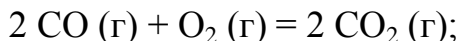
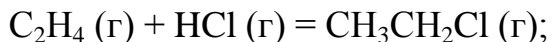
$CO$  (г) +  $H_2O$  (г) =  $CO_2$  (г) +  $H_2$  (г);



147.

### *Стандартная энергия Гиббса реакции*

148. Определите  $\Delta_r G^\circ(298\text{K})$  для следующих реакций:



Какая из приведенных реакций термодинамически выгодна при 298K?

149. Значение  $\Delta_{\text{обр}} G^\circ(298\text{K})$  для  $\text{OF}_2$  составляет + 42 кДж /моль. Будет ли образовываться  $\text{OF}_2$ , если смешать  $\text{F}_2$  и  $\text{O}_2$  при 298K?

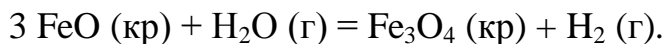
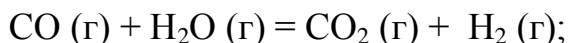
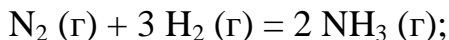
150. Вычислите  $\Delta_{\text{обр}} G^\circ(298\text{K})$  реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{ж}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{г})$ . Определите константу равновесия для этой системы. Почему  $\text{H}_2\text{O}_2$  самопроизвольно не разлагается?

151. Энтальпия реакции гашения извести равна -66.9 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при гашении 1 кг 85%-ной извести?

### Химическое равновесие

#### *Направление процесса. Изотерма химической реакции*

152. Напишите выражения для констант равновесия  $K_p$  и  $K_c$  для реакций:



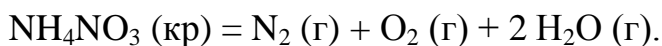
153. Выразите константу равновесия  $K_p$  реакции  $1/2 \text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} (\text{г})$  через общее давление  $p$  и степень диссоциации водяного пара.

154. Определите константу равновесия реакции  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  при 298K.

155. Определите  $K_p$  реакции образования NO из  $N_2$  и  $O_2$  при 298K, если  $\Delta_{обр}G^\circ = +88$  кДж/моль. Что этот результат говорит о положении равновесия:  $1/2 N_2 (г) + 1/2 O_2 (г) \leftrightarrow NO (г)$ ?

156. Для реакции  $A_2 (г) + 2.5 B_2 (г) = A_2B_5 (г)$  константа равновесия  $K_p = 10^{-2}$ . Определите направление процесса, если исходные давления компонентов (атм) равны:  $p(A_2) = 2$ ;  $p(B_2) = 1$ ;  $p(A_2B_5) = 3$ .

157. Разложение нитрата аммония возможно по двум реакциям:



Какая из приведенных реакций наиболее вероятна при стандартных условиях?

### *Равновесный состав*

158. Вычислите степень превращения исходных веществ реакции  $A + 4 B = D$ , глубину реакции и равновесный выход конечного продукта D, если начальные количества исходных веществ:  $n_A^0 = 1$  моль,  $n_B^0 = 12$  моль. При достижении равновесия:  $n_A = 0.025$ ,  $n_B = 8.1$ ,  $n_D = 0.975$  моль.

159. Рассчитайте константу равновесия  $K_c$  реакции  $A + 4 B = D$ , если объем реакционного сосуда равен  $0.05$  м<sup>3</sup>.

160. Константа равновесия реакции  $H_2 + I_2 = 2 HI$  при 693K  $K_c = 50.25$ . Вычислите массу образующегося иодида водорода, если в сосуд вместимостью  $10^{-3}$  м<sup>3</sup> введено  $0.846 \cdot 10^{-3}$  кг  $I_2$  и  $0.0212 \cdot 10^{-3}$  кг  $H_2$ .

161. В закрытом сосуде вместимостью  $0.05$  м<sup>3</sup> находится 1 моль вещества A и 12 моль вещества B. В результате реакции  $A + 4 B = D$  установилось равновесие. Общее давление в равновесном состоянии системы составляет  $4.51 \cdot 10^5$  Па. Вычислите равновесные концентрации всех реагентов при 298K. Система подчиняется законам идеального газообразного состояния.

162. При 693K водород и йод находятся в закрытом сосуде. В исходном состоянии системы парциальное давление  $p(H_2) = 0.4521 \cdot 10^5$  и  $p(I_2) = 0.1682 \cdot 10^5$  Па. Равновесное парциальное давление HI  $p(HI) = 0.3222 \cdot 10^5$  Па. Вычислите равновесные парциальные давления  $H_2$  и  $I_2$  и константу равновесия.

163. Процесс получения хлора окислением хлороводорода протекает по уравнению реакции:  $4 HCl + O_2 = 2 H_2O + 2 Cl_2$ . При смешении 1 моль HCl с 0.480 моль  $O_2$  образуется 0.402 моль  $Cl_2$ . Вычислите  $K_p$ , если система находится при  $p = 1.0133 \cdot 10^5$  Па и 659K.

164. При 823K и  $1.0133 \cdot 10^5$  Па степень диссоциации фосгена на оксид углерода и хлор равна 77%. Определите  $K_p$  и  $K_c$ .

165. В реакции, протекающей по уравнению  $3 Fe + 4 H_2O = Fe_3O_4 + 4 H_2$  при исходном давлении водяного пара  $1.3325 \cdot 10^5$  Па после достижения

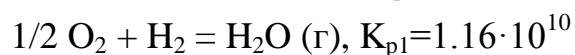
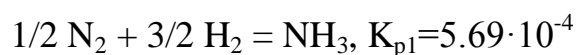


равновесия при 473К равновесное парциальное давление образующегося водорода составляет  $1.2717 \cdot 10^5 \text{ Па}$ . Определите выход водорода, если в сосуд вместимостью  $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ , содержащий металлическое железо, введен водяной пар под давлением  $3.0399 \cdot 10^5 \text{ Па}$  при 473К.

166. Вычислите равновесный выход  $\text{NO}_2$  по реакции  $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2 \text{NO}_2$  при  $1.0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$  и 298К.

*Влияние температуры и давления на равновесие. Изобара химической реакции*

167. Определите константу равновесия  $K_p$  при 1000К реакции окисления аммиака:  $\text{NH}_3 + 3/4 \text{O}_2 = 1/2 \text{N}_2 + 3/2 \text{H}_2\text{O}$ . Для расчета используйте константы равновесия реакций образования аммиака и воды из простых веществ при 1000К:



168. Константа равновесия реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2 \text{HI}$  при 693К равна 50. Образуется ли иодид водорода при идеально обратимом проведении процесса, если исходные концентрации (моль/л):  $\text{H}_2 = 2; 1.5; 1.0$ ;  $\text{I}_2 = 5; 0.25; 2.0$ ;  $\text{HI} = 10; 5; 10$ . Вещества в реакционный сосуд поступают из бесконечно больших емкостей. Иодид водорода выводится из реакционного сосуда в емкость бесконечно большого объема, где его концентрация  $c_{\text{HI}}$ .

169. Определите стандартное сродство оксида кальция к диоксиду углерода, находящегося под давлением  $1.0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$  при 1130К, если давление диссоциации  $\text{CaCO}_3$  при этой температуре  $0.56 \cdot 10^5 \text{ Па}$ .

170. Определите константу равновесия реакции  $\text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 = \text{SO}_3$  при 700К, если при 500К  $K_p = 588.9$  (давление выражено в Па), а тепловой эффект реакции в этом диапазоне температур равен  $-99.48 \text{ кДж}$ .

171. Выразите зависимость  $\lg K_p$  реакции  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$  от температуры. Установите, в каком интервале температур зависимость будет справедливой. Вычислите  $K_p$  при 700К.

172. Для процесса  $\text{A}_{(\text{ТВ})} + 2\text{B}_{(\text{ТВ})} = \text{AB}_{2(\text{ТВ})}$  начальные количества всех компонентов равны 1 моль. Рассчитать равновесный состав, если  $\Delta G < 0$ .

### Термодинамика растворов

#### *Идеальные растворы*

173. Определите понятия: раствор, идеальный раствор, концентрация, активность, коэффициент активности, химический потенциал.

174. Бензол и толуол образуют идеальный раствор. Парциальные давления бензола и толуола над эквимольным раствором при 25°C равны 44.7 и

13.5 тор, соответственно. Может ли раствор бензол-толуол закипеть при 25°C и внешнем давлении: 150; 75 тор?

175. Определите состав трехкомпонентного идеального раствора, если известно, что давления насыщенных паров над чистыми компонентами относятся как 1:2:3, а числа молей компонентов в насыщенном паре над раствором относятся как 1:1:1.
176. В среднем морская вода содержит 35 г/л солей (в основном NaCl). Полагая раствор идеальным, оцените осмотическое давление; понижение давления пара растворителя.
177. При 17°C осмотическое давление раствора органического вещества-неэлектролита в воде равно 2.05 атм. Рассчитать молярную массу вещества, если в 100 мл воды содержится 0.5 г этого вещества.
178. Давление пара над водным раствором глюкозы на 1.5% ниже давления пара над чистым растворителем. Определите осмотическое давление для этого раствора при 50°C.

#### *Неидеальные растворы*

179. Используя данные о плотности водных растворов, рассчитать парциальный молярный объем  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 4%-ном растворе, приняв парциальный мольный объем  $\text{H}_2\text{O}$  равным молярному объему.
180. В 1 кг воды растворили 0.01 моля HCl и 0.005 моля NaCl. Вычислить ионную силу раствора, ионные коэффициенты активности и химические потенциалы всех ионов при 25°C и атмосферном давлении.
181. Растворимость воды в четыреххлористом углероде составляет 11.6 мг  $\text{H}_2\text{O}/100$  г раствора. Определите коэффициент активности  $\text{H}_2\text{O}$  в растворе, находящемся в равновесии с водой.
182. Вычислите давление паров HCl над 37%-ным раствором соляной кислоты ( $\rho=1.18$  г/см<sup>3</sup>), если средний ионный коэффициент активности  $\gamma_{\pm}=57$ . ( $a^\circ=1$  моль/л).

#### Равновесия в растворах электролитов

##### *Кисотно-основное равновесие*

183. Что такое электролит? Электролитическая диссоциация? На какие частицы и в какой степени будут диссоциировать при растворении в воде: а) сильная кислота HX, б) сильное основание MeOH, в) соль MeX, г) слабая кислота HA, д) слабое основание MOH, е) соль MeA, ж) соль MA?

184. Приведите примеры частиц, являющихся: а) кислотой и по Аррениусу и по Бренстеду, б) кислотой только по Бренстеду, в) кислотой только по Аррениусу. Аналогично для оснований.
185. Зависят ли кислотно-основные свойства частицы (т.е.  $K_a$  и  $K_b$ ) от растворителя?
186. Являются ли электролитами следующие вещества: а)  $HCl_{г}$ , б)  $H_2SO_{4р-р}$ , в)  $NaCl_{ж}$ , г)  $NaNO_{3,кр.}$ , д)  $H_2S_{р-р}$ , е)  $CO_{2р-р}$ , ж)  $NH_{3,р-р}$ , з)  $H_2O$ , и)  $BaSO_{4,к}$ , к)  $Al(OH)_{3,р-р}$ , л)  $C_2H_5OH_{ж}$ ? (Обозначения в виде нижних индексов: г - газ, газообразный; ж - жидкость, жидкий, расплав; к - кристаллический; р-р - водный раствор.)
187. Среди растворов нижеперечисленных веществ укажите сильные и слабые электролиты: а)  $HCl$ , б)  $H_2SO_4$ , в)  $NaCl$ , г)  $NaNO_3$ , д)  $H_2S$ , е)  $CO_2$ , ж)  $NH_3$ , з)  $BaSO_4$ , и)  $Al(OH)_3$ , к)  $C_2H_5OH$ , л)  $H_3PO_4$ .
188. От каких факторов зависит степень диссоциации электролита?
189. Вычислите pH 0.01 М растворов: соляной кислоты; гидроксида натрия; азотистой кислоты; аммиака.
190. Среди нижеперечисленных электролитов укажите те, pH растворов которых изменится при прибавлении одноименного аниона: а)  $HNO_3$ , б)  $CH_3COOH$ , в)  $H_3PO_4$ , г)  $NaCl$ , д)  $Na_3PO_4$ , е)  $NH_4Cl$ , ж)  $CuSO_4$ . Если pH изменится, то он увеличится или уменьшится?
191. Среди тех же электролитов укажите те, pH растворов которых изменится при прибавлении одноименного катиона. Если pH изменится, то он увеличится или уменьшится?
192. Приведите по два примера растворов, прибавление к которым одноименных ионов изменит (в какую сторону?) и не изменит pH растворов.
193. Какие ионы в растворах  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $NaNO_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $FeCl_3$  являются кислотами или основаниями по Бренстеду?
194. Какие факторы влияют на степень гидролиза?
195. Какая связь существует между растворимостью и ПР? Приведите два примера веществ, зная растворимость которых, можно вычислить ПР.
196. Как изменится растворимость при введении в раствор малорастворимого электролита соли с одноименным ионом и соли, не имеющей с электролитом одинаковых ионов?
197. Почему сульфат бария не растворяется в концентрированной серной кислоте, а сульфат свинца растворяется?
198. Как изменится pH при разбавлении 0,001 М раствора  $HCl$  в 1000 раз? Еще в 1000 раз?
199. Что такое буферный раствор, его свойства?

200. В чем различие процессов растворения поваренной соли в воде, сахара в чае и цинка в соляной кислоте?
201. Почему рН среды влияет на растворимость сульфидов, но не влияет на растворимость хлоридов?
202. Из справочных данных рассчитать константы равновесия следующих процессов:
- а)  $\text{Mg}^{2+}_{(в)} + 2\text{OH}^{-}_{(в)} = \text{Mg}(\text{OH})_{2(тв)}$
- б)  $\text{Mg}^{2+}_{(в)} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3_{(в)} = \text{Mg}(\text{OH})_{2(тв)} + \text{NH}_4^{+}_{(в)}$
- в)  $2\text{Al}^{3+}_{(в)} + 3\text{S}^{2-}_{(в)} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_{3(тв)} + 3\text{H}_2\text{S}_{(в)}$
- г)  $\text{ZnCl}_2_{(в)} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Zn}(\text{OH})_{2(тв)} + 2\text{HCl}_{(в)}$  и т.п.
- Что можно сказать об их практической обратимости?

*Равновесие между труднорастворимым соединением и его ионами в растворе*

203. Почему в расчетах ПР никогда не встречаются нитраты?
204. Запишите выражение ПР для следующих солей: сульфата бария, фосфат магния, гидроксида железа (III), иодида свинца (II).
205. Для фторида бария ПР (298К) составляет  $1.84 \cdot 10^{-7}$  моль<sup>3</sup>·дм<sup>-9</sup>. Рассчитайте растворимость этой соли при 298К.
206. Рассчитайте растворимость  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  при 298К, если lg ПР равен -14.28.
207. Определите величину ПР, если растворимость иодида серебра в воде при 298К составляет  $9.2 \cdot 10^{-9}$  моль/л.
208. Растворимость бромида серебра (I) составляет  $1.37 \cdot 10^{-5}$  г на 100 мл воды при 298К. Какова величина ПР для этой соли?
209. Выпадет ли осадок  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  при сливании 0.5 л раствора, содержащего 0.1 моль/л  $\text{Ag}^{+}$  и 0.5 л раствора, содержащего 0.01 моль/л  $\text{CrO}_4^{2-}$ ? (ПР( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ )= $1.1 \cdot 10^{-12}$ ).

#### Окислительно-восстановительное равновесие

210. Определите степень окисления атомов азота в соединениях:  $\text{NH}_4^{+}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_5^{+}$ ,  $\text{NH}_3\text{OH}^{+}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ .
211. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{SrI}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ .
212. Используя стандартные электродные потенциалы, оцените возможность протекания реакций в следующих системах:
213. Можно ли хранить водный раствор сульфата меди (II) в железном или цинковом сосудах?

214. Вычислите константу равновесия реакции  $2 \text{KI} + \text{Cl}_2 = 2 \text{KCl} + \text{I}_2$  при  $a_{\text{KI}} = a_{\text{Cl}_2} = 1$  моль/л.
215. Рассчитайте произведение растворимости  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , если известно, что ЭДС гальванического элемента, составленного из двух серебряных электродов, погруженных в 0.01 М раствор  $\text{AgNO}_3$  и насыщенный раствор  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , равна 0.168 В. (гидролизом  $\text{PO}_4^{3-}$  пренебречь).
216. Могут ли данные вещества проявлять в реакциях свойства окислителя:  $\text{Mg}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KOH}$ ? Приведите примеры реакций, подтверждающих Ваш ответ.
217. Приведите 3 примера веществ, проявляющих как свойства окислителя, так и восстановителя.
218. Можно ли окислить ионы  $\text{Fe}^{2+}$  хлором в стандартные условия? В обосновании ответа приведите стандартные потенциалы полуреакций.
219. Можно ли окислить ионы  $\text{Fe}^{2+}$  иодом в стандартных условиях? В обосновании ответа приведите стандартные потенциалы полуреакций.
220. Найдите  $E^\circ$  для полуреакции (1)  $\text{MnO}_4^- + 5e + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ , если известны значения  $E^\circ$  для полуреакций (2) и (3):  $\text{MnO}_4^- + 3e + 4\text{H}^+ = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $E^\circ = 1.70$  В) и  $\text{MnO}_2 + 2e + 4\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $E^\circ = 1.23$  В).
221. Рассчитайте величину окислительно-восстановительного потенциала  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$  при концентрациях  $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{Cr}^{3+}] = 0.1$  М и  $\text{pH} = 1$  при стандартных концентрациях и  $t = 30^\circ\text{C}$ . Составьте электрохимическую цепь для измерения стандартного электродного потенциала свинца.
222. Составьте уравнения реакций взаимодействия кальция с сульфатом цинка, соляной кислотой, водой.
223. Изобразите схему цинково-оловянного гальванического элемента и рассчитайте его э.д.с. при концентрациях:  $[\text{Zn}^{2+}] = 0.01$  М,  $[\text{Sn}^{2+}] = 0.1$  М. Рассчитайте величину электродного потенциала цинка в 0.01 М растворе сульфата цинка, по отношению к хлорсеребряному электроду в насыщенном растворе гидроксида цинка.
224. Напишите реакции электролиза раствора хлорида меди с инертными электродами с растворимым медным электродом.
225. Напишите уравнение коррозии железа, покрытого оловом, при нарушении покрытия.
226. Цинковый электрод погружён в 0.1 н раствор сульфата цинка. Вычислить, насколько изменится потенциал цинка, если раствор разбавить в 10 раз. Предположить сначала, что кажущаяся степень диссоциации  $\alpha$  при разбавлении не изменяется, а затем учесть, что  $\alpha$  в 0.1 н растворе составляет 0.40, а в 0.01 н растворе – 0.64.

## Кинетика химических реакций

227. Определите понятия: скорость химической реакции. Для элементарной реакции  $A \rightarrow B$  изобразите кинетические кривые для A и B. Чему равна скорость реакции в произвольный момент t? За скоростью реакции  $A + 2B \rightarrow AB_2$  следят по изменению концентрации A, B и  $AB_2$  по времени. Одинакова ли скорость реакции во всех случаях?
228. Сколько протонов содержится в 1 г водного раствора при  $pH=4.5$ , если плотность раствора составляет  $0.95 \text{ г/см}^3$ .
229. Что такое константа скорости? Какова ее размерность в задании 2, если концентрации реагентов выражены в моль/л?
230. Для урана-235 период полураспада равен  $7,13 \cdot 10^8$  лет. За сколько лет содержание урана-235 в образце уменьшится на  $10^{-2}\%$ ?
231. Период полураспада радиоактивного изотопа  $^{137}\text{Cs}$ , который попал в атмосферу в результате Чернобыльской аварии, - 29.7 лет. Через какое время количество этого изотопа составит менее 1% от исходного?
232. Изотоп йод-131, который применяют для лечения некоторых опухолей, имеет период полураспада 8.1 сут. Какое время должно пройти, чтобы количество радиоактивного йода в организме больного уменьшилось в 100 раз?
233. Для реакции  $A + B \rightarrow C$  известно, что: а) порядок по компоненту A равен  $3/2$ , а по B равен 1, б) порядок по A и B равен 0. Каков порядок реакции в случаях а) и б)? Запишите кинетическое уравнение для а) и б).
234. Во сколько раз по сравнению с начальной изменится скорость реакции  $A \rightarrow B$  после протекания реакции на 90%, если порядок по A: а) нулевой, б) первый, в) второй?
235. Приведите примеры реакций, порядок которых совпадает с молекулярностью, и реакций, для которых эти величины различны.
236. Докажите, что реакция  $\text{CH}_3\text{Br} + \text{I}^- \leftrightarrow \text{CH}_3\text{I} + \text{Br}^-$ , протекающая в водном растворе, является реакцией второго порядка, если через 2 часа после начала процесса концентрация метилбромиды уменьшилась вдвое, а через 3 часа концентрация метилйодида составила 0.012 моль/л. Начальные концентрации  $\text{CH}_3\text{Br}$  и  $\text{I}^-$  одинаковы и равны 0.02 моль/л.
237. Что такое энергия активации? Можно применять это понятие к сложным (не элементарным) реакциям?
238. Приведите основные положения теории активированного комплекса. Характеристиками какого равновесного процесса являются  $E_a$ ,  $\Delta H^{\circ\ddagger}$ ,  $\Delta S^{\circ\ddagger}$ ,  $\Delta G^{\circ\ddagger}$ ? Как они связаны с константой скорости?

239. Приведите (или дайте свое) определение каталитического процесса, и примеры таких процессов. Изменяется ли константа равновесия процесса  $A \leftrightarrow B$  в присутствии катализатора?
240. Что такое химическая индукция? Почему биосинтез белка из аминокислот в клетке, протекающей с увеличением энергии Гиббса, идет самопроизвольно?
241. Для некоторых реакций  $\Delta_r G^\circ$  увеличивается с увеличением температуры и, казалось бы, их выгоднее проводить при низких температурах. Тем не менее в препаративной практике многие такие реакции проводят при повышенных температурах. Почему?

#### **Критерии оценки за решение задач:**

- оценка «отлично» выставляется студенту за решение задач творческого уровня - 4 балла;
- оценка «хорошо» выставляется студенту за решение задач реконструктивного уровня - 3 балла;
- оценка «удовлетворительно» выставляется за решение задач репродуктивного уровня - 2 балла;
- 1 балл - выставляется в том случае, если студент решает 50% задач репродуктивного уровня.
- оценка «неудовлетворительно» выставляется в том случае, если студент не решает задачи репродуктивного уровня - 0 баллов;

### **Комплект заданий для контрольной работы**

#### **Контрольная работа №1**

1. Энергия электрона в ионе  $Be^{3+}$  равна  $-54.4$  эВ. Какие значения  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $m_s$  может иметь этот электрон.
2. Написать электронную конфигурацию ионов:  $S^{2-}$ ,  $Ce^{1+}$ . Определить число неспаренных электронов.
3. Внешний слой атома в возбужденном состоянии имеет конфигурацию  $3s^1 3p^1$ . Привести пример такого атома. Написать электронную конфигурацию этого атома в основном состоянии.
4. Изобразить энергетические диаграммы МО для частиц  $CN^+$  и  $CN^-$ . Определить порядок связи для этих частиц. Отличаются ли вращательные спектры этих частиц? Ответ обосновать.
5. Определить пространственное строение частиц:  $CF_3^+$ ,  $CF_3^-$ ,  $CF_2$ ,  $SCl_4$ ,  $SO_3^{2-}$ . Ответ обосновать.

6. Определить насколько отличается энергия диссоциации HCl на атомы H и Cl от энергии диссоциации молекулярного иона HCl<sup>+</sup> на атом Cl и ион H<sup>+</sup>. В расчетах принять, что потенциал ионизации HCl равен 12,75 эВ. Ответ проиллюстрировать энергетической диаграммой.
7. ПМР спектр соединения C<sub>6</sub>H<sub>3</sub>Cl<sub>3</sub> содержит два сигнала с интенсивностями, отличающимися в два раза. УФ-спектр этого соединения содержит полосу поглощения, соответствующую π-π\* переходу. Предложить структурную формулу соединения и найти величину его дипольного момента. Принять, что связь C-H неполярная, а дипольный момент связи C-Cl равен 1,1 D.

### Контрольная работа №2

1. Для процесса изохорного нагревания газовой смеси, состоящей из 0,5 моля Ar и 0,5 моля N<sub>2</sub> от 298 К до 300 К определить: ΔU; ΔH; ΔS; Q, сообщенную системе; W, совершенную системой.
2. Определить молярную теплоту и энтропию испарения воды в нормальной точке кипения. В расчетах принять, что ΔH<sup>o</sup><sub>f, 298, H<sub>2</sub>O(ж)</sub> = -285,8 кДж/моль, ΔH<sup>o</sup><sub>f, 298, H<sub>2</sub>O(газ)</sub> = -241,8 кДж/моль; C<sub>p</sub> для H<sub>2</sub>O(ж) и H<sub>2</sub>O(газ) не зависят от температуры и равны 75,3 Дж/моль\*К и 33,6 Дж/моль\*К, соответственно.
3. Для реакции изомеризации A<sub>(газ)</sub> = B<sub>(газ)</sub> K<sub>p</sub> = 2 при 298 К. Считая, что ΔH<sup>o</sup><sub>f, 298</sub> изомеров A и B одинаковы и Δ<sub>r</sub>C<sub>p</sub> = 0 найти: Δ<sub>r</sub>S<sup>o</sup><sub>298</sub> и K<sub>p</sub> при 500 К.
4. Для газофазной реакции A<sub>(газ)</sub> + B<sub>(газ)</sub> = C<sub>(газ)</sub>, протекающей при 500 К в сосуде с постоянным объёмом 82 л равновесная смесь содержит 5 молей A, 2 моля B и 2 моля C. Найти направление процесса и равновесный состав смеси после добавления в систему:
  - а) 1 моль B и 1 моль C;
  - б) 1 моль A и 1 моль C.

### Контрольная работа №3

1. pH 0,1 M раствора кислоты HA равен 3. Определите pH после добавления к 1 л этого раствора:
  - а) 0,05 моль NaOH;
  - б) 0,2 моль NaOH.
2. Гальванический элемент составлен из хлорсеребряного электрода, погруженного в раствор HCl (pH = 2) и серебряного электрода, погруженного в 0,01 M раствор



- $\text{AgNO}_3$ .  $\text{PP}_{\text{AgCl}} = 10^{-10}$ . Определить ЭДС элемента, анод, катод и записать реакции, протекающие на электродах.
- Определить количество  $\text{HCl}$  (в молях), которое необходимо добавить к 1 литру насыщенного раствора  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  ( $\text{PP} = 10^{-26}$ ), содержащего 1 моль твердого  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ , чтобы концентрация  $\text{Sn}^{2+}$  в растворе составила  $10^{-2}$  моль/л.
  - В 1 литр раствора с осмотическим давлением  $\pi = 1,47$  атм, содержащем 0,01 моля  $\text{CoCl}_2$  и некоторое количество молей  $\text{NiCl}_2$ , добавили по 0,1 моля металлических опилок  $\text{Co}$  и  $\text{Ni}$ . Определить:
    - направление реакции;
    - концентрации  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  и осмотическое давление раствора после установления равновесия.  $E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -2,714$  В;  $E^\circ_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -2,777$  В,  $T = 298$  К.

#### Контрольная работа №4

- Для изобарного процесса  $2\text{A}(\text{г}) = \text{A}_2(\text{г})$  рассчитать изменение энтропии для превращения 1 моля  $\text{A}$  при 596 К, если известно, что в стандартных условиях ( $P=1$  атм,  $T = 298$  К) числа микросостояний, соответствующих одной частице, равны  $w(\text{A}) = 10^{10}$ ,  $w(\text{A}_2) = 10^{14}$ .  
Считать, что теплоемкость газов не зависит от температуры, вкладом колебательной составляющей для  $\text{A}_2$  пренебречь.
- В результате разложения твердой соли:  
 $\text{NH}_4\text{HS} (\text{тв}) = \text{NH}_3 (\text{г}) + \text{H}_2\text{S} (\text{г})$   
В вакуумированном сосуде установилось равновесное давление  $P = 0,6$  атм ( $T = 298$  К). Затем в систему добавили 0,1 атм  $\text{H}_2\text{S}$ . Рассчитать:
  - $\Delta_r G_{298}$  и  $\Delta_r G^\circ_{298}$ ;
  - парциальные давления газов после установления равновесия.
- В 1 л воды поместили  $10^{-3}$  моль  $\text{CaSO}_4$  ( $K_L = 10^{-5}$ ). Определить:
  - концентрацию  $\text{Ca}^{2+}$
  - концентрацию  $\text{Ca}^{2+}$  после добавления 0,1 моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
  - осмотическое давление раствора (б).
- В 1 л буферного раствора с  $\text{pH} = 3$  растворили  $10^{-3}$  моль кислоты  $\text{H}_2\text{A}$  ( $K_{a1} = 10^{-2}$ ,  $K_{a2} = 10^{-4}$ ). Вычислить концентрации  $\text{H}_2\text{A}$ ,  $\text{HA}^-$ ,  $\text{A}^{2-}$  в этом растворе.
- Гальванический элемент составлен из водородного электрода ( $p(\text{H}_2) = 1$  атм, 0,1 М раствор кислоты  $\text{HX}$ ,  $K_{a(\text{HX})} = 10^{-5}$ ), и серебряного электрода (0,1 М раствор той же кислоты  $\text{HX}$ , содержащий осадок  $\text{AgX}$ ,  $K_{L(\text{AgX})} = 10^{-13}$ ,  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.800$  В). Определить:

- а) катод, анод и величину ЭДС элемента;  
 б) написать уравнения реакций на электродах.
6. Константа скорости реакции  $A \rightarrow B$   $k = 4,95$  л/моль\*с. Определить за какое время 99 % A превратится в B, если начальная концентрация  $c^0(A) = 0,1$  моль/л.

### Контрольная работа №5

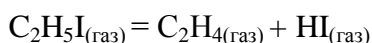
- Написать электронную конфигурацию иона  ${}^{167}_{68}\text{Er}^{3+}$  и изобразить энергетическую диаграмму МО молекулы  ${}^{16}_8\text{O}^{18}_8\text{O}$ . Определить число нейтронов и неспаренных электронов в каждой частице.
- Молекулярный ион  $\text{XCl}_6^-$  имеет октаэдрическое строение. Написать электронную конфигурацию внешнего слоя центрального атома X, где X – элемент главной подгруппы Периодической системы.
- Может ли излучение с энергией фотона 40,0 эВ вызвать протекание реакции:  
 $\text{He}^+ + p = \text{H} + \alpha,$   
 Где p и  $\alpha$ , соответственно, протон и  $\alpha$ -частица.
- В изолированной системе протекает процесс смешения двух молей  $\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}$  с  $t = 77^\circ\text{C}$  и двух молей  $\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}$  с  $t = 27^\circ\text{C}$ . Определить изменение внутренней энергии и энтропии для этого процесса. Принять что теплоёмкость воды равна 75 Дж/К\*моль и не зависит от температуры.
- Для обратимой элементарной реакции  
 $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$   
 $k_1 = 6,4 \cdot 10^{-2}$  л/моль\*с и  $k_2 = 4,0 \cdot 10^{-3}$  л/моль\*с. Определить для этой реакции:  
 а) скорость при начальных концентрациях  $c^0(\text{H}_2) = c^0(\text{I}_2) = c^0(\text{HI}) = 0,1$  моль/л;  
 б) равновесные концентрации  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{HI}$ .  
 в) константы равновесия  $K_p$  и  $K_c$ .
- Для реакции  $\text{C}_{\text{графит}} + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г})$   
 $K_p = 0,2$  при 700 К и  $K_p = 0,12$  при 750 К. Найти:  
 а)  $\Delta_r H^\circ$ ,  $\Delta_r S^\circ$ , считая, что  $\Delta_r C_p^\circ = 0$ ;  
 б) направление процесса при 700 и 750К, если  $p(\text{H}_2) = 1$  атм,  $p(\text{CH}_4) = 0,12$  атм, количество графита 1 моль.
- Известно, что буферный раствор, содержащий по 0,4 моль/л кислоты  $\text{HX}$  и её соли  $\text{NaX}$ , имеет  $\text{pH} = 4$ . Найти  $\text{pH}$ :  
 а)  $10^{-2}$  М раствора  $\text{NaX}$ ; б)  $10^{-4}$  М раствора  $\text{HX}$ .
- Гальванический элемент составлен из 2-х свинцовых электродов. Первый электрод – свинцовая пластина в насыщенном растворе труднорастворимой соли  $\text{PbSO}_4$ .

Второй – свинцовая пластина в насыщенном растворе другой труднорастворимой соли  $\text{PbCrO}_4$ . Известно, что ПР ( $\text{PbSO}_4$ ) в  $10^6$  раз больше, чем ПР ( $\text{PbCrO}_4$ ).  
Определить:

- а) ЭДС гальванического элемента ( $T = 298 \text{ K}$ );
- б) анод и катод;
- в) реакцию в элементе.

### Контрольная работа № 6

1. Для частиц  $\text{IF}_3$ ,  $\text{IF}_5$ ,  $\text{IO}_3^-$ ,  $\text{IO}_6^-$  определить:
  - а) стериическое число и пространственное строение;
  - б) ковалентность атома I;
  - в) какие из нейтральных частиц имеют дипольный момент.
2. Для молекулы  $^{35}_{17}\text{Cl}^{19}_9\text{F}$ :
  - а) найти число нейтронов в каждом атоме;
  - б) построить энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей и определить порядок связи.
3. Для процесса изобарного охлаждения 1 моля газообразного  $\text{SO}_2$  от 400 до 300 К определить  $\Delta H$ ,  $\Delta U$ ,  $\Delta S$ . В расчетах принять, что колебательные степени свободы молекулы  $\text{SO}_2$  не возбуждены.
4. Для реакции  $\text{A}_{\text{тв}} + 2\text{B}_{\text{газ}} = \text{C}_{\text{тв}} + 2\text{D}_{\text{газ}}$  при  $T = 500 \text{ K}$ , парциальных давлениях  $p_{\text{B}} = 0,10 \text{ атм}$ ,  $p_{\text{D}} = 0,15 \text{ атм}$  энергия Гиббса реакции  $\Delta_r G = 500R \ln 225$ . Определить:
  - а) направление реакции и  $K_p$ ;
  - б) равновесный состав (в молях), если система первоначально содержала  $n_{\text{A}}=n_{\text{B}}=0,1$  моль,  $n_{\text{C}}=n_{\text{D}}=0,15$  моль.
5. Определить:
  - а) начальную концентрацию раствора  $\text{NH}_3$ , если его  $\text{pH} = 10$ .
  - б) Растворимость  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  ( $K_L=10^{-15}$ ) в растворе  $\text{NH}_3$ , для которого  $\text{pH} = 11$ .
6. В два стакана, содержащих по 1 л 0,02 М раствора  $\text{HCl}$ , добавили 0,01 моль  $\text{KOH}$  и 0,02 моль  $\text{NaOH}$ , соответственно. Из водородных электродов ( $p(\text{H}_2) = 1 \text{ атм}$ ,  $T = 298 \text{ K}$ ), помещенных в полученные растворы, составили гальванический элемент.
  - а) определить анод и катод;
  - б) написать электродные реакции;
  - в) рассчитать ЭДС элемента.
7. Константа скорости разложения этилиодида по уравнению:



Равна  $k = 10^{14} \exp(-220915/RT) \text{с}^{-1}$ . Реакция происходит в замкнутом объёме при  $400^\circ\text{C}$ . В начальный момент система содержала этилиодид с давлением 0,1 атм и азот с давлением 0,05 атм. Через какое время давление в системе возрастет на 20 %?

### Контрольная работа №7

- 1а) Привести примеры двух частиц (атомов, ионов) электронная конфигурация которых может быть записана  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ .  
1б) Определить число электронов, имеющих квантовое число  $l = 1$  в указанных частицах.  
2а) Сколько электронов и протонов содержат частицы  $\text{BF}_4^-$  и  $\text{NCl}_3$ ?
2. Определить пространственное строение молекул:  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{XeF}_4$ . Какие из этих молекул имеют постоянный дипольный момент? Ответ обосновать.
3. Изменение энтальпии 0,5 моля газа  $\text{A}_2$  при изобарном нагревании от 300 до 600 К равно  $525R$ . Найти численное значение величины изменения энтропии в этом процессе (считать теплоёмкость не зависящей от температуры).
4. В 1 л раствора содержится 0,3 моля кислоты  $\text{HA}$  и 0,3 моля её соли  $\text{NaA}$ . рН этого раствора равен 6 при  $25^\circ\text{C}$ . Определить рН 0,01 М раствора  $\text{HA}$  при этой температуре.
5. 0,1 моль соли  $\text{AX}$  внесли в 1 л воды. Растворимость  $\text{AX}$  в воде составляет  $1,00 \cdot 10^{-6}$  моль/л при  $27^\circ\text{C}$  и  $1,41 \cdot 10^{-6}$  моль/л при  $47^\circ\text{C}$ . Найти растворимость  $\text{AX}$  при  $37^\circ\text{C}$ :  
а) в воде;  
б) в 1 М растворе  $\text{NaX}$ .
6. В концентрационном элементе в качестве электродов используются угольные электроды, опущенные в водные растворы: 0,01 М  $\text{HCl}$  и 0,1 М  $\text{NaCl}$ , в которые пропускается ток газообразного  $\text{Cl}_2$  ( $p^\circ = 1$  атм,  $T = 298$  К).  
а) определить катод и анод. Написать уравнения реакций на электродах. Найти величину ЭДС ( $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36$  В).  
б) как изменится величина ЭДС, если вместо хлора пропускать водород? Ответ обосновать.
7. Энергия активации для процесса в газовой фазе  $\text{H}_2 + \text{Br} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}$  равна 74,2 кДж/моль.  
а) оценить энергию активации для обратной реакции и нарисовать энергетический профиль реакции, если энергии диссоциации  $\text{H}_2$  и  $\text{HBr}$  равны 432,2 и 362,5 кДж/моль, соответственно.

б) скорость какой из реакций – прямой или обратной – увеличивается в большее число раз при увеличении температуры на одинаковую величину? Ответ обосновать.

### Контрольная работа №2

- Для процесса  $\text{NOCl}_{(г)} = \text{NO}_{(г)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(г)}$ , протекающего при  $t = 25^\circ\text{C}$  в объёме 1л, начальные количества  $n^\circ(\text{NOCl})=n^\circ(\text{NO})=n^\circ(\text{Cl}_2)=1,0$  моль.
  - рассчитать  $K_p$ ,  $K_c$  и определить направление протекания процесса;
  - сместится ли равновесие при повышении общего давления в системе? Если сместится, то в каком направлении? Изменится ли при этом  $K_c$ ?
  - как изменится  $K_c$  при понижении температуры?
- Стандартное значение энтропии молекулярного водорода  $S_{298} = 130,52$  Дж/моль\*К.
  - как изменится энтропия при понижении давления? При сжижении водорода?
  - определить число состояний, приходящееся на одну молекулу  $\text{H}_2$  при стандартных условиях.
  - объяснить различие в числе состояний, приходящихся на молекулу  $\text{H}_2$  и атом  $\text{Be}$  в кристалле при стандартных условиях. ( $S_{298}^\circ = 9,54$  Дж/моль\*К).Почему рассчитанное число состояний - не целое число?
- Рассчитать растворимость соли  $\text{MX}$ :
  - в воде; б) в  $1 \cdot 10^{-2}$  М растворе сильной кислоты  $\text{HX}$ , если  $K_{L(\text{MX})} = 1 \cdot 10^{-8}$ . Считать, что  $\text{M}$  находится в растворе только в виде  $\text{M}^+$ .
- Для  $2,0 \cdot 10^{-5}$  М раствора основания  $\text{B}$  в воде  $\text{pH} = 9,0$  при 298 К. Определить: а) константу ионизации  $\text{B}$  в воде ( $K_b$ ); б) величину  $\text{pH}$  0,1 М раствора соли  $\text{BHCl}$ .
- Для полуреакций (1) и (2) в водном растворе известны стандартные электродные потенциалы:
$$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \quad (1) \quad E^\circ_1 = 0,17 \text{ В}$$
$$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \quad (2) \quad E^\circ_2 = 0,31 \text{ В}$$
Определить:
  - ЭДС элемента, составленного из стандартного водородного электрода и электрода, на котором обратимо протекает в стандартных условиях реакция (3):
$$\text{H}_2\text{SO}_3 + 6\text{H}^+ + 6e = \text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O} \quad (3)$$
  - электродный потенциал полуреакции (3) при  $\text{pH}=0,1$ , концентрациях  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$  по 1,0 моль/л.
- Время полупревращения элементарной реакции  $\text{C} \rightarrow 3\text{D}$  при 300 К равно 34,65 мин, а при 360 К оно составляет 4,33 мин. Определить:

- а) энергию активации;
- б) сколько молей D образуется в объёме 10л через 1 мин при 360 К, если в начальный момент в этом объёме было 0,10 молей C?
7. \* В растворе, содержащем  $1 \cdot 10^{-3}$  моль/л  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $1 \cdot 10^{-3}$  моль/л  $K_4[Fe(CN)_6]$ , 1,96 моль/л HCl и заведомый избыток  $Bi_2O_3$ , протекает реакция:
- $$Bi_2O_{3(тв)} + 6 HCl_{(р-р)} + 6 K_4[Fe(CN)_6]_{(р-р)} = 2 Bi_{(тв)} + 6 K_3[Fe(CN)_6]_{(р-р)} + 6 KCl_{(р-р)} + 3 H_2O$$
- Найти равновесные концентрации  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  и  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ .

## Контрольная работа №2

### Вариант 1

- Для проведения реакции  $SO_2Cl_{2(ж)} = SO_{2(г)} + Cl_{2(г)}$  в предварительно вакуумированный сосуд ёмкостью 1 л поместили по 1 молю каждого вещества и нагрели до 350 К. Определить: а) равновесный состав смеси (в молях) и установившееся общее давление в сосуде; б) величины  $\Delta G_T^0$ ,  $\Delta G_T$ ,  $\Delta F_T^0$ ; написать выражения для  $\Pi$ ,  $K_p$ ,  $K_c$  и найти их величины при заданной температуре. (При расчетах считать теплоёмкости не зависящими от T).
- Определить направление протекания следующих химических реакций:
  - $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$
  - $CuSO_4 \cdot H_2O_{(тв)} = CuSO_{4(тв)} + H_2O_{(г)}$
  - $Fe_3O_{4(тв)} = FeO_{(тв)} + Fe_2O_{3(тв)}$
 если для каждой из них  $\Delta_r G^0 / (RT) = 0$ , а в исходной смеси содержится по 1 молю каждого из компонентов. Реакции протекают при атмосферном давлении.
- Осмотическое давление водного раствора HCl при 27°C равно 4,92 атм. Осмотическое давление водного раствора HX такой же молярной концентрации 2,706 атм при той же температуре. Определить величину  $K_a$  кислоты HX.
- В герметичном лабораторном помещении объёмом 100 м<sup>3</sup> разбили термометр, содержащий 2,0 г ртути. Используя термодинамические данные, определить, какое давление паров ртути установится в помещении при температуре 25°C. Какое давление паров ртути установится после того, как разбили второй такой же термометр?
- \*Теплоизолированный от окружения сосуд разделен перегородкой на две равные части, в первой из которых находится  $n_A$  молей газа A при температуре  $T_1$ , во

второй -  $n_B$  молей газа В при температуре  $T_2$ . Затем перегородку убирают. Теплоёмкости газов постоянны и равны  $C_{V(A)}$  и  $C_{V(B)}$ , Дж/К\*моль.

а) Рассчитать изменение энтальпии и энтропии при перемешивании газов для случая  $n_A = n_B$ .

б) Рассчитать изменение энтропии, если  $T_1 = T_2$  и в обеих частях находятся по  $n$  молей газа А.

Считать газы идеальными.

## Контрольная работа №2

### Вариант 1

- Для проведения реакции  $\text{SO}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} = \text{SO}_2\text{Cl}_{2(ж)}$  в предварительно вакуумированный сосуд ёмкостью 20 л поместили 1 моль  $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(ж)}$  и по 2 моля  $\text{SO}_{2(g)}$  и  $\text{Cl}_{2(g)}$ . Сосуд нагрели до 350 К. Определить: а) равновесный состав смеси (в молях) и установившееся общее давление в сосуде; б) величины  $\Delta G_T^\circ$ ,  $\Delta G_T$ ,  $\Delta F_T^\circ$ ; написать выражения для  $\Pi$ ,  $K_p$ ,  $K_c$  и найти их величины при заданной температуре. (При расчетах считать теплоёмкости не зависящими от  $T$ ).
- Определите направление протекания следующих химических реакций:
  - $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} = 2\text{NH}_{3(g)}$
  - $\text{MgO}_{(тв)} + \text{CO}_{2(g)} = \text{MgCO}_{3(тв)}$
  - $\text{CaO}_{(тв)} + \text{SiO}_{2(тв)} = \text{CaSiO}_{3(тв)}$если для каждого из них  $\Delta_r G_T^\circ / (RT) = 1$ , а в исходной смеси содержатся по 1 молю каждого из компонентов. Реакции протекают при атмосферном давлении.
- Осмотическое давление водного раствора КСl при 17°C равно 4,756 атм. Осмотическое давление водного раствора НХ такой же молярной концентрации 2,615 атм при той же температуре. Определить величину  $K_a$  кислоты НХ.
- В предварительно вакуумированный герметичный сосуд объёмом 1 м<sup>3</sup> поместили при  $T = 298$  К 5,08 г кристаллического  $\text{I}_2$ . Используя термодинамические данные, определить, какое давление установится в сосуде. Какое давление установится после добавления в сосуд ещё одной порции йода (5,08 г)? Считать, что пары йода полностью состоят только из молекул  $\text{I}_2$ .
- \*Теплоизолированный от окружения сосуд разделен перегородкой на две равные части, в первой из которых находится  $n_A$  молей газа А при температуре  $T_1$ , во второй -  $n_B$  молей газа В при температуре  $T_2$ . Затем перегородку убирают. Теплоёмкости газов постоянны и равны  $C_{V(A)}$  и  $C_{V(B)}$ , Дж/К\*моль.

а) Рассчитать изменение энтальпии и энтропии при перемешивании газов для случая  $p_A = p_B$ .

б) Рассчитать изменение энтропии, если  $T_1 = T_2$  и в обеих частях находятся по  $n$  молей газа  $A$ .

Считать газы идеальными.

### Итоговая контрольная работа - 1

- Какие значения могут принимать квантовые числа  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  и  $m_s$  для электронов в следующих частицах в основном состоянии:  $Na^+$ ,  $Br^-$ ,  $Se$ ,  $Mn^{2+}$ ? (Ответ удобнее представить в виде таблицы).
- Какие из перечисленных частиц парамагнитны и почему:  $PH_3$ ,  $PH_4^+$ ,  $NO$ ,  $N_2$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Ti^{3+}$ ?
  - Какие из перечисленных частиц могут быть донорами и акцепторами электронных пар:  $PH_3$ ,  $PH_4^+$ ,  $Br^-$ ,  $Na^+$ ,  $Cu^{2+}$ ?
- Как и почему должен изменяться валентный угол  $\angle HЭН$  в рядах частиц:
  - $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$
  - $AlH_3$ ,  $SiH_4$ ,  $PH_3$ ,  $H_2S$
- Объясните, почему в разбавленных водных растворах
  - $HCl$  – сильная,  $HCN$  – слабая кислоты
  - $HNO_3$  – сильная,  $H_2CO_3$  – слабая кислоты
  - $KCN$  диссоциирует практически полностью, а  $HCN$  – слабый электролит?
- Для газофазного процесса  $4A = 3B + 2C + D$  при  $T = 500$  К константа равновесия  $K_p = 7,39$ ; начальные давления компонентов  $p_A^0 = p_B^0 = p_C^0 = p_D^0 = 2$  атм.
  - увеличится или уменьшится общее давление в системе, если реакция проводится при постоянном объеме?
  - рассчитать величину  $(\Delta_r G_{500} - \Delta_r G_{500}^0)$  для начального и равновесного состояний.
- При добавлении в раствор слабой кислоты  $HX$  ( $K_a = 1,0 \cdot 10^{-12}$ ) твердой соли  $MX$ , произведение растворимости которой  $K_L = 7,5 \cdot 10^{-11}$ , часть соли осталась в осадке, а  $pH$  раствора принял значение 9,0. Рассчитать концентрации  $M^+$ ,  $X^-$  и степень диссоциации  $HX$ . Отличается ли растворимость соли в этом растворе от растворимости соли в воде?
- Рассчитать стандартный электродный потенциал для процесса:  
 $CuBr_{(тв)} = Cu_{(тв)} + Br^-_{(р-р)}$ , если известно, что для процесса:  
 $Cu^+_{(р-р)} + e = Cu_{(тв)}$   $E^0 = 0,520$  В, произведение растворимости  $K_L(CuBr) = 5,3 \cdot 10^{-9}$ .



б) Будет ли металлическая медь растворяться в водном растворе  $\text{HBr}$  с выделением  $\text{H}_2$ ? Если да, то при каких условиях?

8. а) Для некоторой элементарной мономолекулярной реакции зависимость константы скорости от температуры описывается уравнением:  $k = A \cdot \exp^{-B/T}$ ; для элементарной бимолекулярной реакции:  $K = C \cdot \exp^{-D/T}$ . Установить физический смысл  $B$ ,  $D$  и предэкспонент  $A$  и  $C$ .
- б) Оценить начальную скорость мономолекулярной реакции  $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} = 2 \text{NO}_{2(\text{г})}$  при атмосферном давлении и  $T = 400 \text{ K}$ , если энергия активации  $E_a = 58 \text{ кДж/моль}$ . Будет ли зависеть от давления: в) скорость реакции; г) константа скорости?

### Итоговая контрольная работа - 2

1. а) Элементы  $X$  и  $Y$  образуют ионы  $X^{3+}$  и  $Y^{3-}$ , имеющие одинаковую электронную конфигурацию  $[\text{Ar}]$ . Какие это элементы? Какова электронная конфигурация  $X^+$  и  $Y^-$ ?
- б) Определить кратность связи в частицах  $\text{SCl}$ ,  $\text{SCl}^+$ ,  $\text{SCl}^-$  и расположить их в порядке возрастания энергии связи.
2. а) Какова геометрия частиц:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BO}_2^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SF}_4$ ? Ответ обосновать.
- б) Имеют ли  $\text{BF}_3$  и  $\text{SF}_4$  дипольный момент, не равный нулю?
3. Для процесса  $A + 2C = AC_2$  равновесные концентрации компонентов при  $T = 25^\circ\text{C}$  равны  $[A] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$ ,  $[C] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$ ,  $[AC_2] = 1 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$ .
- а) Определить стандартную энергию Гиббса процесса  $\Delta_r G^\circ_{298}$ .
- б) В каком направлении будет протекать процесс, если для тех же условий концентрации всех компонентов уменьшить в 10 раз?
4. Определите стандартную энергию Гиббса сольватации  $\text{Br}_2$ :
- $$\text{Br}_2(\text{ж}) = \text{Br}_2(\text{aq}), \text{ если известны электродные потенциалы процессов}$$
- $$\text{Br}_2(\text{ж}) + 2 e = 2 \text{Br}^-(\text{aq}) \quad E^\circ_1 = 1,065\text{В}$$
- $$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2 e = 2 \text{Br}^-(\text{aq}) \quad E^\circ_2 = 1,087\text{В}$$
5. Соотношение концентраций кислотно-основных форм в бесконечно-разбавленном растворе кислоты  $\text{H}_2\text{A}$  равно  $[\text{H}_2\text{O}] : [\text{HA}^-] : [\text{A}^{2-}] = 1:100:100$ . Рассчитать первую и вторую константы диссоциации кислоты.
6. В сосуде постоянного объема при фиксированной температуре протекает реакция первого порядка:  $\text{XeF}_2 = \text{Xe} + \text{F}_2$ . Известно, что общее давление в сосуде возрастает на 1 мм.рт.ст. за 12 сек, если в начальный момент времени имеется только  $\text{XeF}_2$  под давлением 100 мм.рт.ст. За какое время общее давление возрастет на 1 мм.рт.ст., если исходное давление  $\text{XeF}_2$  увеличить в два раза?

### Задачи для контрольных работ

2. Определите кратность связи и изобразите энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для частиц  $N_2$ ,  $CN$ . Укажите, какие из частиц парамагнитны и почему?
3. Укажите гибридизацию атомных орбиталей центрального атома в частицах  $POCl_3$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $BF$ . Из каких электронных состояний можно ионизировать атом водорода синим цветом ( $\lambda = 450$  нм).
4. Определите направление протекания следующих химических реакций:  
а)  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$   
б)  $MgO_{(тв)} + CO_{2(г)} = MgCO_{3(тв)}$   
если для каждого из них  $\Delta_r G^0/(RT) = 1$ , а в исходной смеси содержатся по 1 моль каждого из компонентов. Реакции протекают при атмосферном давлении.
5. Определите направление протекания следующих химических реакций:  
а)  $CaO_{(тв)} + SiO_{2(тв)} = CaSiO_{3(тв)}$   
б)  $CuSO_4 \cdot H_2O_{(тв)} = CuSO_{4(тв)} + H_2O_{(г)}$   
если для каждого из них  $\Delta_r G^0/(RT) = 1$ , а в исходной смеси содержатся по 1 моль каждого из компонентов. Реакции протекают при атмосферном давлении.
6. Соотношение концентраций кислотно-основных форм в бесконечно-разбавленном растворе кислоты  $H_2A$  равно  $[H_2O] : [HA^-] : [A^{2-}] = 1:100:100$ . Рассчитать первую и вторую константы диссоциации кислоты.
7. Определите кратность связи и изобразите энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для частиц  $C_2$ ,  $O_2$ ,  $NO$ . Укажите, какие из частиц диамагнитны и почему?
8. Укажите гибридизацию орбиталей центрального атома в частицах  $NOCl$ ,  $PH_4^+$ ,  $VO_2^-$  и предложите их геометрическое строение. Из каких электронных состояний можно ионизировать атом водорода красным цветом ( $\lambda = 750$  нм)?
9. Определить направление протекания следующих химических реакций:  
а)  $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$   
б)  $Fe_3O_{4(тв)} = FeO_{(тв)} + Fe_2O_{3(тв)}$   
если для каждой из них  $\Delta_r G^0/(RT) = 0$ , а в исходной смеси содержится по 1 моль каждого из компонентов. Реакции протекают при атмосферном давлении.
10. Для процесса  $NOCl_{(г)} = NO_{(г)} + \frac{1}{2} Cl_{2(г)}$ , протекающего при температуре равной  $25^\circ C$  в объёме 1 л, начальные количества  $n^0(NOCl) = n^0(NO) = n^0(Cl_2) = 1,0$  моль.  
а) рассчитать  $K_p$ ,  $K_c$  и определить направление протекания процесса;

- б) сместится ли равновесие при повышении общего давления в системе? Если сместится, то в каком направлении? Изменится ли при этом  $K_c$ ?
11. Для процесса  $\text{NOCl}_{(г)} = \text{NO}_{(г)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(г)}$ , протекающего при температуре равной  $25^\circ\text{C}$  в объёме 1 л, начальные количества  $n^\circ(\text{NOCl})=n^\circ(\text{NO})=n^\circ(\text{Cl}_2)=1,0$  моль.
- а) рассчитать  $K_p$ ,  $K_c$  и определить направление протекания процесса;
- б) как изменится  $K_c$  при понижении температуры?
12. Стандартное значение энтропии молекулярного водорода  $S_{298} = 130,52$  Дж/моль\*К.
- а) как изменится энтропия при понижении давления? При сжижении водорода?
- б) определите число состояний, приходящееся на одну молекулу  $\text{H}_2$  при стандартных условиях.
13. Рассчитать растворимость соли  $\text{MX}$ :
- а) в воде;
- б) в  $1 \cdot 10^{-2}$  М растворе сильной кислоты  $\text{HX}$ , если  $K_{L(\text{MX})} = 1 \cdot 10^{-8}$ . Считать, что  $\text{M}$  находится в растворе только в виде  $\text{M}^+$ .
14. Для  $2,0 \cdot 10^{-5}$  М раствора основания в воде  $\text{pH} = 9,0$  при  $298$  К определить
- а) константу ионизации  $\text{B}$  в воде ( $K_B$ ).
15. Рассчитать энергию разрыва молекулы  $\text{HCl}$  на ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , используя энергию связи  $\text{HCl}$ , потенциал ионизации и сродство к электрону атомов. Изобразить энергетическую диаграмму системы.
16. Рассчитать сродство к электрону молекулы  $\text{O}_2$ , если известны сродство к электрону атома кислорода, энергия связи  $\text{O}_2$  и энергия диссоциации  $\text{O}_2^-$  на  $\text{O}$  и  $\text{O}^-$ .
17. При добавлении в раствор слабой кислоты  $\text{HX}$  ( $K_a = 1,0 \cdot 10^{-12}$ ) твердой соли  $\text{MX}$ , произведение растворимости которой  $K = 7,5 \cdot 10^{-11}$ , часть соли осталась в осадке, а  $\text{pH}$  раствора принял значение  $9,0$ . Рассчитать концентрации  $\text{M}^+$ ,  $\text{X}^-$  и степень диссоциации  $\text{HX}$ .
18. Растворимость  $\text{BaSO}_4$  составляет  $1,05 \cdot 10^{-5}$  моль/л:
- а) вычислить  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в моль/л и  $\text{PP}(\text{BaSO}_4)$
- б) вычислить  $\text{Ba}^{2+}$  после добавления к 1 л насыщенного раствора  $\text{BaSO}_4$   $0,01$  моль  $\text{NaSO}_4$
19. Рассчитать стандартный электродный потенциал для процесса:
- $$\text{CuBr}_{(тв)} = \text{Cu}_{(тв)} + \text{Br}^-_{(р-р)}$$
- если известно, что для процесса:  $\text{Cu}^+_{(р-р)} + e = \text{Cu}_{(тв)}$   $E^\circ = 0,520$  В, произведение растворимости  $K_L(\text{CuBr}) = 5,3 \cdot 10^{-9}$ .
20. Вычислить потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор  $\text{AgI}$ . При какой концентрации  $\text{Ag}^+$  потенциал электрода будет равен нулю ( $\text{PP}_{\text{AgI}} = 10^{-16}$ ).

21. Оценить начальную скорость мономолекулярной реакции  $N_2O_{4(g)} = 2NO_{2(g)}$  при атмосферном давлении и  $T = 400 \text{ K}$ , если энергия активации  $E_a = 58 \text{ кДж/моль}$ . Будет ли зависеть от давления: а) скорость реакции, б) константа скорости?
22. Для молекулы  $H_2$  найти, во сколько раз заселенность уровней  $v = 1, j = 0$  больше или меньше заселенности уровня  $v = j = 0$ .
23. Для молекулы  $H_2$  найти, во сколько раз заселенность уровней  $v = 1, j = 10$  больше или меньше заселенности уровня  $v = j = 0$ .
24. Рассчитать отношение констант скорости при  $300^\circ\text{C}$  двух реакций одинакового порядка, если их предэкспоненциальные множители уравнения Аррениуса одинаковы, а энергия активации отличается на  $40 \text{ кДж/моль}$ ?  
Сколько  $KCN$  следует добавить к  $1 \text{ л}$   $0,01 \text{ M}$  раствора  $HCN$  ( $K_a = 10^{-9}$ ) для получения нейтрального раствора?

### Контрольная работа №1

#### Вариант 1

1. Определить кратность связи и изобразить энергетические диаграммы МО для частиц  $B_2, N_2^+, CN^-$ . Указать диамагнитность (парамагнитность) частиц.
2. Предложите обоснованные варианты геометрического строения частиц:  $POCl_3, BF_3, PCl_3, SF_6$ . Имеют ли частицы дипольный момент, отличный от нуля?
3. Для процесса  $NOCl_{(r)} = NO_{(r)} + \frac{1}{2} Cl_{2(r)}$ , протекающего при температуре равной  $25^\circ\text{C}$  в объёме  $1 \text{ л}$ , начальные количества  $n^\circ(NOCl) = n^\circ(NO) = n^\circ(Cl_2) = 1,0 \text{ моль}$ .  
а) рассчитать  $K_p, K_c$  и определить направление протекания процесса;  
б) сместится ли равновесие при повышении общего давления в системе? Если сместится, то в каком направлении?
4. Сравнить рН растворов солей одинаковой молярной концентрации: сульфита натрия и гидросульфита натрия.
5. Используя стандартные электродные потенциалы, оценить возможность протекания реакций в следующих системах (водные растворы):  
а)  $H_2O_2 + HNO_2 \rightarrow$   
б)  $H_2O_2 + KBr \rightarrow$

### Контрольная работа №1

#### Вариант 2

1. Определить кратность связи и изобразить энергетические диаграммы МО для частиц  $C_2, O_2^+, NO^-$ . Указать диамагнитность (парамагнитность) частиц.
2. Предложите обоснованные варианты геометрического строения частиц:  $NOCl, OF_2, SiH_4, COCl_2$ . Имеют ли частицы дипольный момент, отличный от нуля?

3. Для процесса  $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} = 2NH_{3(r)}$ , протекающего при температуре равной  $25^{\circ}C$  в объёме 1 л, начальные количества  $n^{\circ}(N_2)=n^{\circ}(H_2)=n^{\circ}(NH_3)=1,0$  моль.
- рассчитать  $K_p$ ,  $K_c$  и определить направление протекания процесса;
  - сместится ли равновесие при повышении общего давления в системе? Если сместится, то в каком направлении?
4. Сравнить pH растворов солей одинаковой молярной концентрации: сульфида натрия и гидросульфида натрия.
5. Используя стандартные электродные потенциалы, оценить возможность протекания реакций в следующих системах (водные растворы):
- $FeCl_3 + KI \rightarrow$
  - $FeCl_3 + KBr \rightarrow$

## Контрольная работа №2

1. Изобразить энергетические диаграммы частиц  $C_2$  и  $F_2^+$ . Сравнить устойчивость частиц.
2. Имеют ли  $CF_4$ ,  $XeF_4$  молекулы дипольный момент, отличный от нуля. Ответ обосновать.
3. Определите направление протекания реакции и равновесный состав:  $H_{2(g)} + H_{2(g)} = 2HCl_{(g)}$ , начальные давления компонентов:  $p^0(H_2)=3\text{атм}$ ,  $p^0(H_2)=1\text{ атм}$ ,  $p^0(HCl)=1\text{атм}$ ,  $\Delta^0 G_T/RT = \ln 2$ .
4. При каком pH начнет выпадать осадок  $MnS$  из раствора, содержащего  $MnCl_2$  и  $H_2S$ .  $C(MnCl_2)=C(H_2S)=10^{-3}\text{М}$ ;  $PP(MnS)=10^{-10}$ ;  $K_{a1}=10^{-7}$ ,  $K_{a2}=10^{-13}$ .
5. Гальванический элемент состоит из двух электродов:  
Fe в 0,01 М растворе  $Fe(NO_3)_2$   $E^0_{Fe^{2+}/Fe}=-0,440\text{ В}$ ,  
Cd в 0,02 М растворе  $Cd(NO_3)_2$   $E^0_{Cd^{2+}/Cd}=-0,403\text{ В}$ .  
Определить ЭДС и стандартную ЭДС элемента,  $\Delta G$  и  $\Delta G^0$ .

### Критерии оценки заданий контрольных работ

**4 балла:** приведено полное правильное решение, включающее следующие элементы:

- 1) верно указаны химические явления и законы и получен верный ответ;
- 2) приведены рассуждения, приводящие к правильному ответу.

**3 балла:** представлено правильное решение и получен верный ответ, но указаны не все химические явления или законы, необходимые для полного правильного ответа;

ИЛИ

правильно записаны необходимые формулы, записан правильный ответ, но не представлены преобразования, приводящие к ответу.

ИЛИ

в математических преобразованиях или вычислениях допущена ошибка, которая привела к неверному ответу.

ИЛИ

не представлены рассуждения, приводящие к ответу.

**2 балла:**

В решении содержится ошибка в необходимых математических преобразованиях и отсутствуют какие-либо числовые расчеты.

ИЛИ

записаны все исходные формулы, необходимые для решения задачи, но в ОДНОЙ из них допущена ошибка.

ИЛИ

отсутствует одна из формул, необходимых для решения задачи.

**0-1 баллов:**

Все случаи решения, которые не соответствуют выше указанным критериям выставления оценок в 2, 3, 4 балла.