

Оборотная сторона титульного листа РПУД

- 1. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры общей, неорганической и элементоорганической химии:**

Протокол от «_____» _____ 20 г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от «_____» _____ 200 г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

ABSTRACT

Bachelor's degree in 15.03.04 Automatization of Technological Processes
Study profile "Automation of technological processes and production in mechanical engineering"

Course title: Chemistry

Basic part of Block, 4 credits

Instructor: Tkacheva M. V.

At the beginning of the course, a student should be able to use mathematics, chemistry and physics knowledge in the size of school program.

Learning outcomes: GPC-2 the ability to solve common tasks of professional activities on the basis of bibliographic information and culture with the use of information and communication technologies, and taking into account the main information security requirements

Course description: the theory of the structure of substance; the teaching about the regularity of chemical processes; the theory of ion-exchange and oxidation-reduction reactions; the doctrine of periodicity.

Main course literature:

1. Glinka, N.L. Obchsaya himiya [General Chemistry: textbook for non-chemical specialties universities] – Moscow: KnoRus, 2012. – 749 p. (rus) Access: <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:667020&theme=FEFU>
2. Glinka, N.L. Zadachi i upragneniya po obchsey himii [Tasks and exercises in general chemistry: textbook for non-chemical specialties universities / N.L. Glinka; ed. V.A. Rabinovich, J.M. Rubina]. – Moscow: KnoRus, 2014. – 240 p. (rus) Access: <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>
3. Korovin, N.V. Obchsaya himiya. Teoriya i problemi [General chemistry. Theory and problems] – SPb.: Lan', 2014. 491 p. (rus) Access: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723
4. Volkhin, V.V. Obchsaya himiya [General chemistry. Basic course: a textbook for high schools in the field of engineering and technology]. - SPb.: Lan, 2008. - 464 p. (rus) Access: <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281662&theme=FEFU><https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>

Form of final knowledge control: examination.

АННОТАЦИЯ

Дисциплина разработана для студентов направления 15.03.04 «Автоматизация технологических процессов и производств», профиль «Автоматизация технологических процессов и производств в машиностроении».

Основой для изучения дисциплины «Химия» является курс химии средней школы, а также некоторые разделы курса физики и математики средней школы.

Освоение дисциплины «Химия» связано и является базовым в целом ряде вопросов при изучении дисциплин: физика, экология, безопасность жизнедеятельности, дисциплины профильной направленности.

Дисциплина реализуется на I курсе, в течение 1 семестра. Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 4 зачетных единицы, 144 часа. Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (18 часов, из них 6 часов в интерактивной форме), практические занятия (18 часов, из них 6 часов в интерактивной форме), лабораторные работы (18 часов), самостоятельная работа студентов (90 часов, в том числе на подготовку к экзамену 45 часов). Форма промежуточного контроля – экзамен.

Цель: подготовка студентов к использованию знания о химических процессах и явлениях для решения задач, возникающих при выполнении профессиональной деятельности.

Задачи:

1. Формирование у студентов знаний о законах развития материального мира, о химической форме движения материи, о взаимосвязи строения и свойств вещества.
2. Формирование химических, а также обще-познавательных умений как для решения научно-технических задач в профессиональной деятельности, так и для фундаментальной подготовки и самосовершенствования специалиста.
3. Формирование естественнонаучного мировоззрения, навыков экологической грамотности и системного видения окружающего мира.

В результате изучения данной дисциплины у студентов формируются следующие общепрофессиональные компетенции:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-2 способность решать стандартные задачи профессиональной деятельности на основе информационной и	Знает	- правила работы с литературными источниками; - требования к проведению лабораторного эксперимента и правила безопасной работы в химических лабораториях; - способы решения стандартных химических задач в профессиональной деятельности

библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и с учетом основных требований информационной безопасности	Умеет	- находить источники информации, проявляя информационную и библиографическую культуру; - проводить лабораторный эксперимент по предложенным методикам и делать необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы
	Владеет	- навыками решения стандартных химических задач в профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры

Для формирования вышеуказанных компетенций в рамках дисциплины «Химия» применяются следующие методы активного/ интерактивного обучения: лекции-беседы, лекции с разбором конкретных ситуаций, практические работы с использованием метода групповой дискуссии.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Модуль 1. Строение вещества (4 час.)

Раздел 1. Атомно-молекулярная теория (1 час.)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (1 час.)

Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические и газовые законы. Понятие эквивалента. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Тема 2. Основные классы соединений (0 час.)

Классификация и номенклатура неорганических и органических соединений; основные свойства оксидов, гидроксидов, углеводородов и их функциональных производных. Методы синтеза неорганических и простейших органических соединений. Способы идентификации веществ. Практическое применение некоторых классов соединений.

Раздел 2. Строение атома (2 час.)

Тема 1. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева (2 час.), с использованием метода активного обучения – лекция – беседа (2 час.)

Квантово-механическая модель атома. Двойственная природа электрона. Понятие атомной орбитали. Квантовые числа. Электронные конфигурации атомов.

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Зависимость свойств элементов и образуемых ими соединений от положения элемента в периодической системе.

Раздел 3. Химическая связь (1 час.)

Тема 1. Химическая связь (1 час.)

Виды и характеристики химической связи. Методы ВС и МО. Химическая связь в многоатомных молекулах. Межмолекулярное взаимодействие.

Модуль 2. Учение о химическом процессе (5 час.)

Раздел 4. Термодинамический подход к химическим реакциям (3 час.)

Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса (3 час.), с использованием метода активного обучения – лекция с разбором конкретных ситуаций (2 час.)

Основные понятия и определения химической термодинамики. Первое начало термодинамики и его применение к химическим системам. Энтальпия. Термохимия. Энергетические эффекты химических реакций. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Второе начало термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса и направление химического процесса. Критерии самопроизвольного протекания процесса в различных системах.

Раздел 5. Кинетика и химическое равновесие (2 час.)

Тема 1. Кинетика химических процессов и химическое равновесие (2 час.)

Понятие о скорости и механизме химической реакции. Элементарные химические реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций с целочисленными кинетическими порядками. Сложные химические реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Катализ и каталитические реакции.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье. Равновесие в гетерогенных системах.

Модуль 3. Химические системы

Раздел 6. Основные понятия и определения

Раздел 7-9. Газовые системы. Твердые системы. Жидкие системы. (4 час.)

Тема 1. Агрегатные состояния вещества (0 час.)

Понятия твердого, жидкого, газообразного и плазменного, конденсированного, кристаллического, аморфного состояний вещества. Положения молекулярно-кинетической теории газов: модель идеального газа, реальные газы; их характерные свойства; в) познакомить с молекулярно-кинетической теорией жидкостей и их свойствами. Представление о типах кристаллических решеток (КР) и свойствах твердых веществ. Основы зонной теории кристаллов.

Тема 2. Общие свойства растворов (0 час.)

Основные понятия и определения. Гомогенные и гетерогенные системы. Газовые системы. Идеальный газ. Идеальная смесь газов. Реальные газы. Химические реакции в газовой фазе.

Твердые системы. Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Химическая связь и структура твердых тел. Общие свойства кристаллов. Твердые растворы. Твердофазные химические реакции.

Жидкие системы. Термодинамика процесса растворения. Способы выражения количественного состава растворов. Коллигативные свойства растворов.

Тема 3. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов (4 час.), с использованием метода активного обучения – лекция – беседа (2 час.)

Протолитическое равновесие в водных растворах слабых электролитов. Степень и константа диссоциации. Зависимость степени электролитической диссоциации электролита от природы растворенного вещества, от концентрации раствора и температуры. Автопротолиз воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды. Совмещенные протолитические равновесия.

Гетерогенное равновесие в водных растворах малорастворимых электролитов. Константа растворимости. Понятие растворимости. Количественное соотношение между растворимостью и константой растворимости. Условия образования и растворения осадка. Совмещенные гетерогенные равновесия.

Лигандо-обменное равновесие в водных растворах, содержащих комплексные ионы. Константы устойчивости и константы нестойкости комплексных ионов. Факторы, влияющие на прочность и состав комплексных соединений. Совмещенные лигандо-обменные равновесия.

Окислительно-восстановительное равновесие. Константа $K_{\text{red-ox}}$. Определение окислителя, восстановителя, процесса окисления, восстановления. Критерии самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций.

Совмещенные равновесия разных типов. Константа совмещенного равновесия.

Раздел 10. Дисперсные системы (1 час.)

Тема 1. Дисперсные и коллоидные системы (1 час.)

Дисперсные системы. Классификация и термодинамика дисперсных систем. Коллоидное состояние вещества. Поверхностные явления. Двойной электрический слой и электрокинетические явления. Устойчивость дисперсных систем.

Модуль 4. Электрохимические системы (2 час.)

Раздел 11. Электрохимические процессы (2 час.)

Тема 1. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Гальванические элементы. Аккумуляторы. (1 час.)

Электрохимические процессы. Электродные процессы. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация электродов. Гальванические элементы. Химические источники тока.

Тема 2. Электролиз (0 час.)

Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Последовательность разрядки ионов на катоде и аноде. Первичные и вторичные процессы электролиза. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Понятие потенциала разложения. Явление поляризации электродов и его разновидности. Количественные законы электролиза. Применение электролиза в технике.

Тема 3. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии. (1 час.)

Коррозия. Виды коррозионных разрушений. Основные характеристики коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от коррозии.

Модуль 5. Элементы органической химии (2 час.)

Раздел 12. Основы химии ВМС (2 час.)

Тема 1. Полимерные материалы (2 час.)

Классификация высокомолекулярных соединений. Методы получения полимеров. Строение и свойства полимеров. Применение полимерных материалов.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лабораторные работы (18 час.)

Занятие 1. Введение в практикум по общей химии (2 час.)

Занятие 2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.)

Занятие 3. Определение теплового эффекта химической реакции (2 час.)

Занятие 4. Химическая кинетика (2 час.)

Занятие 5. pH и гидролиз солей (2 час.)

Занятие 6. Комплексные соединения (2 час.)

Занятие 7. Коллоидные растворы (2 час.)

Занятие 8. Электрохимические процессы (2 час.)

Занятие 9. Коррозия металлов (2 час.)

Практические работы (18 час.)

Занятие 1. Основы атомно-молекулярного учения. Классы соединений (2 час.)

1. Основные понятия и законы химии в свете атомно-молекулярного учения.
2. Основные классы химических соединений и генетическая связь между ними.

Занятие 2. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева. (2 час.)

1. Основные положения квантовой механики, принципы квантования энергии.
2. Порядок распределения электронов в многоэлектронных атомах.

3. Взаимосвязь между строением атома элемента, положением его в Периодической системе Д.И. Менделеева и свойствами элемента.

Занятие 3. Химическая связь (2 час.)

1. Основные черты и виды химической связи.
2. Основные характеристики химической связи.
3. Особенности метода валентных связей (МВС) и метода молекулярных орбиталей (ММО – ЛКАО).
4. Межмолекулярные взаимодействия.

Занятие 4. Элементы химической термодинамики (2 час.)

1. Основные термодинамические функции состояния системы: обозначение, физический смысл, способы расчета.
2. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение к различным системам.
3. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

Занятие 5. Химическая кинетика и равновесие (2 час.)

1. Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных процессов. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Катализ.
2. Химическое равновесие. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Виды констант равновесия и взаимосвязь между ними.

Занятие 6. Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.)

1. Термодинамический и кинетический методы для оценки возможности протекания, направления и условий протекания химических процессов.
2. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.

Занятие 7, 8 . Равновесия в растворах электролитов (4 час.) .), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.)

1. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.
2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.
3. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов.
4. Совмещенные равновесия разных типов. Константы совмещенных равновесий.

Занятие 9. Электрохимия (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.)

1. Электрохимия как наука, изучающая взаимопревращения химической и электрической энергии. Основное уравнение взаимосвязи энергии Гиббса и ЭДС. Принципиальное устройство электрохимических систем.

2. Коррозия металлов. Виды коррозионных разрушений, виды коррозионных сред. Типы коррозионных процессов. Термодинамика и кинетика процессов химической и электрохимической коррозии. Скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее. Способы защиты металлов от коррозии.

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Химия» представлено в Приложении 1 и включает в себя:

план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию;

характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению;

требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;

критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые модули дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Строение вещества	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экс. вопросы № 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13,14
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1, 2, 3, 4
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
2	Учение о химическом процессе	ОПК-2	знает	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экс. вопросы № 15, 16, 17, 18, 19, 20, 21
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания	типовые задания № 6, 7

				(ПР-11)	
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
3	Химические системы	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 3, 12, 22, 23, 24, 25, 26, 27, 28
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 5, 6, 7
			владеет	лабораторная работа (ПР-6)	
4	Электрохимические системы	ОПК-2	знает	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 28, 29, 30, 31, 32, 33
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 6, 8, 9
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
5	Элементы органической химии	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 34
			умеет:	тест (ПР-1)	типовые задания № 10
			владеет:	тест (ПР-1)	

Типовые контрольные задания, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы, представлены в Приложении 2.

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2012. – 749с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:667020&theme=FEFU>

2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: КноРус, 2014. – 240с.
<https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>
3. Общая химия. Теория и задачи / Н.В. Коровин, Н.В. Кулешов, О.Н. Гончарук, В.К. Камышова. — СПб.: Лань, 2014.— 491 с.
http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281662&theme=FEFU>

Дополнительная литература

1. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Я.А. Угай. - М.: Высшая школа, 2007. – 527 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:353896&theme=FEFU>
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281661&theme=FEFU>
3. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>
4. Гельфман, М.И. Химия / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — СПб.: Лань, 2008.— 472 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4030
5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. — СПб.: Лань, 2014.— 744 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684
6. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. Равделя А.А. и Пономаревой А.М. – СПб.: Специальная литература,1999. – 232с.
<https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:363942&theme=FEFU>
7. Лурье, Ю.Ю. Справочник по аналитической химии / Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1989. – 448 с.
<https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:720634&theme=FEFU>

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. <http://e.lanbook.com/>
2. <http://www.studentlibrary.ru/>
3. <http://znanium.com/>
4. <http://www.nelbook.ru/>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Основной вид деятельности студентов – самостоятельная работа над учебным материалом. Она складывается из следующих элементов: изучение материала по учебникам и учебным пособиям, выполнение лабораторного практикума; выполнение индивидуальных заданий; сдача экзамена по всему курсу.

1. Изучать курс химии рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе (расположение материала курса в программе не всегда совпадает с расположением его в учебнике).

Лекционные занятия предназначены для обсуждения наиболее важных тем, вызывающих затруднения при самостоятельном изучении учебного материала. Они помогают наметить план самостоятельного изучения дисциплины, определяют темы, на которые необходимо обратить особое внимание. Проработку лекций, безусловно, необходимо совмещать с изучением теоретического материала по учебникам и учебным пособиям. Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, следует составлять краткий конспект, содержащий формулировки законов и основных понятий химии, значения новых незнакомых терминов и названий, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т.д. Если есть возможность систематизировать материал, составьте графики, схемы, таблицы. Они значительно облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

2. Перед практическим занятием следует изучить конспект лекции и рекомендованную преподавателем литературу, обращая внимание на практическое применение теории и на методику решения типовых обучающих задач по соответствующим разделам изучаемой темы. Решение задач – лучший способ прочного усвоения и закрепления теоретического материала. На практическом занятии главное – уяснить связь решаемых задач с теоретическими положениями. При решении предложенной задачи нужно стремиться не только получить правильный ответ, но и усвоить общий метод решения подобных задач. Для ведения записей на практических занятиях обычно заводят отдельную тетрадь.

При выполнении индивидуальных заданий, решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по самому существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу, написать уравнение реакции и т.п.

При выполнении письменных работ необходимо соблюдать следующие правила:

- работу следует выполнять аккуратно, оставляя поля для замечаний рецензента;
- условия задач своего варианта переписывать полностью;
- при решении для всех полученных числовых значений должна быть приведена их размерность;
- подробно изложить ход решения с математическими преобразованиями;
- используемые формулы должны сопровождаться пояснениями.

Если работа не зачтена, ее надо выполнить повторно с учетом замечаний преподавателя и представить вместе с предыдущей работой; исправления следует выполнять в конце работы, а не в рецензированном тексте.

Индивидуальные домашние задания, оформленные без соблюдения указанных правил, а также работы, выполненные не по своему варианту, не рецензируются и не засчитываются.

3. Целью лабораторных работ по дисциплине является сознательное и глубокое усвоение важнейших положений программы курса общей химии, приобретение навыков обращения с химической посудой, реагентами и проведения определенных химических исследований при соблюдении требований техники безопасности, выполнения расчётов по приведенным в методическом указании уравнениям и написания уравнений химических реакций.

Перед выполнением лабораторных работ необходимо пройти инструктаж по технике безопасности и расписаться в соответствующем журнале. Только после этого знакомится с порядком выполнения лабораторной работы, готовится к проведению эксперимента. В ходе выполнения работы внимательно наблюдать за изменениями в системе, проводить измерения, и записывать наблюдения. Если требуется, записывать уравнения реакций, делать расчеты. По результатам эксперимента делать выводы. После выполнения лабораторной работы студент оформляет отчет, отдает отчет по лабораторной работе на проверку преподавателю. Отчет выполняется отдельно по каждой лабораторной работе. В отчете, как правило, должны быть следующие разделы:

1. Цель выполнения работы.
2. Краткая теоретическая часть.
3. Экспериментальная часть.
4. Необходимые расчёты, уравнения реакций.
5. Выводы.

4. Если у студента возникают затруднения при изучении курса следует обращаться за консультацией к ведущему преподавателю.

5. К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили самостоятельную работу по основным разделам курса, выполнили и защитили отчёты по лабораторному практикуму.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1. Специализированные лаборатории по химии, оснащенные системой вентиляции, лабораторной мебелью и приборами.
2. Наборы материалов и реактивов необходимых для выполнения лабораторных работ.
3. Лабораторная посуда для проведения опытов: различные пробирки, колбы, пипетки аналитические, бюретки и т.д.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

по дисциплине «Химия»

**Направление подготовки 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств
Профиль «Автоматизация технологических процессов и производств в машиностроении»**

Форма подготовки очная

Владивосток

2015

**План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине
«Химия»**

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Формы контроля
1	2-3 недели	Индивидуальное домашнее задание по теме «Основные понятия и законы химии»	1 час.	Устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
2	3-4 неделя	Составление конспекта по теме «Химическая связь»	2 час.	Конспект (ПР-7)
3	5-6 неделя	Составление таблицы «Основные классы химических соединений»	1,5 час.	таблица
4	7-9 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций»	5 час.	письменная работа (ПР-11)
5	10-11 неделя	Изучение новой темы «Коллигативные свойства растворов» и составление конспекта	2 час.	Конспект (ПР-7), устный опрос (УО-1)
6	12-14 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Растворы»	1,5 час.	письменная работа (ПР-11)
7	15-16 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Высокомолекулярные соединения»	2 час.	Тест (ПР-1) или письменная работа (ПР-11)
8	16-17 неделя	Индивидуальное домашнее задание по теме «Электрохимические процессы»	3 час.	Собеседование (УО-1) или письменная работа (ПР-11)
9	1-18 неделя	Подготовка к практическим занятиям	9 час. (1 акад. час на одно практическое занятие)	устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
10	1-18 неделя	Подготовка к лабораторной работе	18 час. (2 акад. час на каждую лабораторную работу)	устный опрос (УО-1), отчет по лабораторной работе (ПР-6)
11	сессия	Подготовка к сдаче экзамена	45 час.	письменная

Характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению

1. Составление конспекта по темам «Химическая связь», «Коллигативные свойства растворов».

Алгоритм составления конспекта

- Внимательно прочитайте текст.
 - Отметьте новые слова, имена, даты. Уточните значение непонятных слов.
 - Произведите сортировку материала: выделите главные мысли, определения понятий, выводы и второстепенный материал, без которого можно обойтись.
 - На черновике можно составить план, сделать выписки, записать ключевые слова, можно зафиксировать главные мысли в виде схем, рисунков, знаков (опорных сигналов).
 - При повторном чтении текста обратите внимание на взаимосвязь главных мыслей, на способы их доказательства.
 - Записи старайтесь вести своими словами, не переписывая текст. Стремитесь к краткости.
 - В конспекте можно использовать сокращения. Особенно удобны опорные сигналы, которые легко запоминаются.
 - Не забудьте о логической взаимосвязи отдельных частей конспекта.
 - Запись должна быть компактной (занимать мало места) и в то же время структурированной. Сплошной текст плохо воспринимается и запоминается. Поэтому отступы, пробелы, нумерация, выделение главного подчеркиванием, рамкой или другим цветом сделают ваш конспект более удобным для последующей работы.
 - Закончив конспектирование, прочитайте текст еще раз, при необходимости доработайте конспект.
 - Попробуйте по конспекту восстановить в памяти изученный материал.
2. Выполнение индивидуальных домашних заданий по темам «Основные понятия и законы химии», «Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций», «Растворы», «Высокомолекулярные соединения», «Электрохимические процессы».
 - «Основные понятия и законы химии»
 1. Определите молярную массу эквивалента следующих веществ: а) серной кислоты; б) кальция; в) гидроксида кальция. Приведите соответствующие уравнения реакций.

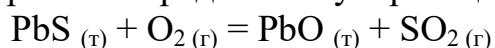
2. Определите молярный объем эквивалента водорода при 900 мм. рт.ст. и 300° С.
3. Определите массу оксида кремния, который растворится в растворе, содержащем 500 г гидроксида калия.

- «Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций»

Для предложенной реакции ответьте на следующие вопросы:

- экзо- или эндотермической является данная реакция; определите тепловой эффект образования 1 кг любого из продуктов реакции в данном процессе;
- как меняется степень беспорядка в ходе реакции;
- возможна ли данная реакция в изолированной системе при стандартных условиях;
- возможна ли данная реакция в открытой системе при 25°С и 1000 К. При какой температуре выделяется больше энергии;
- какой фактор (энтропийный или энтальпийный) способствует протеканию процесса;
- запишите выражения кинетической и термодинамической $K_{\text{равновесия}}$, покажите взаимосвязь между ними;
- рассчитайте числовое значение $K_{\text{равновесия}}$ при температуре 25°С и 1000 К. При какой температуре полнота протекания реакции выше;
- укажите оптимальные условия протекания реакции, используя принцип Ле Шателье (условия, при которых равновесие смещается в прямом направлении).

Не забудьте уравнять предложенную реакцию.



$$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{ кДж/моль} \quad - 100,42 \quad 0 \quad - 219,28 \quad - 296,9$$

$$\Delta G^0, \text{ кДж/моль} \quad - 98,77 \quad 0 \quad - 189,1 \quad - 300,21$$

- «Растворы»

1. Рассчитайте молярную концентрацию 2% - ного по массе раствора хлорида никеля. Плотность раствора 1,055 г/см³.
2. Сколько граммов сахарозы надо растворить в 100 г воды, чтобы повысить температуру кипения на 1° С?
3. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0,03М HBr; б) 0,1 N H₂Se; в) 0,0008 M CuCl₂.
4. При какой концентрации гидроксида калия в растворе концентрация ионов железа (II) будет равна 1·10⁻²⁸. $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 1 \cdot 10^{-15}$

- «Электрохимические процессы»

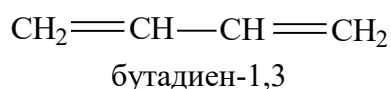
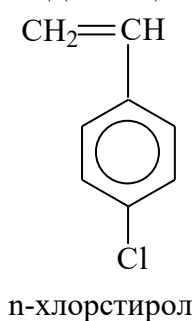
1. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых анодом служил бы железный электрод, а в другом элементе он является катодом. Вычислить ЭДС этих элементов при концентрациях катодных электролитов 0,1 моль/л, а анодных электролитов 0,001 моль/л.

2. При электролизе водного раствора сульфата калия на катоде выделилось 224 л газа. Рассчитать время электролиза, если сила тока была равна 5 А. Привести полную схему электролиза. Рассчитать массу вещества, выделившегося на аноде.

3. Привести схемы гальванических элементов, возникающих при нарушении целостности железного изделия, покрытого никелем, результатом работы которых является процесс коррозии: а) во влажном воздухе; б) в кислой среде. Привести уравнения процессов и указать продукты коррозии.

• «Высокомолекулярные соединения»

1. Приведите схемы реакций получения возможных полимеров, используя мономер 1 и мономер 2. Укажите тип реакции (поликонденсация, полимеризация, сополимеризация).



2. Дайте классификацию перечисленных ниже соединений по различным признакам (строение углеродной цепи, степень насыщенности, наличие функциональных групп и т.д.). Назовите одно из перечисленных соединений и охарактеризуйте его свойства.

3. Перед практическим занятием следует изучить конспект лекции и рекомендованную преподавателем литературу, обращая внимание на практическое применение теории и на методику решения типовых обучающих задач по соответствующим разделам изучаемой темы.

При выполнении индивидуальных заданий, решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по самому существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу, написать уравнение реакции и т.п.

4. Перед выполнением лабораторных работ необходимо пройти инструктаж по технике безопасности и расписаться в соответствующем журнале. Только после этого знакомится с порядком выполнения

лабораторной работы, готовится к проведению эксперимента. В ходе выполнения работы внимательно наблюдать за изменениями в системе, проводить измерения, и записывать наблюдения. Если требуется, записывать уравнения реакций, делать расчеты. По результатам эксперимента делать выводы. После выполнения лабораторной работы студент оформляет отчет, отдает отчет по лабораторной работе на проверку преподавателю. Отчет выполняется отдельно по каждой лабораторной работе. В отчете, как правило, должны быть следующие разделы:

1. Цель выполнения работы.
2. Краткая теоретическая часть.
3. Экспериментальная часть.
4. Необходимые расчёты, уравнения реакций.
5. Выводы.

Требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы

При выполнении письменных работ необходимо соблюдать следующие правила:

- работу следует выполнять аккуратно, оставляя поля для замечаний рецензента;
- условия задач своего варианта переписывать полностью;
- при решении для всех полученных числовых значений должна быть приведена их размерность;
- подробно изложить ход решения с математическими преобразованиями;
- используемые формулы должны сопровождаться пояснениями.

Если работа не зачтена, ее надо выполнить повторно с учетом замечаний преподавателя и представить вместе с предыдущей работой; исправления следует выполнять в конце работы, а не в рецензированном тексте.

Индивидуальные домашние задания, оформленные без соблюдения указанных правил, а также работы, выполненные не по своему варианту, не рецензируются и не засчитываются.

Критериями оценки результатов самостоятельной работы студента являются:

- уровень освоения студентом учебного материала;
- умения студента использовать теоретические знания при выполнении практических задач;
- обоснованность и четкость изложения ответа;
- оформление материала в соответствии с требованиями.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине «ХИМИЯ»**

**Направление подготовки 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств
Профиль «Автоматизация технологических процессов и производств в машиностроении»**

Форма подготовки очная

**г. Владивосток
2015**

**Паспорт
фонда оценочных средств
по дисциплине «Химия»**

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-2 способность решать стандартные задачи профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и с учетом основных требований информационной безопасности	Знает	- правила работы с литературными источниками; - требования к проведению лабораторного эксперимента и правила безопасной работы в химических лабораториях; - способы решения стандартных химических задач в профессиональной деятельности
	Умеет	- находить источники информации, проявляя информационную и библиографическую культуру; - проводить лабораторный эксперимент по предложенным методикам и делать необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы
	Владеет	- навыками решения стандартных химических задач в профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры

№ п/п	Контролируемые модули дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Строение вещества	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13,14
			умеет:	конспект (ПР-7); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 1, 2, 3, 4
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
2	Учение о	ОПК-2	знает	собеседование (УО-1);	экз. вопросы

	химическом процессе			тест (ПР-1)	№ 15, 16, 17, 18, 19, 20, 21
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 6, 7
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
3	Химические системы	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 3, 12, 22, 23, 24, 25, 26, 27, 28
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 5, 6, 7
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
4	Электрохимические системы	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 28, 29, 30, 31, 32, 33
			умеет:	тест (ПР-1); разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	типовые задания № 6, 8, 9
			владеет:	лабораторная работа (ПР-6)	
5	Элементы органической химии	ОПК-2	знает:	собеседование (УО-1); тест (ПР-1)	экз. вопросы № 34
			умеет:	тест (ПР-1)	типовые задания № 10
			владеет:	тест (ПР-1)	

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели
ОПК-2 способность решать стандартные задачи профессионально	Знает (пороговый уровень)	- правила работы с литературными источниками;	- умение работать с учебной, методической, справочной литературой; - понимание требований,	- способность работать с оглавлением, схемами, таблицами, данными в учебной и справочной литературе; - способность соблюдать правила
		- требования к проведению лабораторного эксперимента и		

<p>й деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и с учетом основных требований информационной безопасности</p>		<p>правила безопасной работы в химических лабораториях;</p> <ul style="list-style-type: none"> - способы решения стандартных химических задач в профессиональной деятельности 	<p>предъявляемых к содержанию и последовательности лабораторных исследований;</p> <ul style="list-style-type: none"> - знание основных способов решения расчетных химических задач 	<p>техники безопасности при работе в химической лаборатории</p> <ul style="list-style-type: none"> - способность решать типовые задачи;
	<p>Умеет (продвинутый)</p>	<ul style="list-style-type: none"> - находить источники информации, проявляя информационную и библиографическую культуру; - проводить лабораторный эксперимент по предложенным методикам и делать необходимые расчеты и вычисления; - составлять отчет по проведенным исследованиям и делать необходимые выводы 	<ul style="list-style-type: none"> - умение самостоятельно проводить литературный поиск; - умение соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории; - умение использовать математический аппарат для обработки результатов исследования; - умение выбирать, сравнивать и анализировать полученную информацию; 	<ul style="list-style-type: none"> - способность самостоятельно подбирать литературу к занятиям и выполнения самостоятельной работы; - способность к организации безопасного рабочего места; - способность проводить лабораторный эксперимент по предложенным методикам; - способность грамотно обрабатывать полученные данные, используя математический аппарат, и делать соответствующие выводы; - способность составлять отчет о проделанной работе по предложенному образцу
	<p>Владеет (высокий)</p>	<ul style="list-style-type: none"> - навыками решения стандартных химических задач в профессиональной деятельности 	<ul style="list-style-type: none"> - владение техникой работы с литературными источниками; - владение основными 	<ul style="list-style-type: none"> - способность к систематизации учебного материала, используя различные литературные источники; - способность

		на основе информационно й и библиографичес кой культуры	методами решения типовых задач; - владение способностью представлять результаты литературного поиска и лабораторных исследований;	самостоятельно выбирать способ решения поставленных задач; - способность представлять полученную информацию разными способами;
--	--	---	---	--

Методические рекомендации, определяющие процедуры оценивания результатов освоения дисциплины

I. Промежуточная аттестация студентов. Промежуточная аттестация студентов по дисциплине проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

К аттестации по дисциплине допускаются студенты, выполнившие все лабораторные и практические работы и защитившие отчеты по ним.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

1. Экзамен – Вопросы к экзамену.

Перечень типовых экзаменационных вопросов

1. Предмет изучения химии. Связь с другими науками. Роль достижений химии в машиностроении и машиностроительных технологиях.
2. Атомно-молекулярное учение на современном этапе. Количественные соотношения в химии. Закон сохранения материи как фундаментальный закон естествознания.
3. Вещество, как основная химическая система. Классификация веществ. Химическая идентификация.
4. Методы анализа веществ. Чистота веществ. Закон постоянства состава.
5. Структурные уровни организации вещества, их иерархия. Дискретность и непрерывность в природе.
6. Квантово-механическая модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Вероятностные представления в квантовой механике.
7. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда. Принцип наименьшей энергии. Электронная емкость энергетических уровней.
8. Периодический закон Д.И. Менделеева, его физическое обоснование. Периодичность как фундаментальное свойство материи.
9. Ковалентная связь с позиций метода ВС. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Гибридизация. Геометрия молекул, Изоморфизм. Полиморфизм.

10. Представление о методе молекулярных орбиталей. Графическое изображение молекулярных орбиталей. Принцип расщепления атомных орбиталей в молекулярные при образовании молекул. Порядок связи.
11. Надмолекулярный уровень организации вещества. Типы межмолекулярных взаимодействий.
12. Комплексные соединения. Химическая связь в комплексах.
13. Уровень макроформ в структурной организации вещества. Типы кристаллических решеток, их сравнительная характеристика.
14. Понятие о зонной теории кристаллов. Металлы, полупроводники, диэлектрики. Твердые электролиты. Жидкие кристаллы. Дефекты в кристаллах.
15. Химическая термодинамика. Термодинамические системы, процессы, параметры. Функции состояния, их физический смысл, размерность и порядок изменения в химических процессах и фазовых переходах.
16. Законы термохимии, как следствие I начала термодинамики. Их использование в химии.
17. Термодинамический и статистический подход к трактовке понятия “энтропия”. Вероятность как атрибут сложных систем. О соотношении порядка и беспорядка в природе.
18. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Изменение свободной энергии Гиббса как мера химического сродства.
19. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость. Основные зависимости, их математическое выражение
20. Энергия активации, ее роль. Понятие активированного комплекса. Энергетические диаграммы.
21. Условия химического равновесия. Константа химического равновесия, ее физический смысл. Способы смещения равновесия.
22. Растворы. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса растворения.
23. Коллигативные свойства растворов. Использование коллигативных свойств в технологиях.
24. Электролитическая диссоциация, ее причины. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. Влияние одноименных и разноименных ионов на степень диссоциации.
25. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды рН. Измерение рН.
26. Гидролиз. Степень и константа гидролиза. Подавление и усиление гидролиза.
27. Понятие о дисперсных системах. Коллоиды, факторы, стабилизирующие коллоидные системы. Коллоиды в природе и технологических системах.
28. Окислительно-восстановительные процессы. Водородная шкала потенциалов. Определение направления протекания окислительно-восстановительных процессов.

29. Классификация электродов по механизму установления электродного потенциала. Уравнение Нернста.

30. Химические источники тока. Устройство и принцип действия. Принципиальное различие и общие закономерности. Достоинства и недостатки. Перспективы использования.

31. Электролиз. Последовательность разрядки ионов и молекул на электродах. Применение электролиза. Хемотроника.

32. Коррозия металлов, классификация коррозионных процессов. Кинетика и термодинамика коррозии.

33. Основные принципы защиты металлов от коррозии. Ингибиторы. Несовместимость материалов в конструкциях.

34. Органические полимерные материалы, их структура, свойства. Применение полимеров в машиностроительных технологиях.

Уметь (типовые задания):

1. Классифицировать химические соединения.
2. Определять состав атома, его строение, влияние электронной структуры атомов на кислотно-основные, окислительно-восстановительные и комплексообразующие свойства.
3. Описывать строение и свойства молекул по типу химических связей.
4. Определять виды межмолекулярного взаимодействия.
5. Описывать различные типы химических систем, их важнейшие характеристики и свойства.
6. Использовать термодинамический и кинетический методы для оценки возможности протекания, направления и условий протекания химических и физико-химических процессов.
7. Определять качественные и количественные характеристики растворов и процессов (гидратации, диссоциации, гидролиза, осаждения, комплексообразования, коллоидообразования).
8. Объяснять работу химических источников тока, рассчитывать ЭДС; обосновывать выбор процессов, идущих на электродах при электролизе с учетом окислительно-восстановительных потенциалов.
9. Давать характеристику процессов коррозии различных металлических систем в условиях различной деполяризации.
10. Объяснять особенности свойств вещества, находящегося в полимерном состоянии.

По данной дисциплине предусмотрен экзамен в письменной форме. Как правило, экзаменационный билет состоит из трех вопросов по основным разделам курса: один вопрос – теоретический, два других – практические задачи. В течение двух академических часов студенты группы выполняют письменную работу, отвечая на экзаменационные вопросы и используя справочную литературу. Затем все работы сдаются на проверку преподавателю, оценив их, он сообщает результаты экзамена студентам. При необходимости даются комментарии выполненным работам.

Образцы экзаменационных билетов

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа инженерная

ОП 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств

Дисциплина Химия

Форма обучения очная

Семестр осенний 2015 - 2016 учебного года

Реализующая кафедра общей, неорганической и элементоорганической химии

Экзаменационный билет № 1

1. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.
2. Водный раствор фосфорной кислоты с массовой долей 30 % имеет плотность 1,18 г/см³. Рассчитайте: а) молярную концентрацию; б) моляльную концентрацию; в) молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты.
3. Определите, в какой среде алюминий наиболее коррозионно опасен. Ответ обоснуйте соответствующими расчетами. Разберите коррозионные процессы, идущие при контакте резисторов из никеля и алюминия при pH = 8.

Зав. кафедрой _____

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа инженерная

ОП 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств

Дисциплина Химия

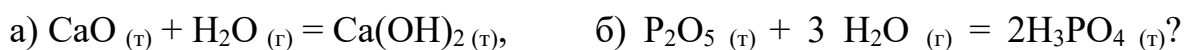
Форма обучения очная

Семестр осенний 2015 - 2016 учебного года

Реализующая кафедра общей, неорганической и элементоорганической химии

Экзаменационный билет № 2

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава вещества, газовые законы, закон эквивалентов.
2. Какое вещество является лучшим осушителем – оксид кальция или оксид фосфора (V)?



Ответ обосновать термодинамическим расчетом.

3. Какие соли не подвергаются гидролизу? Расположите в порядке убывания рН водные растворы сульфата меди, силиката натрия, нитрата бария. Напишите уравнения гидролиза в ионном и молекулярном видах по стадиям.

Зав. кафедрой _____

Критерии выставления оценки студенту на экзамене по дисциплине «Химия»

Баллы рейтинговой оценки	Оценка экзамена	Требования к сформированным компетенциям
100 - 86	отлично	Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, использует в ответе материал справочной литературы, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических задач.
85 - 76	хорошо	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения
75 - 61	удовлетворительно	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ.
Менее 60	неудовлетворительно	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет

II. Текущая аттестация студентов. Текущая аттестация студентов по дисциплине «Химия» проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

Текущая аттестация по дисциплине «Химия» проводится в форме контрольных мероприятий (выполнение и отчет по лабораторной работе, индивидуальные домашние задания по основным разделам дисциплины, тестирование, защита практических работ) по оцениванию фактических результатов обучения студентов и осуществляется ведущим преподавателем.

Объектами оценивания выступают:

- учебная дисциплина (активность на занятиях, своевременность выполнения различных видов заданий, посещаемость всех видов занятий по аттестуемой дисциплине);
- степень усвоения теоретических знаний;
- уровень овладения практическими умениями и навыками по всем видам учебной работы;
- результаты самостоятельной работы.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Устный опрос

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний, обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.

Вопросы для собеседования по дисциплине «Химия»

Модуль 1. Строение вещества

1. Основные понятия и законы химии в свете атомно-молекулярного учения.
2. Основные классы химических соединений и генетическая связь между ними.
3. История развития представлений о строении атома. Квантово-механические представления о строении атома.
4. Периодические закономерности в структуре атомов и изменении свойств атомов. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.
5. Характеристика элемента по его положению в периодической системе.
6. Основные черты и виды химической связи.
7. Основные характеристики химической связи.
8. Особенности метода валентных связей (МВС) и метода молекулярных орбиталей (ММО – ЛКАО).
9. Межмолекулярные взаимодействия

Модуль 2. Учение о химическом процессе

5. Основные термодинамические функции состояния системы: обозначение, физический смысл, способы расчета.
6. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение к различным системам.
7. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.
8. Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных процессов. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Катализ.
9. Химическое равновесие. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Виды констант равновесия и взаимосвязь между ними. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.

Модуль 3. Химические системы

1. Классификация растворов.
2. Основные характеристики и свойства растворов неэлектролитов.
3. Основные характеристики и свойства растворов электролитов.

Модуль 4. Электрохимические системы

1. Химические источники тока: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные батареи.
2. Виды коррозионных процессов и способы защиты от коррозии.

Модуль 5. Элементы органической химии

1. Методы получения полимеров.
2. Строение и свойства полимеров.
3. Применение полимерных материалов

Критерии оценки:

 5 баллов выставляется студенту, если он обстоятельно, с достаточной полнотой излагает соответствующую тему; дает правильные формулировки, точные определения, понятия терминов; может обосновать свой ответ, привести необходимые примеры; правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя, имеющие целью выяснить степень понимания студентом данного материала;

 4 балла, если при изложении были допущены 1-2 несущественные ошибки, которые он исправляет после замечания преподавателя; дает правильные формулировки, точные определения, понятия терминов; может обосновать свой ответ, привести необходимые примеры; правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя, имеющие целью выяснить степень понимания студентом данного материала;

3 балла, если: при изложении была допущена 1 существенная ошибка; студент знает и понимает основные положения данной темы, но допускает неточности в формулировке понятий; излагает материал недостаточно логично и последовательно; затрудняется при ответах на вопросы преподавателя;

0 баллов, если при изложении были допущены существенные ошибки (в том числе и математические) или студент демонстрирует полное незнание данного материала.

II. Письменные работы

1. Тест (ПР-1) (Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося) - Фонд тестовых заданий.

2. Конспект (ПР-7). Продукт самостоятельной работы обучающегося, отражающий основные идеи заслушанной лекции, сообщения и т.д.-

3. Разноуровневые задачи и задания (ПР-11) (Частично регламентированное задание, имеющее нестандартное решение и позволяющее диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения) – Комплект разноуровневых задач.

4. Лабораторная работа (ПР-6) (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу) - Комплект лабораторных работ и заданий к ним.

Темы для конспектирования

по дисциплине «Химия»

1. Химическая связь.
2. Коллигативные свойства растворов.

Критерии оценки:

3 балла выставляется студенту, если материал изложен в соответствии с планом, проанализирован и переработан, кратко и доступно изложен, работа выполнена в срок;

2 балл, если материал изложен, но не систематизирован или не соответствует плану, работа выполнена в срок;

1 баллов, если материал просто переписан, не подвергаясь анализу, или работа не выполнена в срок.

Комплект разноуровневых задач и заданий

по дисциплине «Химия»

Тема. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.

Вариант 1

1. Сколько электронов находится на 5p-подуровне атома олова в основном и возбужденном состояниях:

- а) 1 и 5; б) 4 и 3; в) 2 и 4; г) 0 и 2?

2. Какой подуровень – 6s или 4f и 5p или 4d – заполняется раньше:

- а) 6s и 5p; б) 6s и 4d; в) 4f и 5p; г) 4f и 4d?

3. Сколько свободных 3d – орбиталей в атоме хрома:

- а) 0; б) 1; в) 2; г) 3?

4. Атомы каких элементов IV периода содержат наибольшее число неспаренных d-электронов: а) Cr; б) Mn; в) Fe; г) Ni.

5. Какие значения квантовых чисел (n , l , m_l , m_s) возможны для валентного электрона атома калия:

- а) 4, 1, -1, $-\frac{1}{2}$; б) 4, 1, 1, $\frac{1}{2}$; в) 4, 0, 0, $\frac{1}{2}$; г) 5, 0, 1, $\frac{1}{2}$.

6. Исходя из положения элемента в периодической системе, определите у какого из гидроксидов более выражены основные свойства:

- а) NaOH; б) RbOH; в) Mg(OH)₂; г) Ca(OH)₂

7. Исходя из положения элемента в периодической системе, укажите соединения с наиболее ярко выраженными кислотными свойствами:

- а) HF; б) HCl; в) HBr; г) HI.

8. У какого из указанных элементов наиболее ярко выражены восстановительные свойства:

- а) P; б) As; в) Sb; г) Bi?

Вариант 2

Дать характеристику химического элемента (фосфор) по следующему плану:

а) положение элемента в периодической системе (порядковый номер, период, группа, подгруппа);

б) электронная конфигурация атома в основном и возбужденных состояниях, возможные валентности и степени окисления элемента в соединениях;

в) наборы квантовых чисел для валентных электронов в основном состоянии;

г) свойства простого вещества элемента;

д) эмпирические и структурные формулы оксидов и гидроксидов элемента в возможных валентных состояниях;

е) кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элемента (привести соответствующие уравнения реакций);

ж) использование элемента и его соединений в технике и быту; биологическая роль элемента.

Тема. Химическая связь

Вариант 1

1. В каком из соединений химическая связь наиболее полярная:

- а) KCl; б) BF_3 ; в) SiF_4 ; г) F_2 ?

2. Какой тип гибридизации атомных орбиталей характерен для атома бериллия в возбужденном состоянии:

- а) dsp^3 ; б) sp^3 ; в) sp^2 ; г) sp ?

3. В каком соединении центральный атом находится в состоянии sp^2 -гибридизации валентных орбиталей:

- а) BeCl_2 ; б) BF_3 ; в) NH_3 ; г) H_2O ?

Вариант 2

1. Определить тип межмолекулярного взаимодействия:

- а) HCl и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; б) CO_2 и H_2O

2. Определить тип химической связи и тип кристаллической решетки:

- а) Si; б) KCl; в) CCl_4 .

3. Охарактеризуйте молекулы по методу валентных связей:

- а) BeI_2 ; б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$

Тема. Элементы химической термодинамики

Вариант 1

1. Какой из двух оксидов – оксид кальция или оксид фосфора (V) – при стандартных условиях лучше поглощает водяные пары?

2. Теплоты растворения SrCl_2 и $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно – 47,7 кДж/моль и 31 кДж/моль. Рассчитайте теплоту гидратации SrCl_2 .

Вариант 2

1. При полном сгорании этилена $C_2H_4 (г) + 3O_2 (г) = 2CO_2 (г) + 2H_2O (ж)$ выделилось 6226 кДж тепла. Рассчитайте объём вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
2. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2NO(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2NO_2(г)$. Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^0_{298} прямой реакции.
3. Для обработки твердых сплавов используют абразивные материалы, обладающие большой твердостью. Какой из предложенных материалов – корунд Al_2O_3 ($\Delta H = -1677$ кДж/моль), карборунд SiC ($\Delta H = -73,3$ кДж/моль), карбид бора B_4C ($\Delta H = -38,9$ кДж/моль) – предпочтительнее взять для высокотемпературной обработки сплава, учитывая термодинамическую устойчивость абразива?

Тема. Химическая кинетика и равновесие

Вариант 1

1. Записать выражение закона действия масс для реакции $2NO(г) + Cl_2(г) = 2NOCl(г)$, указать общий порядок реакции и порядок по каждому, из участвующих в реакции, веществ. Как изменится скорость реакции при увеличении давления в 4 раза; понижении C_{NO} в 50 раз?
2. В каком направлении сместится равновесие в системе $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$, при условии, что $\Delta H^0_{xp} < 0$:
 - а) при увеличении концентрации N_2 ;
 - б) при увеличении концентрации H_2 ;
 - в) при повышении температуры;
 - г) при уменьшении давления?
3. Как следует изменить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз ($\gamma=2$)?
4. В системе $2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)$ равновесные концентрации веществ равны $[NO]=0,2$ моль/дм³, $[O_2]=0,3$ моль/дм³, $[NO_2]=0,4$ моль/дм³. Укажите преимущественное направление реакции.

Вариант 2

1. Реакция при 20^0 С завершается за 60 с. Сколько для этого потребуется времени при 40^0 С, если энергия активации равна 33,4 кДж/моль?
2. Реакция синтеза метанола протекает по уравнению $CO + 2H_2 \leftrightarrow CH_3OH$, $\Delta H = -110,8$ кДж/моль. Как надо изменить температуру, давление и концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону образования метанола.
3. Вычислить ΔG^0 процесса $[Ni(CN)_4]^{2-} \rightleftharpoons Ni^{2+} + 4CN^-$, если $K_n = 1,0 \cdot 10^{-22}$ при 20^0 С. Укажите, какая реакция протекает самопроизвольно в растворе.

4. Энергия активации реакции разложения некоторого вещества равна 75 кДж/моль, а обратной реакции – 265 кДж/моль. Рассчитайте температурный коэффициент скорости прямой реакции в интервале 60° – 80°С и стандартную энтальпию реакции.

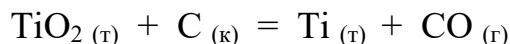
Тема. Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов

Вариант 1

Для предложенной реакции ответьте на следующие вопросы:

- экзо- или эндотермической является данная реакция; определите тепловой эффект образования 1 кг любого из продуктов реакции;
- как меняется степень беспорядка в ходе реакции;
- возможна ли данная реакция в изолированной системе при стандартных условиях;
- возможна ли данная реакция в открытой системе при 25°С и 1000 К. При какой температуре выделяется больше энергии;
- какой фактор (энтропийный или энтальпийный) способствует протеканию процесса;
- запишите выражения кинетической и термодинамической $K_{\text{равновесия}}$, покажите взаимосвязь между ними;
- рассчитайте числовое значение $K_{\text{равновесия}}$ при температуре 25°С и 1000 К. При какой температуре полнота протекания реакции выше;
- укажите оптимальные условия протекания реакции, используя принцип Ле Шателье (условия, при которых равновесие смещается в прямом направлении).

Не забудьте уравнять предложенную реакцию.



$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-944,8	0	0	-110,5
S^0 , Дж/моль·К	50	5,7	30,6	197,6

Вариант 2

Ориентируясь на уравнение реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{т}) + 3\text{CO}_2 (\text{г})$ определите:

- а) молекулярность и порядок реакции;

- б) как изменится скорость прямой реакции при увеличении давления в 3 раза;
- в) энтальпию образования Fe_2O_3 , если изменение энтальпии реакции равно $-28,4$ кДж, а энтальпии образования CO_2 и CO равны соответственно $-393,6$ и $-110,6$ кДж/моль;
- г) направление процесса в закрытой и открытой системах при температурах 25°C и 1000 К, учитывая, что энтропии веществ равны: $S^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 87,4$ Дж/моль·К, $S^0(\text{Fe}) = 27,1$ Дж/моль·К, $S^0(\text{CO}_2) = 213,6$ Дж/моль·К, $S^0(\text{CO}) = 198,0$ Дж/моль·К;
- д) направление смещения равновесия при понижении температуры (анализ изобары реакции);
- е) необходимость повышения или понижения температуры для оптимального прохождения процесса, учитывая энтальпию реакции и значения констант скорости реакции: $k_1 = 4,04 \cdot 10^{-5}$ л/моль·с при 237 К, $k_2 = 7,72 \cdot 10^{-5}$ л/моль·с при 280 К.

Тема. Равновесия в растворах электролитов

Вариант 1

1. Определить массовую долю, моляльную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия, если в 600 мл раствора находится 5 г сульфата алюминия. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.
2. $68,4$ г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ растворено в 1000 г воды. Рассчитайте: а) давление пара, б) осмотическое давление, в) температуру замерзания, г) температуру кипения раствора. Давление пара чистой воды при 20°C равно $2314,9$ Па. Криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные воды равны $1,86$ и $0,52 \frac{\text{кжК}}{\text{моль}}$, соответственно.

Вариант 2

1. Для очистки и подготовки металлической поверхности используют способ травления – обработка раствором соли, имеющим кислую реакцию среды (рН 3,5). Какую из солей – ZnCl_2 , NaNO_3 , NaHCO_3 – можно использовать для этих целей.
2. Достаточно ли для очистки 10 л сточных вод от ионов ртути (II) (концентрация ионов ртути равна 10^{-4} моль/л) 100 мл $0,1$ М раствора сульфата натрия?
3. Термодинамическим расчетом докажете возможность растворения осадка CaC_2O_4 :
 - а) серной кислотой: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$, $K_s(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$;
 - б) трилоном Б: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$, $K_{\text{нест.}}(\text{CaT}^{-2}) = 2,6 \cdot 10^{-11}$;

в) сернокислым раствором бихромата калия: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_s(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $E^0(\text{CO}_2|\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 0,49 \text{ В}$, $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}|\text{2Cr}^{+3}) = 1,33 \text{ В}$.

Тема. Электрохимические процессы

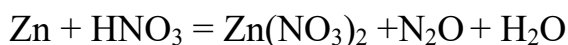
Вариант 1

1. В следующих окислительно-восстановительных реакциях:

а) укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте их молярные массы эквивалентов;

б) подберите коэффициенты в уравнениях реакций, используя соответствующие методы подбора;

в) определите направление самопроизвольного протекания реакций:



2. Используя метод ионно-электронного баланса, составьте молекулярные уравнения окислительно-восстановительных процессов в направлении их самопроизвольного протекания для следующих сопряженных пар:

$$E^0_{[\text{Al}(\text{OH})_4]^-|\text{Al}, 4\text{OH}^-} = -2,31 \text{ В}$$

$$E^0_{2\text{H}_2\text{O}|\text{H}_2, 2\text{OH}^-} = -0,828 \text{ В}$$

3. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции: $\text{Cu} + \text{Fe}^{+3} = \text{Cu}^{+1} + \text{Fe}^{+2}$

Вариант 2

1. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить Э.Д.С. элемента, написать уравнение электродных процессов, составить электрохимическую цепь.

2. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора *KBr*. Какая масса вещества выделяется на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

3. Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной (соляной) кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Критерии оценки:

 3 балла выставляется студенту, если решение задачи верное и выбран рациональный путь решения;

 2 балла, если решение задачи верное, но выбран нерациональный путь решения или есть один – два недочета;

1 балл, если ход решения задачи и ответ верный, но было допущено несколько негрубых ошибок

 0 баллов, если в работе получен неверный ответ, связанный с грубой ошибкой, или, если в работе не получен ответ.

Комплект лабораторных заданий

Занятие 1. Введение в практикум по общей химии

Знакомство студентов с правилами работы в химической лаборатории, мерами предосторожности при работе с агрессивными веществами, средствами противопожарной безопасности, правилами оформления лабораторного отчета. Рассмотреть физические величины, наиболее часто используемые в курсе химии, основные классы химических соединений.

Занятие 2. Определение молярной массы эквивалента металла

Используя газометрический метод изучения химических реакций, определить молярную массу эквивалента металла и указать данный металл.

Занятие 3. Определение теплового эффекта химической реакции

Освоить методику калориметрического определения теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Занятие 4. Химическая кинетика

Исследование зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры. Графическое представление результатов эксперимента. Использование построенных графических зависимостей для нахождения кинетических параметров.

Занятие 5. рН и гидролиз солей

Изучение процесса гидролиза солей разного типа, установление количественных характеристик процесса гидролиза, изучение влияния различных факторов на степень гидролиза.

Занятие 6. Комплексные соединения

Получение комплексных соединений, изучение строения и свойств комплексных соединений.

Занятие 7. Коллоидные растворы

Получить конденсационным методом ряд коллоидных растворов, определить знак коллоидных частиц, провести их коагуляцию.

Занятие 8. Электрохимические процессы

Познакомиться с процессами взаимного превращения химической и электрической энергий (создание простейшего гальванического элемента, электролиз водного раствора электролита)

Занятие 9. Коррозия металлов

Изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов (исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов, влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия, изучение защитных свойств металлических покрытий, ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах).

Критерии оценки:

3 балла выставляется, если лабораторная работа выполнена в полном объеме, оформлена согласно всем требованиям, а студент может ответить на все дополнительные вопросы, имеет полное представление о проделанных действиях;

2 балла, если лабораторная работа выполнена, но есть замечания по выполнению работы или оформлению отчета, или есть один – два недочета, негрубые ошибки в содержании при ответе на дополнительные вопросы;

1 балл, если лабораторная работа выполнена частично, есть замечания по оформлению отчета, или студент не может дать ответы на дополнительные вопросы;

0 баллов, если студент не готов к лабораторной работе и, соответственно, не допущен к ее выполнению.

Тестовые задания

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

1. Для газов нормальными условиями считаются:

- 1) 101,3 кПа, 273 К;
- 2) 1 кПа, 0° С;
- 3) 100 Па, 25° С.

2. Значение универсальной газовой постоянной R в международной системе единиц СИ равно:

- 1) $8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$;
- 2) $62,36 \frac{\text{л} \cdot \text{мм.рт.ст.}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$;
- 3) $0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$.

3. Какой из газов занимает наибольший объем при одинаковых условиях, если их массы равны?

- 1) H₂, $M(\text{H}_2) = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$;
- 2) H₂S, $M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$;
- 3) SO₂, $M(\text{SO}_2) = 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

4. Смесь, состоящая из 3 моль O₂ и 7 моль N₂, при нормальных условиях занимает объем:

- 1) 224 л;
- 2) 22,4 л;
- 3) 11,2 л.

5. Число молекул, содержащихся в смеси, состоящей из 0,1 моль хлора и 0,9 моль водорода равно

- 1) $6,23 \cdot 10^{23}$;
- 2) $1,5 \cdot 10^{25}$;
- 3) $2,28 \cdot 10^{24}$.

6. Какие газы с указанной массой занимают равные объемы при одинаковых условиях:

- 1) 8 г O_2 и 1 г He;
- 2) 17 г NH_3 и 22 г CO_2 ;
- 3) 22 г CO_2 и 8 г O_2 ;

$$M(O_2) = 32 \frac{г}{\text{моль}}; M(NH_3) = 17 \frac{г}{\text{моль}}; M(CO_2) = 44 \frac{г}{\text{моль}}; M(He) = 4 \frac{г}{\text{моль}}.$$

7. Какова формула газа, если относительная плотность газа по водороду равна 22

- 1) CO_2 ;
- 2) O_2 ;
- 3) NH_3 .

8. Какова относительная молекулярная масса газа, если этот газ тяжелее воздуха в 2,2 раз ($M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$)

- 1) 63,8;
- 2) 26,1;
- 3) 58.

9. В каком из приведенных соединений массовая доля кислорода составляет 50 %?

- 1) SO_2 ;
- 2) CO ;
- 3) H_2O_2 .

10. В кристаллогидрате сульфата кальция число атомов кислорода в 1,5 раза больше числа атомов водорода. Формула кристаллогидрата – ...

- 1) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$;
- 2) $2CaSO_4 \cdot H_2O$;
- 3) $CaSO_4 \cdot H_2O$.

11. В кристаллогидрате сульфата меди число атомов кислорода в 9 раз больше числа атомов серы. Формула кристаллогидрата – ...

- 1) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$;
- 2) $CuSO_4 \cdot H_2O$;
- 3) $CuSO_4 \cdot 2H_2O$.

12. В окислительно-восстановительной реакции $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ значение молярной массы эквивалента серной кислоты равно:

- 1) $\frac{1}{8}$ 98 г/моль;
- 2) $\frac{1}{1}$ 98 г/моль;
- 3) $\frac{1}{2}$ 98 г/моль.

13. Определите фактор эквивалентности серы в оксиде серы (VI)

- 1) $\frac{1}{6}$;
- 2) $\frac{1}{3}$;
- 3) 2.

14. Для какого вещества указанные величины соответствуют молярной массе эквивалента:

- 1) 32,5 г/моль Zn;
- 2) 5,6 г O_2 ;
- 3) 11,2 л/моль H_2 .

15. Для какого вещества указанные значения объема (при н.у.) соответствуют молярному объему эквивалента:

- 1) 5,6 л O_2 ;
- 2) $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ H}_2$;
- 3) 11,2 л HCl.

16. Какова молярная масса эквивалента $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством хлороводорода

- 1) 96,5 г/моль;
- 2) 48,25 г/моль;
- 3) 32,2 г/моль.

17. При синтезе аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ в реакцию вступило 15 л азота N_2 и 45 л водорода H_2 . В результате образовалось аммиака:

- 1) 30 л;
- 2) 15 л;
- 3) 45 л.

18. При взаимодействии 0,1 моль углерода с кислородом объемом 11,2 л (н.у.) образуется углекислый газ CO_2 объемом ($\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$):

- 1) 2,24 л;
- 2) 5,6 л;
- 3) 11,2 л.

19. Вычислить молярную массу эквивалента мышьяка и составить формулу сульфида мышьяка, если вещество содержит 39 массовых долей серы и мышьяк. Молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль.

- 1) 25 г/моль, As_2S_3 ;
- 2) 15 г/моль, As_2S_5 ;
- 3) 75 г/моль, AsS .

20. Определите молярную массу эквивалента металла, если на растворение $1,686 \cdot 10^{-2}$ кг металла потребовалось $1,47 \cdot 10^{-2}$ кг серной кислоты. Молярная масса эквивалента серной кислоты равна 49 г/моль.

- 1) 56,3 г/моль;
- 2) 51,3 г/моль;
- 3) 112,4 г/моль.

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

1. Укажите элемент, которому соответствует электронная формула атома $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^2$

- 1) Ge
- 2) Ca
- 3) Zn

2. Укажите полное число электронов в атоме, у которого электронная валентная структура имеет формулу $3d^{10}, 4s^2$.

- 1) 30
- 2) 18
- 3) 20

3. Для атома с массовым числом 36 а.е.м. и порядковым номером 17 в периодической системе укажите число протонов, нейтронов в ядре и число электронов в электронной оболочке нейтрального атома.

- 1) 17, 19, 17
- 2) 19, 17, 17
- 3) 17, 17, 17

4. Изотопы, какого элемента имеют в ядре 14 протонов?

- 1) Si
- 2) Ni
- 3) Zn

5. Сколько неспаренных электронов имеет атом марганца Mn в основном состоянии?

- 1). 5

- 2) 7
- 3) 2

6. Атом, какого элемента в основном состоянии содержит три свободных 4d орбитали?

- 1) Zr
- 2) Sc
- 3) V

7. Атому какого элемента, находящемуся в высшем энергетическом состоянии, соответствует электронная конфигурация $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^3$?

- 1) Si
- 2) P
- 3) As

8. Гидроксид, какого элемента: Na, Mg, Al является более сильным основанием?

- 1) Na
- 2) Mg
- 3) Al

9. Гидроксид, какого элемента: Al, Si, P является более сильной кислотой?

- 1) P
- 2) Al
- 3) Si

10. Значения первых потенциалов ионизации элементов I группы периодической системы соответственно равны (в вольтах): Li (5,4); Cu (7,7); Ag (9,2). Укажите, у какого элемента металлические свойства выражены более сильно?

- 1) Li
- 2) Cu
- 3) Ag

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Связь, осуществляемая благодаря образованию общих электронных пар, называется:

- 1) ковалентной;
- 2) ионной;
- 3) водородной.

2. Связь, обусловленная электростатическим притяжением ионов, называется:

- 1) ионной;
- 2) ковалентной полярной;

3) ковалентной неполярной.

3. Ковалентная полярная связь возникает между атомами элементов:

- 1) Cl и H;
- 2) K и Cl;
- 3) N и H.

4. Ионная связь возникает между атомами элементов:

- 1) Na и F;
- 2) H и N;
- 3) Na и Na.

5. В образовании координационной связи могут участвовать:

- 1) BF_3 и F^- ;
- 2) NH_3 и H_2O ;
- 3) NH_3 и Zn.

6. Какие из свободных атомов совершенно лишены способности к химическому взаимодействию:

- 1) Ne;
- 2) Na;
- 3) H_2 .

7. Энергия химической связи наибольшая в:

- 1) H_2O ;
- 2) H_2S ;
- 3) H_2Se .

8. Какая из молекул является неполярной:

- 1) CO_2 ;
- 2) H_2O ;
- 3) NH_3

9. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности, если электроотрицательность элементов Cl (3,0); K (0,91); Ge (2,0); P (2,2):

- 1) K – Cl;
- 2) Ge – Cl;
- 3) P – Cl?

10. В какой молекуле химическая связь более прочная, если стандартная энтальпия образования (ΔH^0_{298} , кДж/моль) для галогенводородов имеет следующие значения: $\Delta H^0_{298}(\text{HF}) = -270,7$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(\text{HCl}) = -92,3$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(\text{HBr}) = -36,3$ кДж/моль?

- 1) HF;

- 2) HCl;
- 3) HBr.

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Какое комплексное соединение относится к неэлектролитам:

- 1) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$
- 2) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
- 3) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

2. Какая форма отвечает комплексам, образованным при d^2sp^3 – гибридизации атомных орбиталей:

- 1) октаэдр
- 2) тетраэдр
- 3) плоский квадрат

3. Выражение константы нестойкости комплексного иона в соединении $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ имеет вид:

$$1) K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^4}{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}$$

$$2) K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{K}^+]^2[\text{OH}^-]^4}{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}$$

$$3) K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}{[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^4}$$

4. Какой комплексный ион является самым слабым электролитом:

- 1) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$ $K_{\text{нест.}} = 1 \cdot 10^{-24}$
- 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^+$ $K_{\text{нест.}} = 2,24 \cdot 10^{-8}$
- 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $K_{\text{нест.}} = 2,14 \cdot 10^{-13}$

5. В каком соединении заряд комплексообразователя максимальный:

- 1) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$
- 2) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$
- 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$

6. Какая координационная формула соответствует соединению $\text{NaBr} \cdot \text{CuBr}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$:

- 1) $\text{Na}[\text{CuBr}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$
- 2) $\text{Na}[\text{CuBr}_3] \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Cu}[\text{NaBr}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$

7. В каких комплексных соединениях комплексообразователь имеет следующую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0 4p^0$:

- 1) $K[Cu(CN)_2]$ и $K_2[Zn(OH)_4]$
- 2) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ и $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$
- 3) $K[Cu(CN)_2]$ и $K_2[Cu(CN)_4]$

8. Какую степень окисления имеет комплексообразователь в соединении $[Pt(NH_3)_5Br](NO_3)_3$:

- 1) + 4
- 2) + 3
- 3) + 2

9. В комплексном соединении $[Co(NH_3)_6]I_3$ укажите лиганды:

- 1) NH_3
- 2) Co
- 3) I

10. Чему равны степень окисления и координационное число железа комплексном ионе $[Fe(CN)_6]^{4-}$:

- 1) + 2, 6
- 2) + 3, 6
- 3) + 3, 3

11. Определите заряд комплексного иона $[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$, если степень окисления комплексообразователя +3:

- 1) - 1
- 2) +2
- 3) +1

12. Выберите анионное комплексное соединение для Cu^+ :

- 1) $K_3[Cu(CN)_4]$
- 2) $K_2[Cu(CN)_4]$
- 3) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$

13. Какова концентрация ионов и молекул в 0,1 М растворе $[Ag(NH_3)_2]NO_3$
 $K_{нест.} = 9,31 \cdot 10^{-8}$:

1) $[NO_3^-] = [[Ag(NH_3)_2]^+] = 0,1$ моль/л
 $[Ag^+] = 1,325 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[NH_3] = 2,65 \cdot 10^{-3}$ моль/л

2) $[NO_3^-] = 0,1$ моль/л, $[[Ag(NH_3)_2]^+] = 1$ моль/л
 $[Ag^+] = [NH_3] = 3,05 \cdot 10^{-4}$ моль/л

3) $[NO_3^-] = [[Ag(NH_3)_2]^+] = 0,1$ моль/л
 $[Ag^+] = [NH_3] = 9,65 \cdot 10^{-4}$ моль/л

14. В каком соединении заряд комплексообразователя минимальный:

- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
- 2) $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$
- 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$

15. Какой комплексный ион самый прочный:

- 1) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ $K_{\text{нест.}} = 4 \cdot 10^{-42}$
- 2) $[\text{HgI}_4]^{2-}$ $K_{\text{нест.}} = 1,48 \cdot 10^{-30}$
- 3) $[\text{HgCl}_4]^{2-}$ $K_{\text{нест.}} = 8,5 \cdot 10^{-16}$

16. Какой тип химической связи возникает между комплексообразователем и лигандами:

- 1) ковалентная по донорно-акцепторному механизму
- 2) ковалентная по обменному механизму
- 3) ионная

17. Какую степень окисления имеет комплексообразователь в соединении $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})\text{Br}_3]$ и какая электронная конфигурация ему соответствует:

- 1) + 1; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0 4p^0$
- 2) + 2; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0 4p^0$
- 3) + 1; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0 4p^0$

18. В комплексном соединении $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{OH})\text{H}_2\text{O}]\text{NO}_3$ укажите внутреннюю сферу:

- 1) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{OH})\text{H}_2\text{O}]^+$
- 2) Pt^{2+}
- 3) NO_3^-

19. Представьте координационную формулу соединения $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$:

- 1) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- 2) $\text{K}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- 3) $\text{Fe}[\text{K}_4(\text{CN})_6]$

20. Какой из приведенных комплексных ионов обладает наименьшей устойчивостью:

- 1) $[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^-$ $K_{\text{нест.}} = 1,05 \cdot 10^{-3}$
- 2) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ $K_{\text{нест.}} = 1 \cdot 10^{-24}$
- 3) $[\text{FeF}_6]^{3-}$ $K_{\text{нест.}} = 8 \cdot 10^{-17}$

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

1. Тепловой эффект реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{C}_{(\text{к})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})}$ можно рассчитать, используя стандартные энтальпии образования по уравнению:

- 1) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{Fe}} + 3\Delta H^0_{\text{CO}} - \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta H^0_{\text{C}}$
- 2) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{Fe}} + 3\Delta H^0_{\text{CO}}$
- 3) $\Delta H^0 = \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 3\Delta H^0_{\text{C}} - 2\Delta H^0_{\text{Fe}} - 3\Delta H^0_{\text{CO}}$

2. Какая из реакций является более эндотермической?

- 1) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{C}(\text{к}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 490,7 \text{ КДж}$
- 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 96,6 \text{ КДж}$
- 3) $2\text{FeO}(\text{к}) + \text{C}(\text{к}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 136,1 \text{ КДж}$

3. Тепловой эффект какой из реакций является стандартной энтальпией образования NO_2 :

- 1) $\text{NO}(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = -56,8 \text{ КДж}$
- 2) $1/2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 33,5 \text{ КДж}$
- 3) $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 67 \text{ КДж}$

4. Какая из реакций поставляет организму больше энергии:

- 1) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{к}) + 12\text{O}_2(\text{г}) = 12\text{CO}_2(\text{г}) + 11\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = -5648 \text{ КДж}$
- 2) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = -2815,8 \text{ КДж}$
- 3) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 30,8 \text{ КДж}$

5. Определите, какая из реакций протекает самопроизвольно:

- 1) $\text{NO}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{NO}_2(\text{г})$ $\Delta G^0_{\text{х.р.}} = -34,9 \text{ КДж}$
- 2) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г})$ $\Delta G^0_{\text{х.р.}} = 173,2 \text{ КДж}$
- 3) $\text{N}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta G^0_{\text{х.р.}} = 104,1 \text{ КДж}$

6. При какой температуре 373 К, 273 К, 298 К вероятна реакция $3\text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к})$, если изменение ΔG^0 реакции соответственно равно $-729,22 \text{ КДж}$, $-728,5 \text{ КДж}$, $-728,67 \text{ КДж}$

- 1) 373 К
- 2) 273 К
- 3) 298 К

7. Количественной мерой неупорядоченности системы является:

- 1) Энтропия
- 2) Свободная энергия Гиббса
- 3) Энтальпия

8. Не производя вычислений определите, для какой из реакций энтропия будет иметь наибольшее значение

- 1) $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$
- 2) $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
- 3) $2\text{NH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_5(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

9. Какие из водородных соединений: $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{Se}_{(г)}$, можно получить непосредственно из элементов, если энергия Гиббса образования веществ соответственно равны: $-228,8$ КДж/моль; $-33,02$ КДж/моль; $71,13$ КДж/моль.

- 1) $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$
- 2) $\text{H}_2\text{Se}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$
- 3) $\text{H}_2\text{Se}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$

10. Тепловой эффект реакции $2\text{PH}_{3(г)} + 4\text{O}_{2(г)} = \text{P}_2\text{O}_{5(к)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ можно рассчитать по уравнению:

- 1) $\Delta H^0 = \Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5} + 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - 2\Delta H^0_{\text{PH}_3} - 4\Delta H^0_{\text{O}_2}$
- 2) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{PH}_3} + 4\Delta H^0_{\text{O}_2} + \Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5} + \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}$
- 3) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{PH}_3} + 4\Delta H^0_{\text{O}_2} - \Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5} - 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}$

11. Тепловой эффект реакций в изохорных условиях равен изменению?

- 1) Внутренней энергии
- 2) Энтропии
- 3) Энтальпии

12. Реакция возможна и идет самопроизвольно при любых температурах, если:

- 1) $\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$ $\Delta G < 0$
- 2) $\Delta H > 0$ $\Delta S > 0$ $\Delta G > 0$
- 3) $\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$ $\Delta G > 0$

13. Определите, какая из реакций более экзотермическая:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_{4(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $\Delta H^0 = -1323$ КДж
- 2) $\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)}$ $\Delta H^0 = -393,5$ КДж
- 3) $2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $\Delta H^0 = -483,6$ КДж

14. Вычислить температуру термодинамического равновесия можно по формуле:

- 1) $T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$
- 2) $T = \frac{\Delta H^0 - \Delta G^0}{\Delta S^0}$
- 3) $T = \frac{\Delta S^0}{\Delta H^0}$

15. Какая из этих реакций будет протекать при более низкой температуре:

- 1) $\text{KNO}_{3(к)} = \text{KNO}_{2(к)} + 1/2\text{O}_{2(г)}$ $\Delta G^0 = 111,5$ КДж
- 2) $2\text{KNO}_{3(к)} = \text{K}_2\text{O}_{(к)} + 2\text{NO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$ $\Delta G^0 = 696,5$ КДж
- 3) $\text{KNO}_{3(к)} = \text{K}_{(к)} + \text{NO}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)}$ $\Delta G^0 = 444,9$ КДж

16. Какая из реакций протекает самопроизвольно и является экзотермической:

- | | | |
|--|------------------------|------------------------|
| 1) $2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{O}_2$ | $\Delta\text{H}^0 < 0$ | $\Delta\text{G}^0 < 0$ |
| 2) $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ | $\Delta\text{H}^0 < 0$ | $\Delta\text{G}^0 > 0$ |
| 3) $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ | $\Delta\text{H}^0 > 0$ | $\Delta\text{G}^0 > 0$ |

17. Стандартную энтальпию образования Fe_2O_3 для реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ можно вычислить по уравнению:

1. $\Delta\text{H}^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = -\Delta\text{H}^0_{\text{реакции}} + 3\Delta\text{H}^0_{\text{H}_2\text{O}} + 2\Delta\text{H}^0_{\text{Fe}} - 3\Delta\text{H}^0_{\text{H}_2}$
2. $\Delta\text{H}^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \Delta\text{H}^0_{\text{реакции}}$
3. $\Delta\text{H}^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \Delta\text{H}^0_{\text{реакции}} + 3\Delta\text{H}^0_{\text{H}_2\text{O}} + 2\Delta\text{H}^0_{\text{Fe}} - 3\Delta\text{H}^0_{\text{H}_2}$

18. Вычислите энтальпию реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ можно по уравнению:

- 1) $\Delta\text{H}^0 = 2\Delta\text{H}^0_{\text{Fe}} + 3\Delta\text{H}^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta\text{H}^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta\text{H}^0_{\text{H}_2}$
- 2) $\Delta\text{S}^0 = 2\Delta\text{S}^0_{\text{Fe}} + 3\Delta\text{S}^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta\text{S}^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta\text{S}^0_{\text{H}_2}$
- 3) $\Delta\text{G}^0 = 2\Delta\text{G}^0_{\text{Fe}} + 3\Delta\text{G}^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta\text{G}^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta\text{G}^0_{\text{H}_2}$

19. Какая термодинамическая функция является мерой направленности реакции:

- 1) Свободная энергия Гиббса
- 2) Энтропия
- 3) Энтальпия

20. Не производя вычислений, укажите, для какого процесса изменение энтропии положительно:

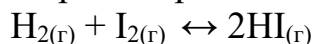
- 1) $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
- 2) $\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Mg}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
- 3) $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Cl}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы начальная скорость образования NO_2 по реакции: $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ возросла в 8 раз?

- 1) Увеличить в 2 раза
- 2) Увеличить в 4 раза
- 3) Увеличить в 8 раз

2. Как влияет катализатор на скорость прямой и обратной реакции:



- 1) Не влияет на равновесие
- 2) Уменьшает скорость обратной реакции
- 3) Увеличивает скорость прямой реакции

3. Как изменяется константа скорости реакции при повышении температуры на каждые 10 °С, если повышение температуры на 50 °С увеличивает скорость этой реакции в 1024 раза?

- 1) 4
- 2) 3
- 3) 2

4. Для какой из реакций (с большей или меньшей энергией активации) повышение температуры увеличивает ее скорость в большей степени?

- 1) Константа скорости реакции с большей энергией активации увеличивается в большей степени при повышении температуры:
- 2) Константа скорости с меньшей энергией активации увеличивается в большей степени с ростом температуры:
- 3) Энергия активации не влияет на значение константы скорости.

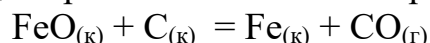
5. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 20 до 30 °С, скорость ее возрастает в 3 раза?

- 1) 81 кДж/моль
- 2) 53,6 кДж/моль
- 3) 162,5 кДж/моль

6. Что характеризует энергия активации?

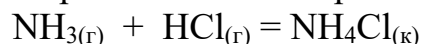
- 1) Среднюю энергию переходного состояния
- 2) Энергетический барьер
- 3) Энергию разрыва химических связей

7. Число степеней свободы в равновесной системе равно:



- 1) 1;
- 2) 2;
- 3) 3.

8. Число степеней свободы в равновесной гетерогенной системе равно:



- 1) 2;
- 2) 0;
- 3) 1.

9. Равновесная смесь, состоящая при 570 °С из FeO и продуктов его распада - железа Fe и магнетит Fe₃O₄ состоит из:

- 1) трех фаз;
- 2) одной фазы;
- 3) двух фаз.

10. Определить направление реакции $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{HI}_{(\text{r})}$ при 298 К при следующих концентрациях: $C(\text{H}_2) = C(\text{I}_2) = 0,01$ моль/дм³, $C(\text{HI}) = 1,0$ моль/дм³

- 1) В обратном направлении
- 2) В прямом направлении
- 3) Установилось равновесие

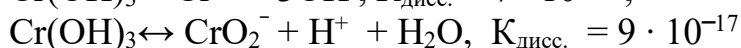
11. Как будет меняться окраска NO_2 (бурый цвет) \leftrightarrow N_2O_4 (бесцветен) при постоянной температуре и уменьшении давления?

- 1) Усиление бурой окраски
- 2) Ослабление бурой окраски
- 3) Окраска не изменится

12. В какой из реакций повышение давления вызовет смещение влево:

- 1) $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$
- 2) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
- 3) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

13. Какие свойства преобладают у гидроксида хрома, если

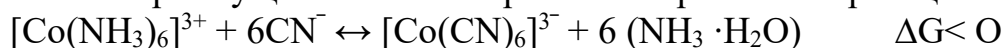


- 1) Кислотные свойства
- 2) Основные свойства
- 3) Амфотерные свойства

14. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону увеличения выхода продуктов реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$? $\Delta H^0_{298} = -92$ КДж

- 1) Понижение температуры, увеличение давления
- 2) Повышение давления, повышение температуры
- 3) Понижение температуры, уменьшение давления

15. Установите преимущественное направление протекания реакции:



- 1) \rightarrow
- 2) \leftarrow
- 3) \leftrightarrow

16. Как следует изменить температуру, чтобы увеличить выхода продуктов реакции:



- 1) повысить
- 2) изменение температуры не влияет
- 3) понизить

17. Химическое равновесие – это состояние системы, при котором
- 1) скорости прямой и обратной реакций одинаковы
 - 2) константы скорости прямой и обратной реакций равны
 - 3) концентрации исходных веществ равны концентрациям продуктов реакции

18. Какие вещества будут преобладать в равновесной системе



- 1) Исходные вещества
- 2) Продукты реакции
- 3) Все вещества в равных количествах

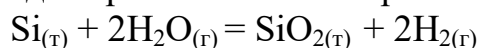
19. В гомогенной системе установилось равновесие:



Укажите, какие вещества будут преобладать в равновесной смеси веществ?

- 1) Исходные вещества
- 2) Продукты реакции
- 3) Все вещества в равных количествах

20. Число степеней свободы в равновесной гетерогенной системе равно



Определите число степеней свободы в системе

- 1) 2
- 2) 4
- 3) 3

РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Какую массу метанола (CH_3OH) должен содержать раствор с концентрацией 0,1 моль/л, если объем раствора составляет 0,5 литра:

- 1) 1,6 г
- 2) 32 г
- 3) 3,2 г

2. Какую массу этанола ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) должен содержать раствор с концентрацией 1 моль/кг, если масса растворителя составляет 0,25 кг:

- 1) 11,5 г
- 2) 46 г
- 3) 23 г

3. При растворении 98 г H_2SO_4 в 800 г воды температура повысилась на 22,4 К. Определить энтальпию растворения H_2SO_4 , если удельная теплоемкость составляет 3,76 Дж/(г·К).

- 1) – 75,6 кДж/моль
- 2) – 37,8 кДж/моль

3) + 37,8 кДж/моль

4. Изотоническими называются растворы:

- 1) с одинаковым осмотическим давлением
- 2) с одинаковым давлением пара,
- 3) с одинаковой молярной концентрацией

5. Для повышения температуры кипения раствора следует:

- 1) увеличить молярную концентрацию
- 2) понизить внешнее давление
- 3) разбавить раствор

6. Чему равно отношение масс формалина (НСОН) и глюкозы ($C_6H_{12}O_6$), которые содержатся в равных объемах растворов, обладающих при одинаковой температуре одинаковым осмотическим давлением?

- 1) 1:6
- 2) 1:1
- 3) 2:1

7. Раствор, содержащий 133,5 г $AlCl_3$ в 500 г воды закипает при $t = 103,64$ °С. Определить кажущуюся степень диссоциации (α).

- 1) 0,88
- 2) 0,95
- 3) 0,70

8. В 180 г воды содержится 34,2 г сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Найти давление насыщенного пара над раствором при 100 °С, если $P_{0(H_2O)}$ составляет 101,3 КПа:

- 1) 100,297 КПа
- 2) 10,13 КПа
- 3) 90,3 КПа

9. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре 373,52 К. Какова молярная концентрация этого раствора?

- 1) 1 моль/кг
- 2) 0,1 моль/кг
- 3) 0,01 моль/л

10. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре 101,04° С. Какова молярная концентрация этого раствора?

- 1) 2 моль/кг
- 2) 0,1 моль/кг
- 3) 0,01 моль/кг

11. Водный раствор неэлектролита замерзает при температуре $-1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какова моляльная концентрация этого раствора?

- 1) 1 моль/кг
- 2) 0,1 моль/кг
- 3) 1 моль/л

12. Водный раствор неэлектролита замерзает при температуре $-3,72\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какова моляльная концентрация этого раствора?

- 1) 2 моль/кг
- 2) 0,2 моль/кг
- 3) 2 моль/л

13. Какой должна быть концентрация этиленгликоля, чтобы антифриз не замерзал при температуре $-18,6\text{ }^{\circ}\text{C}$

- 1) 10 моль/кг
- 2) 1 моль/кг
- 3) 20 моль/кг

14. Для понижения температуры кипения раствора следует:

- 1) снизить моляльную концентрацию
- 2) повысить внешнее давление
- 3) уменьшить молярную концентрацию

15. Раствор, содержащий 111 г CaCl_2 в 1000 г воды, кристаллизуется при $t = -5,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации.

- 1) 0,9
- 2) 1,0
- 3) 0,5

16. Осмотическое давление раствора составляет 2 493 КПа. Какова его молярная концентрация, если температура 300 К:

- 1) 1 моль/л
- 2) 0,1 моль/л
- 3) 2 моль/л

17. Раствор, содержащий 40 г NaOH в 1000 г воды, кристаллизуется при $t = -3,53\text{ }^{\circ}\text{C}$. Найдите изотонический коэффициент.

- 1) 1,89
- 2) 2,0
- 3) 1,09

18. Как соотносятся значения осмотического давления в 0,1 М растворах $\text{KNO}_2(\text{P}_1)$ и $\text{HNO}_2(\text{P}_2)$?

- 1) $\text{P}_1 > \text{P}_2$

- 2) $P_1 = P_2$
- 3) $P_1 < P_2$

19. Температура кристаллизации одномолярных растворов HCN и $C_6H_{12}O_6$ близки. Какой вывод можно сделать относительно степени диссоциации (a) HCN?

- 1) $a \approx 0$
- 2) $a \approx 1$
- 3) $a \approx 0,5$

20. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 литр раствора, чтобы его осмотическое давление при $0^\circ C$ составило 2,27 КПа:

- 1) 0,001 моль
- 2) 0,01 моль
- 3) 0,1 моль

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Чему равна концентрация ионов калия в 0,1 М растворе сульфита калия, если степень диссоциации соли равна 0,75?

- 1) 0,15 М
- 2) 1,5 М
- 3) 0,75 М

2. Какова концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе HCN, если константа диссоциации кислоты равна $7,2 \cdot 10^{-10}$?

- 1) $8,5 \cdot 10^{-6}$ М
- 2) $8,5 \cdot 10^{-5}$ М
- 3) $8,5 \cdot 10^{-7}$ М

3. Рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации в 0,06 М растворе слабого бинарного электролита, если 0,055 М молекул остались недиссоциированными.

- 1) 8,3 %; $4,1 \cdot 10^{-4}$
- 2) 9 %; $4,9 \cdot 10^{-4}$
- 3) 92 %; $5,1 \cdot 10^{-2}$

4. Что такое рН раствора?

- 1) $pH = - \lg [H^+]$
- 2) $pH = \lg [H^+]$
- 3) $pH = - \lg [OH^-]$

5. Если рН изменится на две единицы, во сколько раз изменится концентрация ионов водорода?

- 1) в 10^2 раз
- 2) в два раза
- 3) в 0,5 раза

6. У какого из растворов наибольшее значение рН?

- 1) $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$
- 2) $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$
- 3) $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

7. Чему равна концентрация ионов водорода, если в растворе рН = 10?

- 1) 10^{-10} M
- 2) 10^{-7} M
- 3) 10^{-4} M

8. Чему равен рОН в $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ растворе H_2SO_4 ?

- 1) 11
- 2) 3
- 3) 7

9. Определить степень диссоциации NaOH в 0,01 M растворе, если рН раствора равен 11,97.

- 1) 0,93
- 2) 0,95
- 3) 0,98

10. Чему окажется равен рН, если смешать равные объемы 0,005 M раствора гидроксида натрия и 0,01 M раствора азотной кислоты?

- 1) 2,6
- 2) 2,85
- 3) 9,7

11. Определите константу растворимости карбоната бария, если в 100 мл насыщенного раствора его при 25°C содержится $1,38 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ соли.

$M(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ г/моль}$.

- 1) $4 \cdot 10^{-9}$
- 2) $7 \cdot 10^{-5}$
- 3) $4 \cdot 10^{-4}$

12. Чему равна растворимость оксалата бария в воде в моль/л, если его константа растворимости при 25°C равно $1,5 \cdot 10^{-7}$.

- 1) $4 \cdot 10^{-4}$
- 2) $4 \cdot 10^{-5}$
- 3) $4 \cdot 10^{-6}$

13. Определить концентрацию ионов Ca^{2+} в моль/л и мг/л в насыщенном растворе CaCO_3 , если $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

- 1) $6,9 \cdot 10^{-5}$ М; 6,9 мг/л
- 2) $8,5 \cdot 10^{-5}$ М; 5,9 мг/л
- 3) $8,5 \cdot 10^{-7}$ М; 6,9 мг/л

14. В каком объеме можно растворить 1 г CaCO_3 с образованием насыщенного раствора если $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$?

- 1) 144,9 л
- 2) 156,7 л
- 3) 123,5 л

15. Рассчитать константу растворимости BaSO_4 , если для получения 0,5 л насыщенного раствора его требуется $1,16 \cdot 10^{-3}$ г BaSO_4 .

- 1) $9,9 \cdot 10^{-11}$
- 2) $9,9 \cdot 10^{-6}$
- 3) $4,9 \cdot 10^{-6}$

16. Определить концентрацию комплексного иона $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ в 0,05 М растворе $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$, если $\alpha = 100\%$.

- 1) 0,05
- 2) 0,025
- 3) 0,1

17. Рассчитать концентрацию ионов Hg^{2+} в 0,02 М растворе $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$, если константа нестойкости комплексного иона равна $1 \cdot 10^{-21}$, и первичная диссоциация протекает полностью.

- 1) $1,5 \cdot 10^{-5}$
- 2) $1,9 \cdot 10^{-6}$
- 3) $4,5 \cdot 10^{-3}$

18. Чему равна степень гидролиза в 0,1 М растворе NaJO_3 , если $K_{\text{дисс.}} \text{HJO}_3 = 0,16$?

- 1) $7,9 \cdot 10^{-7}$
- 2) $1,9 \cdot 10^{-6}$
- 3) $4,5 \cdot 10^{-5}$

19. При добавлении ацетата натрия к водному раствору уксусной кислоты:

- 1) рН возрастает, а степень диссоциации уменьшается
- 2) рН и степень диссоциации одновременно уменьшаются
- 3) рН уменьшается, а степень диссоциации возрастает

20. Какая из солей более растворима в кислом растворе, чем в чистой воде?

- 1) CdS

- 2) CuI
- 3) CaSO₄

ИОННООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

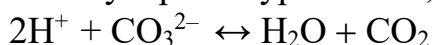
1. Закончите уравнение, указав в ответе значение молекулярной массы газообразного продукта реакции: $\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

- 1). 44
- 2) 101
- 3) 18

2. Закончите уравнение, указав в ответе значение молекулярной массы малорастворимого продукта реакции: $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$

- 1) 143,5
- 2) 170
- 3) 164

3. Какие пары ионов могут быть использованы при составлении молекулярного уравнения, которому отвечает ионное уравнение:



- 1). Cs⁺ и NO₃⁻
- 2) K⁺ и S²⁻
- 3) Ca²⁺ и Cl⁻

4. С каким из веществ, вступит в реакцию обмена в водном растворе бромид бария:

- 1) CuSO₄
- 2) HNO₃
- 3) LiOH

5. Какие ионы могут одновременно находиться в водном растворе:

- 1) Fe²⁺, NO₃⁻, SO₄²⁻, Na⁺, NH₄⁺
- 2) Cu²⁺, Br⁻, S²⁻, Ag⁺, NO₃⁻
- 3) Zn²⁺, Cl⁻, Fe²⁺, Ca²⁺, OH⁻

6. Какова реакция водного раствора гидрокарбоната натрия:

- 1) слабощелочная
- 2) слабокислая
- 3) нейтральная?

7. Какая из перечисленных солей подвергается полному гидролизу?

- 1) (NH₄)₂S
- 2) AlCl₃
- 3) BaCl₂

8. Степень гидролиза, какой из солей больше (при равных молярных концентрациях)?

- 1) FeCl_3
- 2) FeCl_2
- 3) ZnCl_2

9. Какое вещество можно добавить, чтобы увеличить степень гидролиза хлорида аммония?

- 1) Na_2S
- 2) NH_4NO_3
- 3) HCl

10. Составьте уравнение гидролиза Na_2CO_3 и приведите в ответе значение молекулярной массы соли, образующейся при гидролизе.

- 1) 84
- 2) 106
- 3) 40

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

1. Дисперсными системами являются системы...

- 1) гетерогенные
- 2) гомогенные
- 3) однофазные

2. Дисперсность системы характеризует...

- 1) меру раздробленности дисперсной фазы
- 2) количество компонентов в системе
- 3) природу дисперсионной среды

3. Коллоидные системы относятся к системам...

- 1) субмикрогетерогенным
- 2) грубодисперсным
- 3) молекулярно-дисперсным

4. Дисперсной фазой называется фаза,...

- 1) которая распределяется
- 2) в которой идет распределение другой фазы
- 3) являющаяся растворимой в дисперсионной среде

5. Агрегативная устойчивость коллоидов определяется ...

- 1) дисперсностью и наличием стабилизатора в системе
- 2) только дисперсностью

- 3) только наличием стабилизатора в системе
6. Какая техническая жидкость относится к классу эмульсий?
- 1) смазочно-охлаждающая жидкость
 - 2) бензин
 - 3) дизельное топливо
7. Какой по знаку несут заряд частицы природного коллоида, имеющего формулу мицеллы $\{[mSiO_2] \cdot nHSiO_3^- \cdot xH^+ \} \cdot (n-x)H^+$?
- 1) отрицательный
 - 2) положительный
 - 3) нулевой
8. Какое вещество с увеличением концентрации будет уменьшать поверхностное натяжение водного раствора?
- 1) любое моющее средство
 - 2) сахар
 - 3) азотная кислота
9. Какая формула соответствует строению мицеллы золя $AgCl$, стабилизированного хлористым натрием?
- 1) $\{ [mAgCl] \cdot nCl^- \cdot xNa^+ \} \cdot (n-x)Na^+$
 - 2) $\{ [mAgCl] \cdot nCl^- \cdot xAg^+ \} \cdot (n-x)Ag^+$
 - 3) $\{ [mNaCl] \cdot nCl^- \cdot xAg^+ \} \cdot (n-x)Na^+$
10. Какой ион будет обладать наибольшей коагулирующей силой для природной коллоидной системы, имеющей формулу мицеллы $\{ [mAl_2O_3] \cdot nAlO_2^- \cdot xH^+ \} \cdot (n-x)H^+$?
- 1) Al^{3+}
 - 2) SO_4^{2-}
 - 3) PO_4^{3-}

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

1. Укажите, какая из предложенных частиц: NH_3 , I_2 , F_2 проявляет свойства только окислителя.
- 1) F_2
 - 2) NH_3
 - 3) I_2

2. Определите, к какому типу окислительно-восстановительных процессов относится реакция: $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$

- 1) реакция межмолекулярного окисления-восстановления
- 2) реакция диспропорционирования
- 3) реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

3. Укажите, какая из предложенных частиц: I^- , MnO_4^- , ClO^- проявляет только свойства восстановителя.

- 1) I^-
- 2) MnO_4^-
- 3) ClO^-

4. Определите, атомы какого элемента подвергаются окислительно-восстановительному диспропорционированию в реакции: $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KOC}l + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

- 1) Cl
- 2) O
- 3) K

5. До каких продуктов может быть окислена вода?

- 1) до O_2 и H^+
- 2) до OH^- и H^+
- 3) до OH^- и H_2

6. Укажите, какая ионно-электронная схема процесса восстановления будет справедлива для самопроизвольно протекающей реакции: $\text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.

- 1) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \xrightarrow{+2e^-} 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \xrightarrow{-2e^-} 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ \xrightarrow{+8e^-} \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$

7. Количественным критерием самопроизвольного протекания любого окислительно-восстановительного процесса является

- 1) отрицательное значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы (ΔG)
- 2) положительное значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы
- 3) нулевое значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы

8. Укажите, какая ионно-электронная схема процесса окисления будет справедлива для самопроизвольно протекающей реакции:



- 1) $2\text{Br}^- \xrightarrow{-2\bar{e}} \text{Br}_2$
- 2) $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \xrightarrow{+5\bar{e}} \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \xrightarrow{-5\bar{e}} \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

9. Редокс-потенциал (E, В) любой окислительно-восстановительной системы в стандартных условиях можно рассчитать по уравнению Нернста, которое имеет вид

- 1) $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{окисл.}]}{[\text{восст.]}}$
- 2) $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{восст.}]}{[\text{окисл.]}}$
- 3) $E = E^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{окисл.}]}{[\text{восст.]}}$

10. Для какой системы с данным значением стандартного потенциала: $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ ($E^0 = +0,77$ В), $\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$ ($E^0 = +0,15$ В), $\text{Co}^{3+} / \text{Co}^{2+}$ ($E^0 = +1,81$ В), бром $\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-$ ($E^0 = +1,07$ В) не является окислителем?

- 1) $\text{Co}^{3+} / \text{Co}^{2+}$
- 2) $\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$
- 3) $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

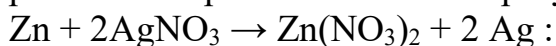
1. Гальваническим элементом называется устройство, в котором:

- 1) происходит преобразование химической энергии окислительно-восстановительного процесса в электрическую энергию;
- 2) происходит преобразование тепловой энергии в механическую работу;
- 3) происходит преобразование химической энергии окислительно-восстановительного процесса в тепловую энергию.

2. Каким типом проводимости должен обладать материал электрода в гальваническом элементе и в электролизере:

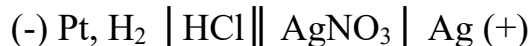
- 1) электронной проводимостью;
- 2) дырочной проводимостью;
- 3) ионной проводимостью.

3. Какая схема будет соответствовать гальваническому элементу, в основе работы которого лежит токообразующая реакция



- 1) (-) Zn | Zn(NO₃)₂ || AgNO₃ | Ag (+)
- 2) (+) Zn | Zn(NO₃)₂ || AgNO₃ | Ag (-)
- 3) (-) Zn | AgNO₃ || Zn(NO₃)₂ | Ag (+)

4. Чем является платина в гальваническом элементе?



- 1) только токопроводящим материалом;
- 2) окислителем;
- 3) восстановителем.

5. Уравнение Нернста для стандартных расчетов потенциала электрода имеет вид:

- 1) $E_{\text{OX/RED}} = E^0_{\text{OX/RED}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}$
- 2) $E_{\text{OX/RED}} = E^0_{\text{OX/RED}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{RED}]}{[\text{OX}]}$
- 3) $E_{\text{OX/RED}} = E^0_{\text{OX/RED}} + \frac{RT}{n} \lg \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}$

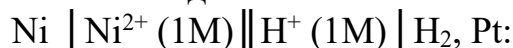
6. Электродвижущая сила гальванического элемента определяется:

- 1) максимальной разностью потенциалов катода и анода
- 2) максимальной разностью потенциалов анода и катода
- 3) минимальной разностью потенциалов электродов

7. Изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала (ΔG^0_{298}) системы связано со стандартным значением электродвижущей силы (ΔE^0) гальванической цепи соотношением:

- 1) $\Delta G^0_{298} = -nF\Delta E^0$
- 2) $\Delta G^0_{298} = -RT \lg K_p$
- 3) $\Delta G^0_{298} = \Delta H - T\Delta S$

8. Какой процесс протекает на аноде в гальваническом элементе



- 1) $\text{Ni} \xrightarrow{-2\bar{e}} \text{Ni}^{2+}$
- 2) $\text{H}_2 \xrightarrow{-2\bar{e}} 2\text{H}^+$
- 3) $\text{Pt} \xrightarrow{-2\bar{e}} \text{Pt}^{2+}$

9. Какое значение имеет стандартная электродвижущая сила (ΔE^0) в гальваническом элементе Ni | Ni²⁺ (1M) || H⁺ (1M) | H₂, Pt ($E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,24\text{ В}$; $E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00\text{ В}$):

- 1) + 0,24 В
- 2) + 1,43 В
- 3) - 0,24 В

10. Электролизом называется:

- 1) совокупность окислительно-восстановительных процессов на электродах при прохождении электрического тока от внешнего источника через раствор или расплав электролитов
- 2) процессы окисления и восстановления в растворах электролитов
- 3) преобразование энергии окислительно-восстановительных процессов в электрическую энергию

11. Правило катодного восстановления формулируется следующим образом:

- 1) в первую очередь на катоде восстанавливается система с максимальным значением потенциала
- 2) в первую очередь на катоде восстанавливается система с минимальным значением потенциал
- 3) в первую очередь на катоде окисляется система с наибольшим значением потенциала

12. Правило анодного окисления при электролизе формулируется следующим образом:

- 1) в первую очередь на аноде окисляется система с наименьшим значением потенциала
- 2) в первую очередь на аноде восстанавливается система с максимальным значением потенциал
- 3) в первую очередь на аноде окисляется система с наибольшим значением потенциала

13. При электролизе водного раствора сульфата натрия на катоде протекает процесс:

- 1) $\text{Na}^+ \xrightarrow{+1\bar{e}} \text{Na}$ ($E^0_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$)
- 2) $2\text{H}^+ \xrightarrow{+2\bar{e}} \text{H}_2$ ($E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00 \text{ В}$)
- 3) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+2\bar{e}} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ($E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2, 2\text{OH}^-} = -0,41 \text{ В}$)

14. При электролизе водного раствора соли KI на аноде протекает процесс:

- 1) $2\text{I}^- \xrightarrow{-2\bar{e}} \text{I}_2$ ($E^0_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = +0,54$)
- 2) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{-4\bar{e}} \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ ($E^0_{\text{O}_2, 4\text{H}^+/2\text{H}_2\text{O}} = 1,5 \text{ В}$)
- 3) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+2\bar{e}} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ($E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2, 2\text{OH}^-} = -0,41 \text{ В}$)

15. Какой процесс протекает на медном аноде при электролизе водного раствора серной кислоты:

- 1) $\text{Cu} \xrightarrow{-2e^-} \text{Cu}^{2+}$ ($E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = + 0,34 \text{ В}$)
- 2) $\text{Cu}^{2+} \xrightarrow{+2e^-} \text{Cu}$ ($E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = + 0,34 \text{ В}$)
- 3) $2\text{H}^+ \xrightarrow{+2e^-} \text{H}_2$ ($E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00 \text{ В}$)

16. Как называется ЭДС гальванического элемента:

(-) $\text{Pt}, \text{H}_2 \mid \text{H}^+(1 \text{ М}) \parallel \text{Cu}^{2+}(1 \text{ М}) \mid \text{Cu}(+)$, значение которой равно 0,34 В и в цепи находится стандартный водородный электрод:

- 1) стандартной ЭДС гальванического элемента
- 2) разностью потенциалов
- 3) ЭДС

17. Какова теоретическая последовательность осаждения металлов находящихся в растворе в виде ионов: $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Al}^{3+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Au}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Cu}^{2+}$? Концентрация каждого иона равна 1 М. На электролизер подано напряжение 3 В.

- 1) $\text{Au}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Fe}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$, остальные осаждаются не будут
- 2) $\text{Cd}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Au}^{3+}$, далее процесс электролиза воды
- 3) $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Al}^{3+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cd}^{2+}$

18. В каком случае выделяется больше серебра: при электролизе расплава или водного раствора AgNO_3 (время электролиза и сила тока одинаковы):

- 1) одинаковое количество;
- 2) в случае электролиза расплава;
- 3) в случае электролиза водного раствора.

19. Какой металл серебро или медь, находящийся в растворе своей соли (стандартные условия) ($[\text{Ag}^+] = [\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ М}$), посылая в раствор ионы, приобретает больший положительный заряд ($E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = + 0,34 \text{ В}$, $E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = + 0,8 \text{ В}$):

- 1) серебро
- 2) медь
- 3) оба заряда равны

20. Почему суммарные окислительно-восстановительные реакции электролиза протекают в направлении увеличения энергии Гиббса:

- 1) процесс является принудительным от энергии внешнего источника;
- 2) процесс является самопроизвольным;
- 3) система находится в состоянии равновесия

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

1. Укажите механизм коррозионного процесса бронзовых деталей (сплав медь-олово) в воде:

- 1) электрохимическая
- 2) химическая
- 3) контактная
- 4) биохимическая

2. Какой вид коррозии стали вызывает горение жидкого топлива, содержащего примеси серы:

- 1) химическая
- 2) электрохимическая
- 3) контактная
- 4) биохимическая

3. Почему активный металл Al не корродирует на воздухе? Назовите другие металлы с аналогичными свойствами.

- 1) Из-за оксидной пленки; Zn, Mg, Cr, Ti
- 2) Из-за высокого потенциала у металла; Cu, Ag, Au
- 3) Из-за низкого потенциала; Mg, Cr, K
- 4) Из-за пассивации металла; Zn, Cr, Fe

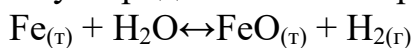
4. В какой среде эксплуатация латуни (сплав цинк-медь) является желательной? В чем причина:

- 1) $pH=7$; образуется гидроксид цинка, устойчивый в нейтральной среде
- 2) $pH>7$; образуется гидроксид цинка, устойчивый в щелочной среде
- 3) $pH<7$; разрушается цинк
- 4) $pH>7$; разрушается цинк

5. Термодинамическим условием возможности протекания коррозии является:

- 1) $\Delta G < 0$
- 2) $E_{\text{среды}} > E_{Me^{n+}/Me}$
- 3) ЭДС > 0
- 4) $\Delta G > 0$

6. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из углеродистой стали при $900\text{ }^{\circ}\text{C}$, протекающей по реакции:



- 1) не протекает, т.к. $\Delta G_{x.d.}^0 = 9,4$ кДж/моль
- 2) протекает, т.к. $\Delta G_{x.d.}^0 = -9,4$ кДж/моль
- 3) протекает, т.к. $\Delta G_{x.d.}^0 = -15,7$ кДж/моль
- 4) не протекает, т.к. $\Delta G_{x.d.}^0 = -9,4$ кДж/моль

7. Какую газовую атмосферу наиболее целесообразно выбрать для обработки титанового изделия при 800 градусов Цельсия? Ответ подтвердите расчетом $\Delta G_{x.\delta}^0$.

- 1) Аргон; $\Delta G_{x.\delta}^0 = 0$ кДж/моль
- 2) Кислород; $\Delta G_{x.\delta}^0 = - 882,8$ кДж/моль
- 3) Азот; $\Delta G_{x.\delta}^0 = - 229,5$ кДж/моль
- 4) Хлор; $\Delta G_{x.\delta}^0 = - 869,1$ кДж/моль

8. При коррозии сплава, содержащего свинец и олово на воздухе при pH=2, будет протекать катодная реакция:

- 1) $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$
- 2) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$
- 3) $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$
- 4) $Sn^0 - 2e \rightarrow Sn^{2+}$

9. При нарушении свинцового покрытия на железе во влажном воздухе (pH=7) на аноде будет протекать реакция ($E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} = - 0,14$ В;

$E^0_{Fe^{2+}/Fe} = - 0,44$ В);

- 1) $Fe^0 - 2e \rightarrow Fe^{2+}$
- 2) $Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn^0$
- 3) $Sn^0 - 2e \rightarrow Sn^{2+}$
- 4) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$

10. С каким из металлов конструктивный контакт стальной детали является наиболее опасным ($E^0_{Fe^{n+}/Fe} = - 0,44$ В; $E^0_{Sn^{n+}/Sn} = - 0,14$ В; $E^0_{Ag^{n+}/Ag} = 0,80$ В;

$E^0_{Zn^{n+}/Zn} = - 0,76$ В):

- 1) олово и серебро
- 2) цинк и серебро
- 3) цинк
- 4) олово

11. Укажите металлы, которые могут корродировать с выделением водорода в растворах (pH=2):

- 1) цинк
- 2) медь
- 3) железо
- 4) серебро

12. Какие продукты коррозии образуются при нарушении никелевого покрытия на стали во влажном воздухе ($E^0_{Fe^{n+}/Fe} = - 0,44$ В;

$E^0_{Ni^{n+}/Ni} = - 0,25$ В):

- 1) Fe(OH)₂
- 2) Ni(OH)₂
- 3) FeCl₂
- 4) NiCl₂

13. Какое железо корродирует в кислой почве быстрее – находящееся в контакте с оловом или медью? ($E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В, $E_{Sn^{2+}/Sn} = -0,12$ В, $E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В)

- 1) С медью
- 2) С оловом
- 3) Скорость одинакова
- 4) Не корродирует

14. При нарушении оловянного покрытия на стальном изделии в морской воде (рН=8) на катоде протекает реакция:

- 1) $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$
- 2) $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$
- 3) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$
- 4) $\frac{1}{2} O_2 + 2H^+ + 2e \rightarrow H_2O$

15. Присадки какого металла не вызывают коррозии алюминия в нейтральной среде? Ответы подтвердите схемой возникающего гальванического элемента ($E_{Al^{3+}/Al} = -1,67$ В, $E_{Mg^{2+}/Mg} = -2,17$ В, $E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В, $E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В).

- 1) Магния; Mg | O₂, H₂O | Al
- 2) Меди; Al | O₂, H₂O | Cu
- 3) Цинка; Al | O₂, H₂O | Zn.
- 4) Меди и цинка

16. Какие из указанных металлов могут служить протектором для защиты стальных изделий от коррозии в морской воде ($E_{Mg^{2+}/Mg} = -2,17$ В; $E_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14$ В; $E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В; $E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В; $E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76$ В):

- 1) цинк и магний
- 2) олово
- 3) магний
- 4) медь

17. Для защиты медных изделий от коррозии во влажном воздухе в качестве катодного покрытия используется ($E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В;

$E^0_{Ni^{n+}/Ni} = -0,25 \text{ В}; E^0_{Ag^{n+}/Ag} = 0,80 \text{ В}; E^0_{Cr^{3+}/Cr} = -0,71 \text{ В};$

- 1) серебро
- 2) хром
- 3) никель
- 4) серебро и никель

18. Для защиты стальных изделий в качестве анодного покрытия используется металлы ($E^0_{Cr^{3+}/Cr} = -0,71 \text{ В}; E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34 \text{ В}; E^0_{Zn^{n+}/Zn} = -0,76 \text{ В}; E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В}$)

- 1) хром и цинк
- 2) медь и цинк
- 3) хром и медь
- 4) медь

19. Какой метод защиты от коррозии в морской воде стального корпуса крана ($pH > 7$) используется на причалах ($E^0_{Zn^{n+}/Zn} = -0,76 \text{ В}; E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В}$):

- 1) протекторная защита; Zn – протектор
- 2) покрытие из цинка
- 3) обработка среды инертным газом
- 4) катодная защита

20. Какой из указанных методов защиты оцинкованных труб от коррозии под действием движущей воды является наиболее эффективным:

- 1) контроль за качеством покрытия
- 2) протекторная защита
- 3) катодная защита
- 4) обработка воды.

ПОЛИМЕРНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

1. Для высокомолекулярных веществ характерны свойства:

- 1) не растворяются или мало растворяются в воде и растворителях;
- 2) высокая механическая прочность;
- 3) проводят тепло и электрический ток;
- 4) имеют определенную температуру плавления.

2. К природным полимерам не относится:

- 1) крахмал;
- 2) целлюлоза;
- 3) эпоксидная смола;
- 4) белки.

3. К искусственным волокнам относятся

- 1) капроновое;

- 2) полиэфирное;
- 3) полипропиленовое;
- 4) ацетатное
- 4.** Фенолформальдегидная смола относится к полимерам:
 - 1) природным, органическим;
 - 2) искусственным, неорганическим;
 - 3) природным, неорганическим;
 - 4) синтетическим, органическим.
- 5.** Олигомеры от полимеров отличаются:
 - 1) природой мономера;
 - 2) конфигурацией молекул;
 - 3) характером связей;
 - 4) меньшей молекулярной массой.
- 6.** Полимеры, образующиеся в результате сшивки цепей, при вулканизации называются:
 - 1) аморфными;
 - 2) сетчатыми;
 - 3) разветвленными;
 - 4) стереорегулярными.
- 7.** Вещества, вызывающие протекание реакции полимеризации называют:
 - 1) пластификаторами;
 - 2) индикаторами;
 - 3) инициаторами;
 - 4) ингибиторами.
- 8.** Основным условием реакции полимеризации является:
 - 1) наличие функциональных групп у мономеров;
 - 2) наличие π -связей у мономеров;
 - 3) циклическое строение мономера;
 - 4) образование свободного радикала.
- 9.** Основным условием реакции поликонденсации является:
 - 1) наличие хотя бы одной функциональной группы у мономера;
 - 2) наличие не менее двух функциональных групп у мономера;
 - 3) наличие у мономеров кратных связей;
 - 4) образование свободного радикала.
- 10.** В реакции сополимеризации участвуют:
 - 1) мономеры с различными функциональными группами;
 - 2) различные мономеры с кратными связями
 - 3) мономеры с несколькими кратными связями
 - 4) мономеры с кратными связями и наполнителями.
- 11.** Данная схема

$$n \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + n \text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)-\text{CH}_2-)_n$$
 соответствует реакции:
 - 1) поликонденсации;
 - 2) полимеризации;
 - 3) сополимеризации;

4) замещения.

12. Данная схема $n \text{ NH}_2 - (\text{CH}_2)_5 - \text{COOH} \rightarrow (-\text{NH} - (\text{CH}_2)_5 - \text{CO}-)_n + n\text{H}_2\text{O}$ соответствует реакции:

- 1) сополимеризации;
- 2) полимеризации;
- 3) поликонденсации;
- 4) разложения.

13. В основе получения бутадиенового каучука лежит реакция

- 1) полимеризации;
- 2) поликонденсации;
- 3) этерификации;
- 4) изомеризации.

14. Свойство полимеров изменять свою форму в нагретом состоянии и сохранять ее после охлаждения называют:

- 1) пластичностью;
- 2) термопластичностью;
- 3) терморективнойностью;

15. Полимеры, которые при повышенной температуре не размягчаются и не плавятся, называются:

- 1) термоупругими;
- 2) термопластичными;
- 3) терморективными.

16. Установите соответствие:

свойство

название полимера

- | | |
|------------------------|--|
| 1) термопластичность | а) полистирол; б) лавсан; в) резольные смолы |
| 2) терморективнаяность | г) полиметилметакрилат; д) фенопласт. |

17. Линейностью структуры полипропилена можно объяснить его

- 1) термопластичность;
- 2) горючесть;
- 3) неспособность растворяться в воде;
- 4) неспособность обесцвечивать бромную воду.

18. Наличием π -связей в молекуле изопренового каучука можно объяснить его

- 1) термопластичность;
- 2) способность к вулканизации;
- 3) горючесть;
- 4) неспособность к растворению в воде.

19. Продуктом полного гидролиза крахмала является

- 1) рибоза;
- 2) глюкоза;
- 3) фруктоза;
- 4) сахароза.

20. Процесс ухудшения свойств полимеров во времени в результате деструкции макромолекул называют:

- 1) спеканием;
- 2) старением;
- 3) набуханием;
- 4) закаливанием.