

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ,
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ КЫРГЫЗСКОЙ РЕСПУБЛИКИ

ГОУ ВПО Кыргызско-Российский

Химия



рабочая программа дисциплины (модуля)

Закреплена за кафедрой **Физических процессов горного производства**
 Учебный план b08030130_19_1c.plx
 08.03.01 Строительство
 Квалификация бакалавр
 Форма обучения очная
 Общая трудоемкость 4 ЗЕТ

Часов по учебному плану 144
 в том числе:
 аудиторные занятия 52
 самостоятельная работа 56
 экзамены 35,7

Виды контроля в семестрах:
 экзамены I

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	1 (1.1)		Итого	
	уп	рп	уп	рп
Неделя	18			
Вид занятий	уп	рп	уп	рп
Лекции	18	18	18	18
Лабораторные	8	8	8	8
Практические	26	26	26	26
Контактная	0,3	0,3	0,3	0,3
В том числе инт.	12	12	12	12
Итого ауд.	52	52	52	52
Контактная	52,3	52,3	52,3	52,3
Сам. работа	56	56	56	56
Часы на контроль	35,7	35,7	35,7	35,7
Итого	144	144	144	144

Программу составил(и):

кандидат химических наук, доцент, Джумалиева Чинара Ишеновна



Рабочая программа дисциплины

Химия

разработана в соответствии с ФГОС 3+:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования по направлению подготовки 08.03.01 Строительство (уровень бакалавриата) (приказ Минобрнауки России от 31.05.2017г. №481)

составлена на основании учебного плана:

Направление 08.03.01 - РФ, 750500 - КР

Строительство

утвержденного учёным советом вуза от 28.06.2023 протокол № 11.


Рабочая программа одобрена на заседании кафедры

Физических процессов горного производства

Протокол от 29.08.2023 г. № 1

Срок действия программы: 2023-2028 уч.г.

Зав. кафедрой д.т.н., профессор Акматов А.К.



Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель УМС ФАДИС:
09 сентября 2024 г.



ООП пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 2024-2025 учебном году на заседании кафедры «Строительство» Протокол от 27 августа 2024 г. № 1

И.о.зав. кафедрой



Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель УМС ФАДИС: _____ 2025 г.

ООП пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 2025-2026 учебном году на заседании кафедры «Строительство» Протокол от _____ 2025 г. № _____

Зав. кафедрой

Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель УМС ФАДИС: _____ 2026 г.

ООП пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 2026-2027 учебном году на заседании кафедры «Строительство» Протокол от _____ 2026 г. № _____

Зав. кафедрой

Визирование РПД для исполнения в очередном учебном году

Председатель УМС ФАДИС: _____ 2027 г.

ООП пересмотрена, обсуждена и одобрена для исполнения в 2027-2028 учебном году на заседании кафедры «Строительство» Протокол от _____ 2027 г. № _____

Зав. кафедрой

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1	формирование у студентов целостного представления о процессах и явлениях в природе и технике, понимания возможностей современных научных методов познания материального мира и овладения этими методами для решения задач, возникающих при выполнении профессиональных функций. Познание химии необходимо для формирования научного мировоззрения, развития логического мышления, профессионального роста будущих специалистов.
-----	---

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

Цикл (раздел) ООП:		Б1.О
2.1	Требования к предварительной подготовке обучающегося:	
2.1.1	Математика	
2.1.2	Физика	
2.2	Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:	
2.2.1	Строительные материалы	
2.2.2	Экология	
2.2.3	Безопасность жизнедеятельности	
2.2.4		

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОПК-1: Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата

Знать:

Уровень 1	Основные понятия и концепции естественнонаучных дисциплин, основные теоремы, законы и их следствия, порядок применения теоретического аппарата в практических целях
Уровень 2	Основные величины, термины и определения естественно-научных дисциплин; Основные модели физических явлений, идеологию моделирования технических систем и принципы построения математических моделей
Уровень 3	Основные методы исследования равновесия и движения жидкости, физических тел и механических систем, типовые алгоритмы исследования и обработки результатов исследований.

Уметь:

Уровень 1	Интерпретировать законы естественнонаучных дисциплин при помощи соответствующего теоретического аппарата;
Уровень 2	Объяснять характер поведения технических систем с применением теорем и законов естественнонаучных дисциплин и их следствий; Составлять уравнения, описывающие поведение физических тел и механических систем, учитывая размерности величин и их математическую природу
Уровень 3	Применять основные методы исследования равновесия и движения жидкости, физических тел и механических систем, а также типовые алгоритмы исследования при решении конкретных задач; Пользоваться при аналитическом и численном исследованиях математико-механических моделей технических систем возможностями современных компьютеров и информационных технологий.

Владеть:

Уровень 1	Навыками применения основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной и практической деятельности;
Уровень 2	Навыками применения методов расчета равновесия и движения жидкости, физических тел, систем для решения естественнонаучных и технических задач; Принципами построения расчетных схем, математических, физических и механических моделей технических систем
Уровень 3	Навыками натурных исследований, физического моделирования и использования возможностей современных компьютерных программ, информационных технологий при аналитическом и численном исследованиях математических и физических моделей

В результате освоения дисциплины обучающийся должен

3.1	Знать:
3.1.1	основы химии и химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов
3.2	Уметь:
3.2.1	применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности
3.3	Владеть:

3.3.1	владеть основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, необходимыми для выполнения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы строительных технологий
-------	---

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)							
Код занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Компетенции	Литература	Инте. ракт.	Примечание
	Раздел 1. Основные понятия и законы химии. Строение вещества.						
1.1	Стехиометрические расчеты по основным законам химии. Решение задач. /Пр/	1	4	ОПК-1	Л1.5 Л1.6 Л1.2Л2.1Л3.2 Л3.1	0	
1.2	Классы неорганических соединений (НС): оксиды, кислоты, основания, соли, амфотерные гидроксиды и генетическая связь между классами НС. /Ср/	1	6	ОПК-1	Л1.1 Л1.4Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	0	
1.3	Электронные формулы атомов. Периодический закон Д. И. Менделеева. Решение задач. /Пр/	1	4	ОПК-1	Л1.5 Л1.6Л2.1 Л2.2Л3.2 Л3.1 Э3 Э4	2	Работа с демонстрацией плакатов и стендов
1.4	Атомные орбитали. Многоэлектронные атомы. s, p, d, f-элементы периодической системы.	1	10	ОПК-1	Л1.1Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	0	
1.5	Химическая связь. Типы химической связи. /Лек/	1	2	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	0	
1.6	Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Решение задач. /Пр/	1	2	ОПК-1	Л1.6 Л1.5Л2.1Л3.2 Л3.1 Э3 Э4	0	
1.7	Строение, химическая связь, классификация и номенклатура комплексных соединений. Возбуждение атомов и гибридизация атом-ных орбиталей. Пространственная структура молекул. Ван-дер-ваальсовы силы.	1	10	ОПК-1	Л1.1Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	0	
1.8	Роль и значение химии. Основные понятия в химии. Фундаментальные и частные законы. /Лек/	1	2	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	0	
1.9	Теоретические основы современной теории строения атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. /Лек/	1	2	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	2	Работа с демонстрацией плакатов и стендов
	Раздел 2. Закономерности протекания химических реакций.						
2.1	Химическая термодинамика. Химическая кинетика. Закон действия масс. Химическое равновесие /Лек/	1	4	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л2.2 Л2.3 Э1 Э2	2	Работа с демонстрацией плакатов и стендов
2.2	Термодинамика химических процессов. Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Решение задач. /Пр/	1	4	ОПК-1	Л1.5 Л1.6Л2.1Л3.2 Л3.1 Э3 Э4	0	

2.3	Катализ. Механизм каталитических реакций. Химическое равновесие, константа равновесия. Энергетика химических процессов. Термохимические расчеты. /Ср/	1	10	ОПК-1	Л1.1Л1.2.2 Л1.3 Э1 Э2	0	
	Раздел 3. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Дисперсные системы.						
3.1	Классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. /Лек/	1	2	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л1.2.2 Л1.3 Э1 Э2	0	
3.2	Теория электролитической диссоциации. Коллоидные растворы: строение, свойства, получение, устойчивость и разрушение. Грубодисперсные системы, признаки, практическое значение. Эмульсии, суспензии, аэрозоли (дымы, туман, смог). /Лек/	1	2	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л1.2.2 Л1.3 Э1 Э2	0	
3.3	Способы выражения концентрации растворов. Диссоциация кислот, оснований и солей. Гидролиз солей. Решение задач. /Лр/	1	4	ОПК-1	Л1.5 Л1.6Л1.2.1Л1.3.2 Л1.3.1 Э3 Э4	0	
3.4	Произведение растворимости. Обменные реакции в растворах электролитов. /Ср/	1	10	ОПК-1	Л1.1Л1.2.2 Л1.3 Э1 Э2	0	
	Раздел 4. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Электрохимические процессы.						
4.1	Классификация ОВР. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Ряд напряжений металлов. Электролиз растворов и расплавов веществ. Применение электролиза. /Лек/	1	4	ОПК-1	Л1.1 Л1.2 Л1.3 Л1.4Л1.2.2 Л1.3 Э1 Э2	0	
4.2	Составление уравнений ОВР. Количественные закономерности электролиза (законы Фарадея). Решение задач. /Лр/	1	8	ОПК-1	Л1.5 Л1.6Л1.2.1Л1.3.2 Л1.3.1 Э3 Э4	2	Работа с демонстрацией плакатов и стендов
4.3	Устройство и работа гальванического элемента. Аккумуляторы. /Ср/	1	10	ОПК-1	Л1.1Л1.2.2 Л1.3 Э1 Э2	0	
4.4	Общие правила работы в лаборатории. Техника безопасности. Тема: Основные законы химии. Работа № 1. Определение молекулярной массы газов, эквивалента металла по объему вытесненного водорода. Общие правила работы в лаборатории. Техника безопасности. /Лаб/	1	2	ОПК-1	Л1.3.1 Л1.3.2 Э5	0	
4.5	Тема: Химическая термодинамика. Работа № 2. Определение теплоты растворения и теплоты нейтрализации. /Лаб/	1	2	ОПК-1	Л1.3.1 Л1.3.2 Э5	2	Работа с демонстрацией плакатов и стендов
4.6	Тема: Растворы. Работа № 3. Приготовление растворов с заданной концентрацией (процентной, молярной, нормальной). /Лаб/	1	2	ОПК-1	Л1.3.1 Л1.3.2 Э5	0	

4.7	Тема: Электрохимические процессы Работа № 4 Электролиз. Гальванические элементы. /Лаб/	1	2	ОПК-1	ЛЗ.1 ЛЗ.2 Э5	2	Работа с демонстрацией плакатов и стендов
4.8	/КрЭк/	1	0,3			0	

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

5.1. Контрольные вопросы и задания

Вопросы для проверки уровня обученности ЗНАТЬ:

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава, газовые законы, закон эквивалентов. Эквивалент, эквивалентная масса, эквивалентный объем. Классы неорганических соединений, их свойства и получение.
2. Строение атома и систематика химических элементов. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Понятие электронной орбитали. Порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип Паули, правило Гунда и Клечковского. Строение многоэлектронных атомов. Возбуждение атомов и гибридизация орбиталей. Геометрия молекул. Валентность и степень окисления. Периодическая система и периодический закон в свете учения о строении атома.
3. Химическая связь. Основные виды и характеристики химической связи. Энергия, длина, направленность, насыщенность. Ковалентная связь и ее характеристики. Метод валентных связей. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Ионная связь, ее отличительные особенности. Водородная связь. Металлическая связь.
4. Закономерности протекания химических процессов. Термохимические законы и расчеты. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты изобарных и изохорных процессов. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Условие самопроизвольного протекания процесса. Связь энергии Гиббса с энтальпией, энтропией и константой равновесия.
5. Химическая кинетика. Кинетика гомогенных и гетерогенных процессов. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Необратимые и обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье и условия его смещения. Константа равновесия: К_р, К_с.
6. Общие понятия о растворах. Растворимость. Термодинамика процессов растворения. Коллигативные свойства растворов: законы Рауля, закон Вант-Гоффа. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации и степень диссоциации. Ионное произведение воды, водородный показатель. Индикаторы. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза. Факторы, влияющие на гидролиз. Жесткость воды и способы ее устранения.
7. Окислительно-восстановительные процессы. Уравнения электронного и ионно-электронного баланса. Стандартный водородный электрод. Понятие об электродном потенциале. Направленность протекания окислительно-восстановительных процессов.
8. Гальванические элементы. Термодинамика электродных процессов, уравнение Нернста. Концентрационные цепи. Электродвижущая сила.
9. Электролиз растворов и расплавов. Последовательность катодных и анодных процессов. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми электродами. Законы Фарадея. Выход по току. Применение электролиза.
10. Аккумуляторы. Топливные элементы.
11. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Факторы, влияющие на скорость электрохимической коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.
12. Химия вяжущих веществ. Воздушные и гидравлические вяжущие.
13. Известь воздушная и гидравлическая.
14. Портландцемент. Получение. Состав цементного клинкера. Процессы твердения.
15. Коррозия бетона и методы борьбы с ней.

Задания для проверки уровня обученности УМЕТЬ и ВЛАДЕТЬ:

1. Окислительно-восстановительные реакции. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты, вычислите эквивалент окислителя и восстановителя в следующей ОВ реакции: $\text{Sn} + \text{HNO}_3 = \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. Рассчитайте навеску соли и объем воды для приготовления 2% раствора KMnO_4 массой 250 гр.
3. Окислительно-восстановительные реакции. Определите окислитель и восстановитель, в следующем ОВ процессе: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Типы химических связей. Строение молекул H_2 – водорода и N_2 – азота с точки зрения метода валентных связей (МВС).
5. Напишите схему электролиза водного раствора LiNO_3 .
6. Окислительно-восстановительные реакции. Определите окислитель и восстановитель, вычислите эквивалент окислителя и восстановителя в следующей ОВ реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. Сколько граммов CaCl_2 необходимо взять для приготовления 0,01 N раствора объемом 250 мл.
8. H_2O_2 – перекись водорода, как окислитель, так и восстановитель. Напишите соответствующие уравнения реакций.
9. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$ при повышении давления в 2 раза?
10. Окислительно-восстановительный процесс выражается следующим уравнением: $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ Расставьте коэффициенты окислителя и восстановителя
11. 25 граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ растворили в 250 мл воды. Какова массовая доля полученного раствора.
12. Эквивалент кислот, оснований, солей. Закон эквивалентов. Приведите конкретные примеры.
13. Выразите в граммах массу одной молекулы CO_2 .

14. Эквивалент окислителя и восстановителя. Вычислите их эквивалент в следующей ОВ реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
15. Чему равен титр 0,025 N раствора серной кислоты?
16. Определите формулу оксида хрома, содержащего 68,4 % хрома.
17. Чему равен pH раствора, если концентрация ионов водорода равна $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-6}$ г-ион/л?
18. Ионное произведение воды. Шкала pH. Чему равен pH раствора, если в растворе концентрация ионов $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-4}$ г-ион/л?
19. Найдите массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации гидроксида натрия массой 20 г. Уравнение реакции: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
20. Напишите строение атомов с порядковыми номерами: $Z = 30$ и 53 через предшествующий благородный газ.
21. Расставьте коэффициенты в следующей ОВ реакции: $\text{Mg} + \text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
22. Расставьте коэффициенты, вычислите эквивалент окислителя и восстановителя в следующей ОВ реакции: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
23. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.
24. Вычислите эквивалент окислителя и восстановителя, расставьте соответствующие коэффициенты в следующей ОВ реакции: $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
25. Какой ряд элементов расположен по мере возрастания их атомных радиусов: а) Na, Mg, Al, Si; б) C, N, O, F; в) O, S, Se, Fe; г) I, Br, Cl, F.
26. Какой объем (н.у.) углекислого газа выделится при сгорании 1 моля бензола (C_6H_6)?
27. Напишите строение атомов химических элементов зарядом ядра 79 (Au) и 33 (As).
28. Закончите уравнения реакции радиоактивного распада:
 α β^- β^+ К-захват
 а) $^{232}_{90}\text{Th} \rightarrow$; б) $^{239}_{93}\text{Np} \rightarrow$; в) $^{275}_{27}\text{Co} \rightarrow$; г) $^{40}_{19}\text{K} \rightarrow$
29. Напишите уравнение реакции гидролиза солей K_2CO_3 и NH_4Cl . Какая будет среда раствора в каждом случае?
30. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном состояниях?
31. Вычислите эквивалент окислителя и восстановителя, расставьте коэффициенты в следующей ОВ реакции: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
32. При какой температуре замерзает раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, содержащий 10 граммов глюкозы в 270 мл воды. $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,82^\circ\text{C}$.
33. Вычислите эквивалент окислителя и восстановителя, расставьте коэффициенты в следующей ОВ реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
34. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?
35. Типы химических связей в молекулах. Механизм образования NH_4^+ - группы по донорно-акцепторному механизму.
36. Какой объем при н.у. углекислого газа выделится при растворении 10 граммов CaCO_3 в соляной кислоте?
37. Ионное произведение воды. Вывод pH. Шкала pH. Вычислите концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л.
38. Строение атомов с зарядом ядра $Z=51$ (сурьма); $Z=74$ (вольфрам), полная и сокращенная электронная конфигурация через предшествующий благородный газ.

ОБРАЗЕЦ ЭКЗАМЕНАЦИОННЫХ БИЛЕТОВ ПРОМЕЖУТОЧНОГО КОНТРОЛЯ

ВАРИАНТ №1

• Вопросы для проверки уровня обученности ЗНАТЬ:

1. Химическая кинетика и катализ. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
2. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.

• Вопросы для проверки уровня обученности УМЕТЬ:

1. Строение молекул H_2 – водорода и N_2 – азота с точки зрения МВС.
2. Напишите строение атомов химических элементов зарядом ядра 79 (Au) и 33 (As).

• Вопросы (Задачи/задания) для проверки уровня обученности ВЛАДЕТЬ:

1. 25 граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ растворили в 250 мл воды. Какова массовая доля полученного раствора.
1. При какой температуре замерзает раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, содержащий 10 граммов глюкозы в 270 мл воды. $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,82^\circ\text{C}$.
2. Типы химических связей.
3. Напишите схему электролиза водного раствора LiNO_3 .

ОБРАЗЕЦ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОГО КОНТРОЛЯ

ТЕСТОВОЕ ЗАДАНИЕ 1

Вопросы для проверки уровня обученности ЗНАТЬ:

1. Дополните:

Количество вещества системы, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C называется ...

2. Дополните:

Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон, называется ...

Межъядерное расстояние между химически связанными атомами называется ...

4. Дополните:

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются ...

5. Дополните:

Область химии, которая изучает процессы возникновения разности потенциалов и превращение химической энергии в электрическую, а также осуществление химических реакций за счет затраты электрической энергии, называется ...

Вопросы (Задачи/задания) для проверки уровня обученности УМЕТЬ И ВЛАДЕТЬ:

6. Установите соответствие:

УЧЕНЫЙ

- 1) Д.И. Менделеев
- 2) М.В. Ломоносов
- 3) Ж. Пруст
- 4) Д. Дальтон

ЗАКОН

- А) Закон сохранения массы вещества
- Б) Периодический закон
- В) Закон кратных отношений
- Г) Закон постоянства состава

Выберите правильный ответ:

7. Объем занимаемый 1 моль любого газа при н.у. равен

- 1) 12,2 дм³;
- 2) 22,4 дм³;
- 3) 5,6 дм³;
- 4) 17,8 дм³.

8. Свойства ионной химической связи

- 1) ненаправленность и ненасыщаемость;
- 2) насыщаемость и ненаправленность;
- 3) ненасыщаемость и направленность;
- 4) насыщаемость и направленность.

9. Скорость прямой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$ при повышении давления в 2 раза возрастет

- 1) в 2 раза;
- 2) в 8 раз;
- 3) в 4 раза;
- 4) в 12 раз.

10. Мольная концентрация раствора, содержащего сульфат натрия массой 5 г воды массой 55 г, равна (плотность раствора принять равной единице)

- 1) 0,52;
- 2) 0,59;
- 3) 0,65;
- 4) 0,48.

5.2. Темы курсовых работ (проектов)

Написание курсовой работы не предусмотрено.

5.3. Фонд оценочных средств

КОЛЛОКВИУМ (устный).

Образец заданий по темам (ПРИЛОЖЕНИИ 1)

Тема: «Основные понятия и законы химии»

Контрольные вопросы

1. Дайте определение химии как науки.
2. Что такое «атом», «молекула», «химический элемент», «аллотропия»?
3. Что называется абсолютной атомной массой?
4. Какие атомные массы обычно используют в химии?
5. Что принимают за единицу атомных масс?
6. Что такое относительная атомная масса химического элемента?
7. Дайте определение:
 - а) закону сохранения массы веществ;
 - б) закону постоянства состава веществ;
 - в) закону эквивалентов;
 - г) закону Авогадро и следствиям из него. Приведите примеры для всех вышеперечисленных законов.

Вопросы для самостоятельного изучения (составить конспект)

1. Что такое физические свойства вещества?
2. Что такое физические явления?
3. Что такое химические свойства веществ?
4. Что называется химическими реакциями?
5. Назовите характерные признаки химических реакций.
6. Какие агрегатные состояния веществ существуют? Приведите примеры твердых, жидких и газообразных веществ.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Рассчитайте массу (в граммах) одного атома алюминия и одной молекулы воды.
Ответ: $m(\text{Al})=4,48 \cdot 10^{-23}$ г; $m(\text{H}_2\text{O})=2,99 \cdot 10^{-23}$ г.
2. Вычислите количество вещества CaCO_3 , которое содержится в 450 г карбоната кальция. Определите какое количество вещества углекислого газа содержится в 140 л CO_2 (н.у.). Ответ: 4,5 моль CaCO_3 , 6,25 моль CO_2 .
3. Определите число молекул, которые содержатся в 1 г серной кислоты и в 2,8 л (н.у.) Ответ: $N(\text{H}_2\text{SO}_4)=6,14 \cdot 10^{21}$; $N(\text{N}_2)=7,525 \cdot 10^{22}$.
4. Относительная плотность неизвестного газа по аммиаку равна 2,0. Рассчитайте молярную массу этого газа. Чему равна относительная плотность этого газа по кислороду? Ответ: $M=34$; $D(\text{O}_2)=1,0625$.
5. Рассчитайте массовую долю серы (в %) в тиосульфате натрия. Химическая формула тиосульфата натрия - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
Ответ: 40,5%.
6. Соединение азота с водородом содержит 87,50 мас.% азота. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16. Определить истинную молекулярную формулу данного вещества. Ответ: N_2H_4
7. Рассчитайте массу 812 мл сероводорода при температуре 20°C и давлении 150 кПа. Ответ: 1,7 г.

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА

Образец индивидуального задания для самостоятельной работы(ПРИЛОЖЕНИЕ 2)

Индивидуальное задание по теме: "Основные понятия и законы химии":

Вариант 1

1. Какие действия необходимо выполнить, чтобы перевести относительную атомную массу в абсолютную, а абсолютную массу в относительную?
2. Растения суши и мирового океана ежегодно выделяют при фотосинтезе 320 млрд.т газообразного кислорода, с избытком восполняя расход этого газа в промышленности, энергетике и на транспорте. Какой объем кислорода (при н.у.) ежегодно выделяет земная растительность?
3. Определите массовые доли химических элементов в серной кислоте H_2SO_4 и выразите их в процентах.
4. Вычислите массу водорода объемом 3 дм³ при 25°C и давлении 110,7 кПа (830 мм рт. ст.)

ТЕСТЫ

Образец тестовых заданий для рубежного контроля(ПРИЛОЖЕНИЕ 3)

Раздел 1 «Основные понятия и законы химии. Строение вещества»

ТЕСТОВОЕ ЗАДАНИЕ 1

I. Дополните:

1. Явления, при которых из одних веществ образуются другие новые вещества, называются ...
2. Массу вещества, взятого в количестве 1 моль, называют ...

II. Установите соответствие:

РАЗНОВИДНОСТЬ АТОМОВ

- 1) изотопы
- 2) изобары
- 3) изотоны

ХАРАКТЕРИСТИКА

- а) имеют одинаковое массовое число
- б) имеют одинаковое число нейтронов
- в) имеют одинаковый заряд ядра, но разное число нейтронов

III. Выберите правильный ответ:

1. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле CaCl_2
1) sp^- ; 2) sp^2^- ; 3) sp^3^- ; 4) spd .
2. Укажите элемент а) с наибольшим; б) с наименьшим радиусом атома:
1) литий; 2) фтор; 3) бериллий;
4) цезий, 5) кальций; 6) иод.
3. Главное квантовое число характеризует
а) форму электронного облака; б) энергию электрона;
в) ориентацию орбитали в пространстве; г) размеры электронного облака.
4. Изотопы
а) имеют одинаковое массовое число;
б) имеют одинаковое число нейтронов;
в) имеют одинаковый заряд ядра, но разное число нейтронов;
г) имеют одинаковое число электронов.
5. Пространственная форма молекулы BF_3 , если угол между связями равен 120°
1) треугольная пирамида с атомом бора в одной из вершин;
2) плоский треугольник с атомом бора в центре;
3) плоский треугольник с атомом бора на одной из сторон.

4) плоский четырехугольник с атомом бора в одной из вершин.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА (письменно)

Образец вариантов контрольных работ для рубежного контроля (ПРИЛОЖЕНИЕ 4)

Раздел 2: "Основные закономерности протекания химических процессов"

Вариант № 1

1. Классификация химических реакции по различным признакам.

2. От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?

3. Определите ΔH°_{298} процесса образования мочевины:

$2\text{NH}_3(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + (\text{NH}_2)_2\text{CO}(\text{к})$, используя стандартные энтальпии

(-46 кДж) (-394 кДж) (-286 кДж) (-333,3 кДж)

образования участвующих в реакции веществ.

4. В какую сторону смещается равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta H < 0$ при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАДАНИЕ. Перечень заданий в ПРИЛОЖЕНИИ 5

Основная база заданий в "Методических указаниях к лабораторным занятиям по курсу «Химия» для студентов нехимических специальностей

литература/методические разработки)

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ТЕМ ДЛЯ РЕФЕРАТА (ПРИЛОЖЕНИЕ 6)

1. Электропроводящие материалы.

2. Термодинамические и кинетические возможности управления хим. реакциями.

3. Наноматериалы: синтез, структура, свойства, области применения.

4. Полимерные наноматериалы.

5. Электроизоляционные материалы.

6. Магнитные материалы.

7. Полупроводники.

8. Сплавы и современные конструкционные материалы.

9. Синтетические и природные полимеры.

10. Неорганические вяжущие вещества.

11. Коррозия металлических конструкций и методы защиты от коррозии.

12. Дисперсные системы в технологии строительства.

13. Соединения переменного состава.

14. Термостойкие материалы в современной технике.

15. Химические процессы в строительстве.

16. Химический состав природного сырья для получения строительных материалов.

5.4. Перечень видов оценочных средств

Коллоквиум (устный)

Тест

Контрольная работа (письменно)

Индивидуальное задание (СРС)

Реферат

(Шкалы оценивания по всем видам оценочных средств в ПРИЛОЖЕНИИ 7)

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

6.1. Рекомендуемая литература

6.1.1. Основная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
ЛП.1	Глинка Н.Л.	Общая химия: Учебное пособие	М.: Кнорус 2013
ЛП.2	Некрасов Б.В.	Учебник общей химии: Для студентов хим. спец. вузов: учебник	М.: Химия 1981
ЛП.3	Угай Я.А.	Общая химия: Учебник	Москва: Высшая школа 1984
ЛП.4	Ахметов Н.С.	Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов	М.: Издательский центр "Академия" 2001
ЛП.5	Глинка Н.Л., Рабинович В.А., Рубина Х.М.	Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов	М.: Интеграл-Пресс 2009
ЛП.6	Гольбрайх З.Е.	Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для хим.-технол. вузов	М.: Высшая школа 1984

6.1.2. Дополнительная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
--	---------------------	----------	-------------------

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л2.1	Стась Н. Ф., Лиसेцкий В. Н	Задачи, вопросы и упражнения по общей химии	Томск 2006
Л2.2	И.Г. Хомченко	Общая химия: Учебник	Москва .: Новая Волна 2005
Л2.3	Полинг А.	Общая химия: учебное пособие	М.: Мир 1974
6.1.3. Методические разработки			
	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л3.1	Сост. У.К. Молдобаева, Э.М. Кучук	Методические рекомендации к практическим и лабораторным занятиям по химии для студентов ЕТФ: Ч. I.	2005
Л3.2	Составители: Джумалиева Ч.И., Касьмова Э.Дж.	Методические указания к практи-ческим (семинарским) и лабораторным занятиям по химии	Бишкек 2018
6.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"			
Э1	Основы химии. Интернет-учебник.		http://www.hemi.nsu.ru/
Э2	Сборник задач по теоретическим основам химии		http://onx.distant.ru/posobie-2/0/0.htm
Э3	Виртуальный репетитор: решение задач		http://alhimik.ru/abitur/abit41.html#9_41
Э4	Задачник по общей и неорганической химии		http://alhimik.ru/zadachnik/content.htm
Э5	Практикум по курсу «химия» для студентов направлений: «Строительство», «Экономика»		http://himi.jofo.ru/261520.htm
6.3. Перечень информационных и образовательных технологий			
6.3.1 Компетентностно-ориентированные образовательные технологии			
6.3.1.1	6.3.1.1.Традиционные образовательные технологии – лекции, семинары, лабораторные работы репродуктивного типа,		
6.3.1.2	ориентированные прежде всего на сообщение знаний и способов действий, передаваемых студентам в готовом		
6.3.1.3	виде и предназначенных для воспроизводящего усвоения и разбора конкретных образцов.		
6.3.1.4	6.3.1.2.Инновационные образовательные технологии – занятия в интерактивной форме, которые формируют системное		
6.3.1.5	мышления и способность генерировать идеи при решении различных творческих задач. К ним относятся		
6.3.1.6	электронные тексты лекций с презентациями, проблемные лекции и лекции - информации с визуализацией,		
6.3.1.7	семинар - дискуссия по актуальным проблемам, разбор конкретных ситуаций, обсуждение проблемных ситуаций и		
6.3.1.8	решение ситуационных задач в малых группах.		
6.3.1.9	6.3.1.3. Информационные образовательные технологии – самостоятельное использование студентом компьютерной		
6.3.1.10	техники и интернет-ресурсов для выполнения практических заданий и самостоятельной работы.		
6.3.2 Перечень информационных справочных систем и программного обеспечения			
6.3.2.1	IPR-books.ru		
6.3.2.2	Портал polpred.com		
6.3.2.3	Сеть академических библиотек Кыргызстана		
6.3.2.4	Единое окно доступа к образовательным ресурсам		
6.3.2.5	Универсарниум – открытая система электронного образования		
6.3.2.6	Открытый образовательный видеопортал UniverTV.ru		
6.3.2.7	Лекториум TV		
6.3.2.8	Национальный открытый университет ИНГУИТ		
6.3.2.9	Edward Elgar Journals&eBookst		
6.3.2.10	IMF eLibrary		
6.3.2.11	IOP Science		
6.3.2.12	Базы данных EBSCO		
6.3.2.13	Мировая цифровая библиотека		

6.3.2.14	Директория журналов в открытом доступе DOAJ
6.3.2.15	База данных AGORA
6.3.2.16	Электронный каталог библиотеки КРСУ
6.3.2.17	Виртуальная научная библиотека КР

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

7.1	Для проведения занятий используются:
7.2	- Наглядные пособия;
7.3	- Тезисы лекций;
7.4	- Раздаточный материал и др.
7.5	Наглядные пособия:
7.6	- ПСЭ Д.И.Менделеева; 1
7.7	- Стандартные данные физико-химических величин (стенд);
7.8	- Константы неустойчивости комплексных ионов;
7.9	- Стандартные значения термодинамических величин некоторых органических и неорганических соединений;
7.10	- Стандартные электродные потенциалы;
7.11	- Относительная электроотрицательность элементов;
7.12	- Константы диссоциации некоторых слабых электролитов;
7.13	- Электрохимический ряд напряжения металлов;
7.14	- Схема коррозии железа;
7.15	- Схема катодной защиты от коррозии;
7.16	- Произведение растворимости некоторых малорастворимых в воде электролитов при 250 С;
7.17	- Уравнения окислительно-восстановительных реакций;
7.18	- Стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов;
7.19	- Значение pH некоторых жидкостей;
7.20	- Растворимость кислот, оснований, солей и реакции среды в водных растворах.
7.21	Общие стенды:
7.22	- Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории-3;
7.23	- Правила взвешивания на аналитических весах-3
7.24	Примерный перечень оборудования по обеспечению лабораторных занятий:
7.25	Оборудование: Вытяжной шкаф; Термостат; Водяная баня; Центрифуга лабораторная универсальная ЦЛУ-1; Холодильник; Химическая посуда.
7.26	Приборы:
7.27	Фотоэлектроколориметр (КФК-2, КФК-1)
7.28	Электронные весы
7.29	Рефрактометр
7.30	Титровальные установки
7.31	Сахариметр
7.32	pH-метр
7.33	Микроскопы
7.34	Газоанализаторы
7.35	Спектрофотометр
7.36	Весы технические
7.37	Аппарат для вертикального гельэлектрофореза АВГЭ-2
7.38	Стерилизаторы электрические
7.39	Сушильный шкаф
7.40	Дистилятор

8. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Технологическая карта дисциплины (1-семестр) в ПРИЛОЖЕНИИ 8

МОДУЛЬНЫЙ КОНТРОЛЬ ПО ДИСЦИПЛИНЕ ВКЛЮЧАЕТ:

1. Текущий контроль: усвоение учебного материала на аудиторных занятиях (лекциях, практических, лабораторных работах, в том числе учитывается посещение и активность) и выполнение обязательных заданий для самостоятельной работы
2. Рубежный контроль: проверка полноты знаний и умений по материалу модуля в целом. Выполнение модульных контрольных заданий проводится в письменном виде и является обязательной компонентой модульного контроля.
3. Промежуточный контроль - завершенная задокументированная часть учебной дисциплины (2,3 семестры - зачет, 4 семестр - экзамен) – совокупность тесно связанных между собой зачетных модулей.

ОСНОВНЫЕ ТРЕБОВАНИЯ К ПРОМЕЖУТОЧНОМУ КОНТРОЛЮ

При явке на зачёт студенты обязаны иметь при себе зачётные книжки, которые они предъявляют экзаменатору в начале зачета.

Преподавателю предоставляется право поставить зачёт без опроса по билету тем студентам, которые набрали более 60 баллов за текущий и рубежный контроли.

На промежуточном контроле студент должен верно ответить на теоретические вопросы билета и решить ситуационную задачу.

Студенты могут использовать технические средства, справочно-нормативную литературу, наглядные пособия, учебные программы.

Оценка промежуточного контроля:

- min 20 баллов - Вопросы для проверки уровня обученности ЗНАТЬ (в случае, если при ответах на заданные вопросы студент правильно формулирует основные понятия)
- 20-25 баллов – Задания для проверки уровня обученности УМЕТЬ и ВЛАДЕТЬ (в случае, если студент правильно формулирует сущность заданной в билете проблемы и дает рекомендации по ее решению)
- 25-30 баллов - Задания для проверки уровня обученности УМЕТЬ и ВЛАДЕТЬ (в случае полного выполнения контрольного задания)

ОСНОВНЫЕ ТРЕБОВАНИЯ К ТЕКУЩЕМУ КОНТРОЛЮ.

Для понимания материала и качественного его усвоения рекомендуется такая последовательность действий:

1. После прослушивания лекции и окончания учебных занятий, при подготовке к занятиям следующего дня, нужно сначала просмотреть и обдумать текст лекции, прослушанной сегодня.
2. При подготовке к следующей лекции, нужно просмотреть текст предыдущего материала, подумать о том, какая может быть тема следующей лекции.
3. В течение недели выбрать время для работы с рекомендуемой литературой.
4. При подготовке к семинарским занятиям следующего дня, необходимо сначала прочитать основные понятия и подходы по теме домашнего задания. При выполнении задания нужно сначала понять, что в нем требуется, какой теоретический материал нужно использовать, наметить план решения.
5. Для подготовки к семинарским занятиям и выполнению самостоятельной работы необходимо сначала прочитать основные понятия и подходы по теме задания. Рекомендуется использовать методические указания по курсу, глоссарий (ПРИЛОЖЕНИЕ 9), конспекты лекций, тезисы о горной промышленности КР (ПРИЛОЖЕНИЕ 10-11). При выполнении задания нужно сначала понять, что требуется в нем, какой теоретический материал нужно использовать, наметить план выполнения, а затем приступить к заданию и сделать качественный вывод.
6. При подготовке к промежуточному и рубежному контролю нужно изучить теорию: определения всех понятий и подходы к оцениванию до состояния понимания материала и самостоятельно выполнить несколько типовых заданий.
7. Отработки пропущенных занятий.

Контроль над усвоением студентами материала учебной программы дисциплины осуществляется систематически преподавателем кафедры и отражается в журнале преподавателя и в баллах. Студент, получивший неудовлетворительную оценку по текущему материалу, обязан подготовить данный раздел и ответить по нему преподавателю на индивидуальном собеседовании. При фронтальном обучении неудовлетворительная оценка должна быть отработана в течение месяца со дня ее получения, при цикловом обучении - до конца цикла.

Пропущенная без уважительных причин лекция должна быть отработана методом устного опроса лектором или подготовки реферата по материалам пропущенной лекции в течение месяца со дня пропуска. Возможны и другие методы отработки пропущенных лекций (опрос на практических, тестовый контроль и т.д.).

Отработка семинарских занятий.

- Каждое занятие, пропущенное студентом без уважительной причины, отрабатывается в обязательном порядке. Отработки проводятся по расписанию кафедры, согласованному с деканатом.

- При фронтальном обучении пропущенные занятия должны быть отработаны в течение 10 дней со дня пропуска, при цикловом обучении - до конца цикла. Пропущенные студентом без уважительной причины семинарские занятия отрабатываются не более одного занятия в день. Пропущенные занятия по уважительной причине (по болезни, пропуски с разрешения деканата) отрабатываются по тематическому материалу без учета часов.

- Студент, не отработавший пропуск в установленные сроки, допускается к очередным занятиям только при наличии разрешения декана или его заместителя в письменной форме. Не разрешается устранение от очередного практического занятия студентов, слабо подготовленных к данным занятиям.

- Для студентов, пропустивших семинарские занятия из-за длительной болезни, отработка должна проводиться после разрешения деканата по индивидуальному графику, согласованному с кафедрой.

- В исключительных случаях (участие в межвузовских конференциях, соревнованиях, олимпиадах, дежурство и др.) декан и его заместитель по согласованию с кафедрой могут освобождать студентов от отработок некоторых пропущенных занятий.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Методические указания по выполнению лабораторных работ в "Методических указаниях к лабораторным занятиям по курсу «Химия» для студентов ЕТФ и ФАДиС КРСУ (литература/методические разработки)

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

Методические указания по выполнению контрольных работ в "Индивидуальных заданиях для студентов I курса нехимических специальностей

по курсу "Химия" (литература/методические разработки)

КОЛЛОКВИУМ (устный)

При проведении коллоквиума по темам дисциплины предлагаются вопросы для опроса из списка ФОС.

Задачи коллоквиума:

Коллоквиум ставит следующие задачи:

- Проверка и контроль полученных знаний по изучаемой теме или разделу;
- Расширение проблематики в рамках дополнительных вопросов по теме или разделу;
- Углубление знаний при помощи использования дополнительных материалов при подготовке к занятию;

Студент может себя считать готовым к сдаче коллоквиума по избранной работе, когда у него есть им лично составленный и обработанный конспект сдаваемой работы, он знает структуру работы в целом, содержание работы в целом или отдельных ее разделов; умеет раскрыть рассматриваемые проблемы и высказать свое отношение к прочитанному и свои сомнения, а также знает, как убедить преподавателя в правоте своих суждений.

Этапы проведения коллоквиума:

1. Самостоятельная подготовка студентов к вопросам (домашнее задание).

2. Начало занятия:

- Студентов разбиваются на микрогруппы по 5-7 человек и рассаживаются соответствующим образом, чтобы им было удобно работать совместно;
- Представитель микрогруппы вытягивает вопрос по заданной теме или разделу для совместного обсуждения в своей микрогруппе.

3. Этап ответов на поставленные вопросы:

- Студентам дается на обдумывание и обсуждение поставленного вопроса 10 минут, после этого один из студентов микрогруппы дает ответ;
- Студенты из других микрогрупп задают вопросы отвечающему, комментируют и дополняют предложенный ответ;
- Преподаватель регулирует обсуждения, задавая наводящие вопросы, корректируя неправильные или неполные ответы;
- Преподаватель делает пометку возле номера микрогруппы «верно / неверно», «полный / неполный», «аргументированный / неаргументированный», и задает следующий вопрос.

Итог.

- На заключительном этапе суммируются результаты по каждой микрогруппе;
- Дается характеристика работы каждой микрогруппы, ответы каждого ответившего студента;
- Выделяются наиболее грамотные и корректные ответы студентов и выставляет оценки.

Если студент, сдающий коллоквиум в группе студентов, не отвечает на поставленный вопрос, то преподаватель может его адресовать другим студентам, сдающим коллоквиум по данной работе. В этом случае вся группа студентов будет активно и вдумчиво работать в процессе собеседования. Каждый студент будет внимательно следить за ответами своих коллег, стремиться их дополнить, т.е. активно участвовать в обсуждении данного первоисточника.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.

Рекомендации по организации самостоятельной работы студента.

1. Советы по планированию и организации времени, необходимого для изучения дисциплины. Рекомендуется следующим образом организовать время, необходимое для изучения дисциплины:

Изучение конспекта лекции в тот же день, после лекции – 10-15 минут.

Изучение конспекта лекции за день перед следующей лекцией – 10-15 минут.

Изучение теоретического материала по учебнику и конспекту – 1 час в неделю.

Подготовка к практическому занятию – 2 час.

Всего в неделю – 3 часа 30 минут.

2. Описание последовательности действий студента

Для понимания материала и качественного его усвоения рекомендуется такая последовательность действий:

1. После прослушивания лекции и окончания учебных занятий, при подготовке к занятиям следующего дня, нужно сначала просмотреть и обдумать текст лекции, прослушанной сегодня (10-15 минут).

2. При подготовке к лекции следующего дня, нужно просмотреть текст предыдущей лекции, подумать о том, какая может быть тема следующей лекции (10-15 минут).

3. В течение недели выбрать время (1-час) для работы с рекомендуемой литературой в библиотеке.

4. При подготовке к практическим занятиям следующего дня, необходимо сначала прочитать основные понятия и подходы по теме домашнего задания. При выполнении упражнения или задачи нужно сначала понять, что требуется в задаче, какой теоретический материал нужно использовать, наметить план решения задачи.

3. Рекомендации по работе с литературой. Теоретический материал курса становится более понятным, когда дополнительно к прослушиванию лекции и изучению конспекта, изучаются и книги. Легче освоить курс, придерживаясь одного учебника и конспекта. Рекомендуется, кроме «заучивания» материала, добиться состояния понимания изучаемой темы дисциплины. С этой целью рекомендуется после изучения очередного параграфа выполнить несколько простых упражнений на данную

тему. Кроме того, очень полезно мысленно задать себе следующие вопросы (и попробовать ответить на них): о чем этот параграф?, какие новые понятия введены, каков их смысл?, что даст это на практике?

5. Советы по подготовке к рубежному и промежуточному контролям. Дополнительно к изучению конспектов лекции необходимо пользоваться учебником. Кроме «заучивания» материала, очень важно добиться состояния понимания изучаемых тем дисциплины. С этой целью рекомендуется после изучения очередного параграфа выполнить несколько упражнений на данную тему. Кроме того, очень полезно мысленно задать себе следующие вопросы (и попробовать ответить на них): о чем этот параграф?, какие новые понятия введены, каков их смысл?, что даст это на практике?. При подготовке к промежуточному контролю нужно изучить теорию: определения всех понятий и подходы к оцениванию до состояния понимания материала и самостоятельно решить несколько типовых задач из каждой темы. При решении задач всегда необходимо уметь качественно интерпретировать итог решения.

6. Указания по организации работы с контрольно-измерительными материалами, по выполнению домашних заданий. При выполнении домашних заданий необходимо сначала прочитать основные понятия и подходы по теме задания. При выполнении упражнения или задачи нужно сначала понять, что требуется в задаче, какой теоретический материал нужно использовать, наметить план решения задачи, а затем приступить к расчетам и сделать качественный вывод.

Рекомендации по написанию реферата.

1. Тема реферата выбирается в соответствии с Вашими интересами и не обязательно должна соответствовать приведенному ниже примерному перечню. Важно, чтобы в реферате: во-первых, были освещены как естественнонаучные, так и социальные стороны проблемы; а во-вторых, представлены как общетеоретические положения, так и конкретные примеры. Особенно приветствуется использование собственных примеров из окружающей Вас жизни.

2. Реферат должен основываться на проработке нескольких дополнительных к основной литературе источников. Как правило, это специальные монографии или статьи. Во многих регионах регулярно издаются Доклады о состоянии окружающей среды. Рекомендуется использовать также в качестве дополнительной литературы научно-популярные журналы: "Природа", "Наука и жизнь", "Химия и жизнь", "Энергия" и др, а также газеты специализирующиеся на природоохранной тематике.

3. План реферата должен быть авторским. В нем проявляется подход автора, его мнение, анализ проблемы.

4. Все приводимые в реферате факты и заимствованные соображения должны сопровождаться ссылками на источник информации.

5. Недопустимо просто скопировать реферат из кусков заимствованного текста. Все цитаты должны быть представлены в кавычках с указанием в скобках источника и страницы, например: "Проанализировав историю человечества за 2400 лет, А.Л. Чижевский установил связь между циклами исторических событий и солнечной активностью, причем равны они в среднем, 11 годам." (Лупачев, 1995, с.39). Отсутствие кавычек и ссылок означает плагиат и, в соответствии с установившейся научной этикой, считается грубым нарушением авторских прав.

6. Реферат оформляется в виде текста на листах стандартного формата (А-4). Начинается с титульного листа, в котором указывается название вуза, учебной дисциплины, тема реферата, фамилия и инициалы студента, номер академической группы или название кафедры, год и географическое место местонахождения вуза. Затем следует оглавление с указанием страниц разделов. Сам текст реферата желательно подразделить на разделы: главы, подглавы и озаглавить их.

Приветствуется использование в реферате количественных данных и иллюстраций (графики, таблицы, диаграммы, рисунки).

7. Завершают реферат разделы "Заключение" и "Список использованной литературы". В заключении представлены основные выводы, ясно сформулированные в тезисной форме и, обычно, пронумерованные.

8. Список литературы должен быть составлен в полном соответствии с действующим стандартом (правилами), включая особую расстановку знаков препинания. Для этого достаточно использовать в качестве примера любую книгу изданную крупными научными издательствами: "Наука", "Прогресс", "Мир", "Издательство МГУ" и др. Или приведенный выше список литературы. В общем случае наиболее часто используемый в нашей стране порядок библиографических ссылок следующий:

Автор И.О. Название книги. Место издания: Издательство, Год издания. Общее число страниц в книге.

Автор И.О. Название статьи // Название журнала. Год издания. Том __. № __. Страницы от __ до __.

Автор И.О. Название статьи / Название сборника. Место издания: Издательство, Год издания. Страницы от __ до __.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

Тема: «**Основные понятия и законы химии**»

Контрольные вопросы

1. Дайте определение химии как науки.
2. Что такое «атом», «молекула», «химический элемент», «аллотропия»?
3. Что называется абсолютной атомной массой?
4. Какие атомные массы обычно используют в химии?
5. Что принимают за единицу атомных масс?
6. Что такое относительная атомная масса химического элемента?
7. *Дайте определение:*
 - а) закону сохранения массы веществ;
 - б) закону постоянства состава веществ;
 - в) закону эквивалентов;
 - г) закону Авогадро и следствиям из него. Приведите примеры для всех вышеперечисленных законов.

Вопросы для самостоятельного изучения (составить конспект)

1. Что такое физические свойства вещества?
2. Что такое физические явления?
3. Что такое химические свойства веществ?
4. Что называется химическими реакциями?
5. Назовите характерные признаки химических реакций.
6. Какие агрегатные состояния веществ существуют? Приведите примеры твердых, жидких и газообразных веществ.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Рассчитайте массу (в граммах) одного атома алюминия и одной молекулы воды.
 Ответ: $m(Al) = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ г}$; $m(H_2O) = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.
2. Вычислите количество вещества $CaCO_3$, которое содержится в 450 г карбоната кальция. Определите какое количество вещества углекислого газа содержится в 140 л CO_2 (н.у.).
 Ответ: 4,5 моль $CaCO_3$, 6,25 моль CO_2 .
3. Определите число молекул, которые содержатся в 1 г серной кислоты и в 2,8 л (н.у.) азота.
 Ответ: $N(H_2SO_4) = 6,14 \cdot 10^{21}$; $N(N_2) = 7,525 \cdot 10^{22}$.
5. Относительная плотность неизвестного газа по аммиаку равна 2,0. Рассчитайте молярную массу этого газа. Чему равна относительная плотность этого газа по кислороду?
 Ответ: $M = 34$; $D(O_2) = 1,0625$.
6. Рассчитайте массовую долю серы (в %) в тиосульфате натрия. Химическая формула тиосульфата натрия - $Na_2S_2O_3$.
 Ответ: 40,5%.
7. Соединение азота с водородом содержит 87,50 мас.% азота. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16. Определить истинную молекулярную формулу данного вещества.
 Ответ: N_2H_4
8. Рассчитайте массу 812 мл сероводорода при температуре 20°C и давлении 150 кПа.
 Ответ: 1,7 г.

Тема: Строение атома. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа.

Вопросы для контроля

1. Модели атома: Бора, Резерфорда.
2. Постулаты Бора.
3. Чему равен положительный заряд ядра атома?

4. Почему заряд ядра атома равен числу протонов?
5. Почему число протонов в ядре равно числу электронов в атоме?
6. Чему равны относительные массы и заряды: а) электрона; б) протона; в) нейтрона?
7. Почему масса атома почти равна массе ядра?
8. Что называется массовым числом атома?
9. Что такое изотопы?
10. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?
11. Какая наука изучает свойства элементарных частиц?
12. Принцип Гейзенберга.
13. Что такое энергетический уровень?
14. Что такое атомная орбиталь?
15. Что такое электронное облако?
16. Какими квантовыми числами характеризуется поведение электронов в атоме?
17. Что характеризует главное квантовое число и какие значения принимает?
18. Что характеризует побочное квантовое число и какие значения принимает?
19. Как называются и какую форму имеют орбитали с $l=0, 1, 2$?
20. Чему равно число подуровней на энергетическом уровне?
21. Что характеризует магнитное квантовое число и какие значения оно принимает?
22. Из какого числа орбиталей состоят s-, p-, d- и f-подуровни?
23. Что характеризует спиновое квантовое число и какие значения оно принимает?
24. Принцип Паули.
25. Чему равно максимальное число электронов на энергетических уровнях и подуровнях?
26. Как формулируется принцип наименьшей энергии?
27. Правило Гунда. Приведите примеры.
28. Правила Клечковского. Приведите примеры.

Вопросы для самостоятельного изучения (составить конспект)

- 1 Ядерные реакции
- 2 Радиоактивный распад

Тема: Периодический закон периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Вопросы для контроля

1. Кто и когда открыл периодический закон?
2. Попытки систематизации химических элементов до Д. И. Менделеева.
3. В каком порядке расположил Д. И. Менделеев все известные элементы?
4. Какое изменение свойств элементов наблюдается при увеличении их атомной массы?
5. Как сформулировал Д. И. Менделеев периодический закон?
6. Что является графическим выражением периодического закона?
7. Сколько периодов и сколько групп в периодической системе?
8. Что такое период? Какие периоды являются малыми и какие большими?
9. Сколько элементов в каждом периоде?
10. Как изменяются свойства атомов элементов в периодах и группах?

Вопросы для самостоятельного изучения (составить конспект)

- 1 Свойства атомов элементов:

- радиус атомов;
- энергия ионизации;
- сродство к электрону;

- электроотрицательность.

2 Какой из элементов – калий или литий – обладают более выраженными металлическими свойствами?

3 Какой элемент четвертого периода периодической системы является наиболее типичным металлом и неметаллом? Почему?

4 Опишите химические свойства элемента с порядковыми номерами 9, 11, 15, 23 по их положению в ПС.

Тема: Химическая связь

Вопросы для контроля

1. Обменный механизм образования ковалентной связи.
2. Донорно – акцепторный механизм образования ковалентной связи.
3. Полярная и неполярная ковалентная связь.
4. Дипольный момент и строение молекул.
5. Валентность элементов в соединениях с ковалентной связью.
6. Валентность элементов в нормальном и возбужденном состояниях.
7. Длина, энергия и направленность ковалентной связи.
8. Ионная связь, механизм образования ионной связи.
9. Основные характеристики ионной связи и свойства ионных соединений (ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи).
10. Металлическая связь. Что такое «электронный газ»?
11. Какие свойства металлов обусловлены металлической связью?
12. Чем отличается металлическая связь от ковалентной связи?

Вопросы для самостоятельного изучения (составить конспект)

1. Что называется кратностью связи? Как влияет увеличение кратности связи на ее длину и энергию?
2. Гибридизация электронных орбиталей.
3. Водородная связь (внутримолекулярная и межмолекулярная).
4. Влияние водородной связи на свойства веществ (аномальные свойства воды).
5. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Определите ковалентность и степень окисления: а) углерода в молекулах C_2H_6 ; C_2H_5OH ; CH_3COOH ; CH_3Cl ; б) хлора в молекулах $NaCl$, $NaClO_3$, $NaClO_4$, $Ca(ClO)_2$; в) серы в молекулах $Na_2S_2O_3$, Na_2S , Na_2SO_4 .
2. Какая из связей $Ca - H$, $C - Cl$, $Br - Cl$ является наиболее полярной и почему?
3. Объясните почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной 5, а у азота такое валентное состояние отсутствует?

- Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей определите степень ионности связи в молекулах: а) CH_4 , CCl_4 , CO_2 ; б) NH_3 , NO , Mg_3N_2 ; в) LiCl , LiI , Li_2O ; г) HF , HCl , HBr ; д) SO_2 , SeO_2 , TeO_2 ; е) CO_2 , SiO_2 , SnO_2 .
- Какая из связей К - S, Н - S, Вг -S, С - S наиболее полярна и почему?

Тема: «Закономерности протекания химических процессов»

Контрольные вопросы:

- Классификация химических реакции по различным признакам.
- Какие реакции называются: а) экзотермическими; б) эндотермическими?
- Что называется тепловым эффектом реакции? В каких единицах он выражается?
- Что называется энтальпией? Какой знак имеет изменение энтальпии для: а) экзотермических реакций; б) эндотермических реакций?
- Что такое энтропия и энергия Гиббса?
- Какие условия считаются стандартными?
- Как формулируется закон Гесса? Следствия из закона Гесса.
- Как называется раздел химии, в котором изучаются скорости и механизмы химических реакций?
- Какие реакции называются: а) гомогенными; б) гетерогенными?
- От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?
- Как формулируется закон действующих масс?
- Что выражает правило Вант-Гоффа?
- Какие реакции называются необратимыми и обратимыми?
- Что называется химическим равновесием?
- Как формулируется принцип Ле-Шателье?
- Какие внешние факторы влияют на смещение химического равновесия?

Задачи для самостоятельного решения:

- При восстановлении 1 моль Cr_2O_3 алюминием выделяется 534 кДж теплоты. Какое количество теплоты выделится, если восстановится Cr_2O_3 массой 7,6 г? **Ответ:** 26,7 кДж
- При взаимодействии 1 моль металлического калия с водой выделяется 188,4 кДж теплоты. Определите, какая масса калия прореагировала, если выделилось 28,25 кДж теплоты.
- Определите ΔH°_{298} процесса образования мочевины:
 $2\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + (\text{NH}_2)_2\text{CO}_{(\text{к})}$, используя стандартные энтальпии образования участвующих в реакции веществ.
- Оцените знак ΔS°_{298} в реакциях:
 - $\text{SO}_{2(\text{г})} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_{3(\text{г})}$
 - $\text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
 - $\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{Mg}_{(\text{к})} \rightarrow 2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{к})}$

Подтвердите свои выводы расчетами.

- Как скорость реакции $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{AB}_{(\text{г})}$, протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 4 раза?
- Как изменяется скорость взаимодействия исходных веществ при изменении температуры с 20°C до 66°C, если температурный коэффициент реакции равен 2,5?
- В системе $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ $H^\circ = 178 \text{ кДж}$. Какое влияние окажут на равновесие: а) увеличение давления; б) увеличение количества вещества CaO; в) повышение температуры?

Тема: Окислительно-восстановительные реакции

Контрольные вопросы:

- Что такое окислительно-восстановительные реакции? Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций?
- Как называется: а) процесс отдачи электронов; б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?
- Как называются частицы (атомы, молекулы, ионы), которые а) отдают электроны; б) присоединяют электроны?

4. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей; б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность?
5. Что такое: а) межмолекулярные ОВР; б) внутримолекулярные ОВР; в) реакции диспропорционирования?
6. Какое правило лежит в основе метода электронного баланса? Приведите примеры.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

- а) $\text{KOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Cu(OH)}_2$;
- б) $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Br}_2$;
- в) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$?

2. Закончите уравнения следующих процессов:

- | | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|
| а) $\text{Al}^0 - 3 \bar{e} =$ | в) $\text{N}^{-3} - 5 \bar{e} =$ | д) $\text{Br}_2 + 2 \bar{e} =$ |
| б) $\text{S}^{+6} + 8 \bar{e} =$ | г) $\text{Fe}^{+3} + 1 \bar{e} =$ | е) $\text{Mn}^{+2} - 5 \bar{e} =$ |

3. Укажите тип каждой из следующих окислительно-восстановительных реакций:

- а) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- г) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты, рассчитайте эквивалентное число и молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя:

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{PbO}_2 + \text{Cr(NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- в) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4$

5. Напишите схему электролиза расплава CuBr_2 и раствора K_2CO_3 .

Тема: «Дисперсные системы. Растворы. ТЭД»

Контрольные вопросы:

1. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем.
2. Что такое растворы? Как классифицируются растворы по агрегатному состоянию?
3. Что такое гидраты (сольваты), гидратация (сольватация)?
4. Процесс растворения. От каких факторов зависит растворимость?
5. Что такое концентрация? Способы выражения концентрации растворов:
 - а) массовая доля растворенного вещества;
 - б) молярная концентрация;
 - в) нормальная концентрация;
 - г) моляльная концентрация.
6. Что лежит в основе физической теории растворов?
7. Что такое диффузия, осмос?
8. Осмотическое давление и его математическое выражение.
9. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля.
10. Что такое электролиты и неэлектролиты?
11. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации и степень диссоциации.
12. Ионное произведение воды, водородный показатель.
13. Гидролиз солей.

14. Теория электролитической диссоциации (ТЭД) С. Аррениуса.
15. Каковы механизмы ЭД ионных и полярных веществ?
16. Что такое степень диссоциации и что он характеризует?
17. Какие реакции называются реакциями ионного обмена?
18. Дайте определение кислотам, основаниям и солям исходя из ТЭД С. Аррениуса (теория кислот и оснований).

Задачи для самостоятельного решения:

1. Сколько граммов железного купороса потребуется для приготовления 250 мл 10 масс.% раствора сульфата железа (II)? Плотность этого раствора равна $\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$.
2. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов FeCl_3 , $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaH_2PO_4 , H_2SO_3 , в разбавленном растворе. В каком случае процесс протекает обратимо? Диссоциация каких веществ протекает ступенчато?
3. Взаимодействие между какими из ниже приведенных веществ протекает необратимо? Напишите уравнения химических реакций.
 - а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$
 - б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow ?$
 - в) $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{CuSO}_4 \rightarrow ?$
 - г) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$
 - д) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow ?$
4. Написать реакции гидролиза следующих солей и определить какая среда в растворе (кислая, щелочная или нейтральная):
 - а) карбоната меди; б) сульфида натрия; в) нитрита калия; г) сульфата калия

Индивидуальные задания по теме: «**Основные понятия и законы химии**»

Вариант 1

1. Какие действия необходимо выполнить, чтобы перевести относительную атомную массу в абсолютную, а абсолютную массу в относительную?
2. Растения суши и мирового океана ежегодно выделяют при фотосинтезе 320 млрд.т газообразного кислорода, с избытком восполняя расход этого газа в промышленности, энергетике и на транспорте. Какой объем кислорода (при н.у.) ежегодно выделяет земная растительность?
3. Определите массовые доли химических элементов в серной кислоте H_2SO_4 и выразите их в процентах.
4. Вычислите массу водорода объемом 3 дм³ при 25°C и давлении 110,7 кПа (830 мм рт. ст.)

Вариант 2

1. Вычислите абсолютную массу атомов Ag и Mo.
2. В 1 м³ атмосферного воздуха, помимо азота и кислорода, находится 2 л (при н.у.) диоксида углерода. Определите количество и массу CO₂ во всем объеме классной комнаты, имеющей размеры 8 м x 15 м x 4 м.
3. Определите массовые доли химических элементов в оксиде алюминия Al₂O₃ и выразите их в процентах.
4. Определите объем: а) водорода массой 20 г при 27°C и давлении 740 мм рт. ст.; б) азота массой 0,07 кг при 21°C и давлении 142 кПа (1065 мм рт.ст).

Вариант 3

1. Вычислите абсолютную массу атомов As и Ge.
2. Газовые выбросы животноводческих ферм содержат соединение азота, относительная плотность которого по водороду равна 8,5. Определите его формулу.
3. Определите массовую долю кристаллизационной воды в дигидрате хлорида бария BaCl₂·2H₂O.
4. Чему равно атмосферное давление на вершине Казбека, если при 0°C масса 1 дм³, взятого там воздуха, равна 700 мг?

Вариант 4

1. Вычислите абсолютную массу атомов Si и Fe
2. При сжигании дров в топке с неисправной вытяжной трубой образуется смесь очень ядовитого монооксида углерода и менее вредного диоксида углерода. Известно, что масса 100 л (при н.у.) этой газовой смеси равна 181,2 г. Определите объем каждого газа в смеси.
3. Из образца горной породы массой 25 г, содержащей минерал аргентит Ag₂S, выделено серебро массой 5,4 г. Определите массовую долю аргентита в образце.
4. Масса паров метанола объемом 85,5 см³ при 91°C и давлении 102344 Па составляет 0,0925 г. Вычислите молекулярную массу метанола.

Вариант 5

1. Вычислите абсолютную массу атомов Zn и Se.
2. Если считать, что атмосферный воздух содержит только два газа - азот и кислород, то масса 100 л воздуха (при н.у.) окажется равной 129,5 г. Определите количество вещества и массу кислорода и азота в 100 л воздуха.
3. Рассчитайте массовые доли элементов в аммиаке, формула которого NH₃.

4. Масса газа объемом 344 см^3 при 42°C и давлении 102908 Па равна $0,865 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу газа.

Вариант 6

1. Вычислите абсолютную массу атомов Cr и Sb .
2. Хлор - весьма ядовитый газ. Достаточно сказать, что это был первый газ, примененный как боевое отравляющее средство во время первой мировой войны. В каком объеме газообразного хлора Cl_2 (при н.у.) число молекул равно $1 \cdot 10^{25}$? Какова масса этого количества хлора?
3. Рассчитайте массовые доли элементов в веществах: а) углекислом газе CO_2 ; б) сульфиде кальция CaS ; в) натриевой селитре NaNO_3 ; г) оксиде алюминия Al_2O_3 .
4. Баллон емкостью 20 м^3 содержит кислород массой 30 кг при температуре 20°C . Определите давление газа в баллоне.

Вариант 7

1. Вычислите абсолютную массу атомов Li и P и Sc .
2. Природный газ (метан CH_4) не имеет никакого запаха. Чтобы легче обнаруживать его утечку из бытовых нагревательных приборов и газопроводов, к нему добавляют немного фосфина PH_3 , запах которого ("запах газа") ощущается, если в 10 м^3 природного газа находится всего $0,01 \text{ мл}$ фосфина. Рассчитайте число молекул фосфина в $0,01 \text{ мл}$ (н.у.) этого газа.
3. В каком из азотных удобрений массовая доля питательного элемента азота наибольшая: а) хлориде аммония NH_4Cl ;
б) сульфате аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
в) мочеvine $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$?
4. В баллоне емкостью 40 м^3 при давлении 106640 Па находится диоксид углерода массой 77 кг . Вычислите температуру газа.

Вариант 8

1. Рассчитайте абсолютную массу молекулы Br_2
2. Грузовой автомобиль загрязняет воздух вредными выбросами: на каждые 10 км пути с его выхлопными газами в атмосферу попадает 700 г монооксида углерода и 70 г монооксида азота. Каким будет объем (при н.у.) этих вредных веществ при перевозке груза на расстояние 250 км четырьмя автомобилями?
3. В минерале пирите на 7 г железа приходится 8 г серы. Вычислите массовые доли каждого элемента в этом веществе и определите его формулу.
4. Вычислите при каком давлении азот массой 5 кг займет объем 50 дм^3 , если температура равна 500°C .

Вариант 9

1. Рассчитайте абсолютную массу молекулы CO_2
2. При производстве серы автоклавным методом неизбежно выделяется около 3 кг сероводорода на каждую тонну получаемой серы. Сероводород - чрезвычайно ядовитый газ, вызывающий головокружение, тошноту и рвоту, а при вдыхании в большом количестве - поражение мышцы сердца и судороги, вплоть до смертельного исхода. Какой объем сероводорода (при н.у.) выделится при получении 125 т серы на химзаводе?
3. Первая стадия получения серной кислоты в промышленности, дающая наибольшее количество вредных выбросов в атмосферу - обжиг пирита, минерала, отвечающего формуле FeS_2 . Определите массовые доли (в процентах) железа и серы в пирите. Рассчитайте массу серы, которая содержится в 1 т пирита.
4. Вычислите молекулярную массу хлора, если масса хлора объемом 250 см^3 при 0°C и давлении 101325 Па равна $0,7924 \text{ г}$.

Вариант 10

1. Рассчитайте абсолютную массу молекулы NH_3
2. Рассчитайте объем, который занимает (при н.у.) порция газа, необходимого для дыхания, если в этой порции содержится $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул этого газа. Какой это газ?
3. Все соли кадмия сильно токсичны. Вычислите и сравните между собой массовые доли этого элемента в следующих солях: нитрате кадмия $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, сульфате кадмия CdSO_4 , хлориде кадмия CdCl_2 и бромиде кадмия CdBr_2 . Какая соль кадмия самая ядовитая?
4. Масса колбы вместимостью 750 см^3 , наполненной при 27°C кислородом, равна $83,3 \text{ г}$. Масса пустой колбы составляет $82,1 \text{ г}$. Определите давление кислорода в колбе.

Вариант 11

1. Рассчитайте абсолютную массу молекулы H_2SO_4 .
2. Монооксид углерода ("угарный газ") - опасный загрязнитель атмосферы. Он снижает способность гемоглобина крови к переносу кислорода, вызывает болезни сердечно-сосудистой системы, снижает активность работы мозга. Из-за неполного сжигания природного топлива ежегодно на Земле образуется 500 млн. т CO . Определите, какой объем (при н.у.) займет угарный газ, образующийся на Земле по этой причине.
3. Самый главный металл нашей цивилизации - железо. Однако человечество терпит огромные потери из-за того, что железо подвергается коррозии - разрушается под действием кислорода и атмосферных осадков. Определите формулу кислородного соединения железа, которое образуется при коррозии, если оно содержит $72,4\%$ железа и $27,6\%$ кислорода.
4. Вычислите молекулярную массу хлора, если масса хлора объемом 250 см^3 при 0°C и давлении 101325 Па равна $0,7924 \text{ г}$.

Вариант 12

1. Рассчитайте абсолютную массу молекулы H_2O .
2. Сколько молей содержит любой газ объемом 1 м^3 (н.у.)?
3. Белый фосфор - желтоватое воскообразное вещество, он светится в темноте и очень ядовит. Поэтому применение фосфора как светящегося состава, упомянутое в рассказе "Собака Баскервилей", - это, скорее всего, вымысел Артура Конан-Дойля, автора рассказов о приключениях знаменитого сыщика Шерлока Холмса. Определите состав молекулы белого фосфора, если плотность его пара по воздуху равна $4,28$.
4. Газометр вместимостью 20 дм^3 наполнен газом под давлением $103,3 \text{ кПа}$ ($774,8 \text{ мм рт.ст.}$) при 17°C . Плотность этого газа по воздуху равна $0,4$. Вычислите массу газа, находящегося в газометре.

Вариант 13

1. Рассчитайте абсолютную массу молекулы J_2 .
2. Определите объем (н.у.), который займут водород, метан, оксид углерода(II), оксид азота(II) и кислород, взятых массой по $1,0 \text{ г}$.
3. Дефолиантами называются вещества, вызывающие искусственный листопад. Их применение облегчает машинную уборку урожая. В составе одного из дефолиантов обнаружено $21,6\%$ натрия, $33,3\%$ хлора и $45,1\%$ кислорода. Определите химическую формулу этого вещества.
4. Какой объем займет воздух массой 1 кг при 17°C и давлении 101325 Па ?

Вариант 14

1. Какова относительная атомная масса железа, если его абсолютная масса равна $93,13 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$?
2. Сколько молей диоксида углерода находится в воздухе объемом 100 м^3 (н.у.), если объемная доля диоксида углерода в воздухе составляет $0,03\%$?
3. Расчет химической формулы черного оксида меди ($w(\text{Cu}) = 0,8$ и $w(\text{O}) = 0,2$).

4. Масса газа объемом 624 см^3 при 17°C и давлении 104 кПа (780 мм рт. ст.) равна $1,56 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу газа.

Вариант 15

1. Рассчитайте массу (в граммах): а) одного атома алюминия
2. Сколько молекул содержит водород объемом 2 см^3 (н.у.)?
3. Расчет формулы красного оксида меди по известным массовым долям $w(\text{Cu}) = 88,9\%$ и $w(\text{O}) = 11,1\%$.
4. Вычислите мольную массу ацетона, если масса его паров объемом 500 см^3 при 87°C и давлении 96 кПа (720 мм рт.ст.) равна $0,93 \text{ г}$.

Вариант 16

1. Рассчитайте массу (в граммах): а) одного атома алюминия; б) одной молекулы воды.
2. Сравните число молекул аммиака и диоксида углерода, содержащихся в каждом из этих веществ, взятых массой по 2 г .
3. В средние века из золы костра выделяли вещество, которое называли поташ и использовали для варки мыла. Массовые доли элементов в этом веществе: калий – $56,6\%$, углерод – $8,7\%$, кислород – $34,7\%$. Определите формулу поташа.
4. Определите объем, который займет N_2 массой $0,07 \text{ кг}$ при 21°C и давлении 142 кПа (1065 ммрт. ст.).

Вариант 17

1. Вычислить абсолютную массу меди, зная относительную атомную массу ее и число Авогадро.
2. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул метана; б) $1,8 \cdot 10^{28}$ атомов хлора; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул диоксида углерода; г) $30,1 \cdot 10^{25}$ молекул фосфина; д) $19,6 \text{ г}$ серной кислоты.
3. Найдите формулу соединения с мольной массой 63 г/моль , имеющего состав в массовых долях процента: водорода - $1,59$; азота - $22,21$ и кислорода - $76,20$.
4. Вычислите массу $2 \text{ дм}^3 \text{ H}_2$ при 15°C и давлении $100,7 \text{ кПа}$ (755 мм рт. ст.)

Вариант 18

1. Вычислить относительную атомную массу кислорода и относительную молекулярную массу воды, зная, что абсолютная масса кислорода равна $26,6 \cdot 10^{-24} \text{ г}$, а абсолютная масса воды равна $3,0 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.
2. Какова мольная масса следующих веществ: а) HNO_3 , б) $\text{Al}(\text{OH})_3$, в) Cr_2O_3 , г) FeSO_4 , д) K_2SO_4 , е) Na_3PO_4 , ж) NaCl , з) K_2CO_3 ? Определите число молей, содержащихся в 200 г каждого вещества.
3. Установите формулу соединения ($M = 142 \text{ г/моль}$), имеющего состав в массовых долях процента: серы - $22,55$; кислорода - $45,02$ и натрия - $32,43$.
4. Определите плотность по водороду газовой смеси, в которой массовая доля диоксида серы составляет 60% , а диоксида углерода - 40% .

Вариант 19

1. Определить массу одной молекулы воды, если известно, что в 1 г воды содержится $3,7 \cdot 10^{22}$ молекул.
2. В скольких молях воды число атомов кислорода равно числу атомов кислорода в 1 моле серной кислоты?
3. Найдите формулу соединения ($M = 84 \text{ г/моль}$), имеющего состав в массовых долях процента: магния - $28,5$; углерода - $14,3$; кислорода - $57,2$.
4. Найдите состав смеси кислорода и озона в массовых долях, если плотность по водороду этой смеси равна $17,6$.

Вариант 20

1. Определить относительную молекулярную массу CO_2 , если известно, что 1 моль его содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.
2. Сколько атомов кислорода содержится в 19,6 г фосфорной кислоты?
3. Найдите формулу соединения ($M = 136$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: кальция - 29,40; водорода - 0,74; фосфора - 22,80; кислорода - 47,06.
4. Определите плотность по водороду смеси гелия и кислорода объемами 300 дм^3 и 100 дм^3 (н.у.) соответственно.

Вариант 20

1. Масса 1 атома элемента "А" равна $4 \cdot 10^{-26}$ кг. Вычислите относительную атомную массу этого элемента. Определите, какой это элемент.
2. Сколько атомов кислорода содержится в 19,6 г фосфорной кислоты?
3. Найдите формулу соединения ($M = 136$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: кальция - 29,40; водорода - 0,74; фосфора - 22,80; кислорода - 47,06.
4. Определите плотность по водороду смеси гелия и кислорода объемами 300 дм^3 и 100 дм^3 (н.у.) соответственно.

Вариант 21

1. Определить относительную молекулярную массу CO_2 , если известно, что 1 моль его содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.
2. Сколько граммов составляют 2,5 моля сахара? Сколько молекул и атомов углерода в этом количестве сахара?
3. Установите формулу соединения ($M = 102$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: алюминий - 52,9; кислород - 47,1.
4. Дана смесь диоксида углерода и кислорода объемом $11,2 \text{ дм}^3$. Плотность смеси по водороду равна 8,25. Определите объемный состав смеси.

Вариант 22

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу следующего вещества: известняк, мрамор, мел — CaCO_3 ;
2. Рассчитайте количество вещества в 12,6 г азотной кислоты.
3. Найдите формулу соединения ($M = 310$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: кальция - 38,75; фосфора - 20,00; кислорода - 41,25.
4. Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определите молекулярную массу этилена.

Вариант 23

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу следующего вещества: малахит — $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
2. Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?
3. Найдите формулу углеводорода, имеющего состав в массовых долях процента: углерода - 82,76; водорода - 17,24. В газообразном состоянии углеводород объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.) имеет массу 2,9 г.
4. Масса газа объемом $0,001 \text{ м}^3$ (н.у.) равна 0,0021 кг. Определите молярную массу газа и его плотность по воздуху.

Вариант 24

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу следующего вещества: сахар-рафинад, сахар — $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
2. В каком количестве вещества оксида серы (IV) содержится такое же число атомов серы, что и в пирите FeS_3 массой 24 г?

3. Найдите формулу вещества, имеющего состав в массовых долях процента: углерода - 93,75; водорода - 6,25. Плотность этого вещества по воздуху равна 4,41.
4. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора - 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях?

Вариант 25

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу следующего вещества: железный купорос — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
2. Сколько атомов фосфора содержится в тетрафосфоре P_4 массой 155 г?
3. Найдите формулу вещества, если его плотность по водороду равна 49,5; а состав выражается в массовых долях процента: углерода - 12,12; кислорода - 16,16; хлора - 71,72.
4. Для паров одноосновной органической кислоты предельного ряда $D(\text{возд}) = 4$. Найдите молярную массу кислоты и напишите ее формулу.

Вариант 26

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу следующего вещества: гексацианоферрат (III) калия — $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
2. Сколько структурных единиц содержится в молекулярном иоде массой 50,8 г?
3. Установите формулу кристаллогидрата хлорида бария, если при прокаливании соли массой 36,6 г потеря в массе составила 5,4 г.
4. Чему равна плотность по водороду светильного газа, имеющего следующий объемный состав: 48 % H_2 , 32 % CH_4 , 5 % N_2 , 2 % CO_2 , 4 % C_2H_4 , 9 % CO ?

Вариант 27

1. Определить массу молекулы газа, если масса 10^{-3} м^3 газа, при н.у., равна $0,3810^{-3} \text{ кг}$.
2. Определите массу иодида натрия NaI количеством вещества 0,6 моль.
3. Найдите формулу кристаллогидрата сульфата железа(II), если при прокаливании соли массой 2,78 г потеря в массе составила 1,26 г.
4. Определите плотность газовой смеси по водороду, если смесь состоит из кислорода и азота объемами 56 дм^3 и 28 дм^3 (н.у.) соответственно.

Вариант 28

1. Определите количество вещества брома Br_2 , содержащееся в молекулярном бrome массой 12,8 г.
2. Используя относительные атомные массы элементов, рассчитайте, во сколько раз масса атома меди больше массы атома серы.
3. При обезвоживании кристаллогидрата хлорида меди(II) массой 1,197 г потеря в массе составила 0,252 г. Установите формулу кристаллогидрата.
4. Какие газы тяжелее, а какие легче воздуха и во сколько раз: CO_2 , NO_2 , CO , Cl_2 , NH_3 ?

Вариант 29

1. Используя относительные атомные массы элементов, рассчитайте, во сколько раз масса атома меди больше массы атома кислорода.
2. Сколько граммов составят $0,602 \cdot 10^{23}$ атомов водорода?
3. Найдите формулу кристаллогидрата хлорида кальция, если при прокаливании его массой 5,88 г выделилась вода массой 1,44 г.
4. Вычислите молекулярные массы газов, если: а) плотность газа по кислороду равна 0,50; б) плотность газа по азоту равна 0,93.

Вариант 30

1. Используя относительные атомные массы элементов, рассчитайте, во сколько раз масса атома меди больше массы атома водорода.
2. Сколько атомов содержится в 3 г углерода?
3. Найдите формулу кристаллогидрата карбоната натрия, если при прокаливании его массой 14,3 г образуется карбонат натрия массой 5,3 г.
4. Вычислите молекулярную массу газа, если относительная плотность его по воздуху равна 1,45.

Индивидуальные задания по теме:

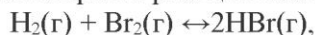
«Химическая связь» и «Закономерности протекания химических процессов»

Вариант 1

1. В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H_2O , NaNH , HI ?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

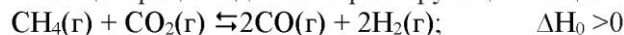


3. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS^0 для каждого превращения.
4. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и брома



если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

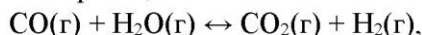


Вариант 2

1. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. При какой температуре наступит равновесие системы:
 $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}); \quad \Delta H^0 = -128,05 \text{ кДж};$
4. Чему равна скорость обратной реакции:



если концентрации $[\text{CO}_2] = 0,30 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{H}_2] = 0,02 \text{ моль/дм}^3$; $k = 1$?

5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:



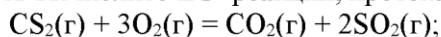
Вариант 3

1. Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?

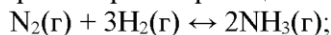
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакций, протекающих по уравнениям:



4. Напишите выражение для скорости прямой реакции:

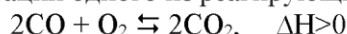


5. Куда сместится равновесие в системе при:

а) увеличении температуры,

б) уменьшении давления;

в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:



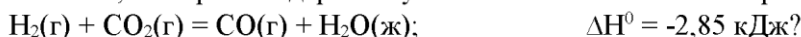
Вариант 4

1. Каково взаимное расположение электронных облаков при sp^2 -гибридизации? Приведите примеры. Какова пространственная структура этих молекул?

2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

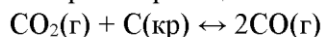


3. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



- а. На основании стандартных значений ΔH^0 и S^0 соответствующих веществ определите ΔG^0 этой реакции.

4. Напишите выражение для скорости прямой реакции:

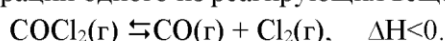


5. Куда сместится равновесие в системе при:

а) увеличении температуры,

б) уменьшении давления;

в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:



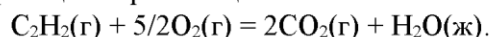
Вариант 5

1. Энергия связи в молекулах этилена и ацетилена равна 383,2 и 433,7 кДж/моль соответственно. В какой молекуле связь наиболее прочная?

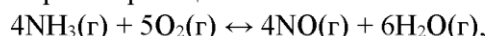
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Вычислите ΔG^0 и ΔS^0 реакции горения ацетилена:



4. Как изменится скорость прямой реакции:



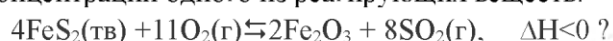
если увеличить давление системы в два раза?

5. Куда сместится равновесие в системе при:

а) увеличении температуры,

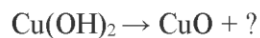
б) уменьшении давления;

в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

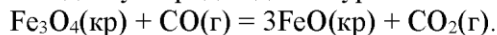


Вариант 6

1. Расположите молекулы Cl_2 , Br_2 , O_2 , N_2 в порядке увеличения длины химической связи.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению:



Вычислите ΔG^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этой реакции?

4. Как изменится скорость прямой реакции: $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$, если увеличить давление системы в три раза?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

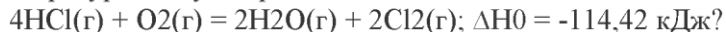


Вариант 7

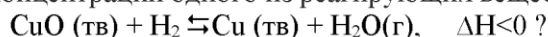
1. Расположите молекулы H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , в порядке увеличения энергии химической связи элемент-водород.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. При какой температуре наступит равновесие системы:

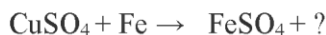


4. Как изменится скорость химической реакции:
 $2\text{Al}(\text{кр}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{AlCl}_3(\text{кр})$, если давление системы увеличится в 2 раза?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

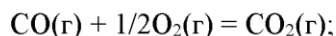


Вариант 8

1. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно-акцепторным? Какие химические связи в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Изобразить графически.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Рассчитайте ΔG^0 реакций:

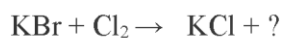


4. Как изменится скорость реакции горения серы: $\text{S}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{г})$, если уменьшить объем системы в 5 раз?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

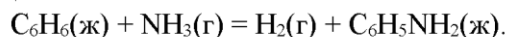


Вариант 9

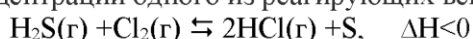
1. Какой характер имеют связи в молекулах NCl_3 , CS_2 , JCl_5 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Указать для каждой из них направление смещения общей электронной пары.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Рассчитайте ΔG^0 реакций:



4. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повысилась на 30° , а температурный коэффициент равен 3?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
 - а) увеличении температуры,
 - б) уменьшении давления;
 - в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

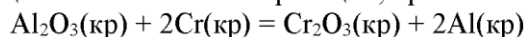


Вариант 10

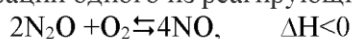
1. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределить эти электроны по энергетическим орбиталиям. Какую валентность может проявлять хлор в своих соединениях? Привести примеры соединений для каждой валентности.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакции, протекающей по уравнению:

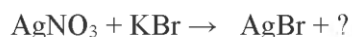


4. Вычислите температурный коэффициент скорости некоторой реакции, если при повышении температуры от 283 до 323 К скорость реакции увеличилась в 16 раз.
5. Куда сместится равновесие в системе при:
 - а) увеличении температуры,
 - б) уменьшении давления;
 - в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

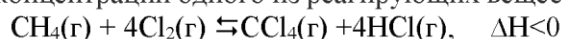


Вариант 11

1. Определить валентность и степень окисления углерода в соединениях: C_6H_6 , CO_2 , HCOOH , CH_3COOH , C_2H_2 , C_2H_4 , CCl_4 .
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. При сгорании ацетилена объемом 1 дм^3 (н.у.) выделяется 56,053 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования газообразного ацетилена.
4. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
 - а) увеличении температуры,
 - б) уменьшении давления;
 - в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

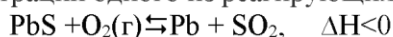


Вариант 12

1. Расположите молекулы H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , в порядке увеличения энергии химической связи элемент-водород.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

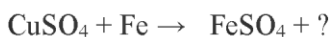


3. При взаимодействии железа массой 6,3 г с серой выделилось 11,31 кДж тепла. Вычислите теплоту образования сульфида железа(II).
4. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость возрастает в 27 раз?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

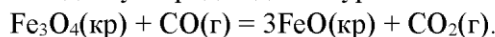


Вариант 13

1. Сколько валентных состояний возможно для атомов кислорода и серы?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

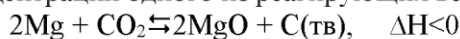


3. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению:



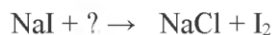
Вычислите ΔG^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этой реакции?

4. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры на 50 °, если $\gamma = 2$?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ:

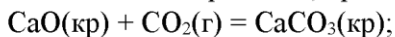


Вариант 14

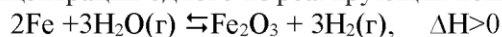
1. Какую химическую связь называют металлической? Каков механизм ее образования? Какие свойства металлической связи отличают ее от ковалентной?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакций, протекающих по уравнениям:



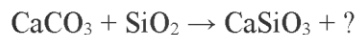
4. На сколько градусов надо повысить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 729 раз ($\gamma = 3$)?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
а) увеличении температуры,
б) уменьшении давления;
в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ



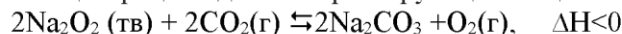
Вариант 15

1. Сколько валентных состояний возможно для атомов фтора и хлора?

2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. При разложении карбоната магния на оксид магния и диоксид углерода поглощается 100,7 кДж тепла. Вычислите теплоту образования карбоната магния.
4. При увеличении температуры реакции на 60° скорость реакции возросла в 64 раза. Определите температурный коэффициент (γ).
5. Куда сместится равновесие в системе при:
- увеличении температуры,
 - уменьшении давления;
 - при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ



Вариант 16

1. В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H_2O , NaN , HI , CH_4 ?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

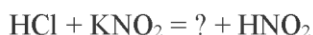


3. При сжигании графита образовался диоксид углерода массой 8,86 г и выделилось 79,2 кДж тепла. Вычислите теплоту образования диоксида углерода.
4. При повышении температуры на 20° скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на 30° и на 100°?
5. Куда сместится равновесие в системе при:
- увеличении температуры,
 - уменьшении давления;
 - при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ



Вариант 17

1. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

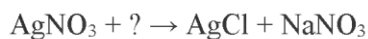


3. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении оксида железа(III) металлическим алюминием, если было получено железо массой 335,1 г.
4. Рассчитайте, как изменится скорость реакции образования оксида азота $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г})$, если общее давление в системе увеличить в 3 раза.
5. Куда сместится равновесие в системе при:
- увеличении температуры,
 - уменьшении давления;
 - при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ



Вариант 18

1. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно- акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Укажите донор и акцептор?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. При взаимодействии 1 моля азота и 3 молей водорода выделилось 93 кДж тепла. Чему равна энтальпия образования аммиака?
4. При 20°C реакция протекает за 2 мин. За сколько времени будет протекать эта реакция: а) при 0°C; б) при 50°C? Температурный коэффициент скорости равен 2.
5. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:
$$\text{C(графит)} + \text{H}_2\text{O(г)} \leftrightarrow \text{CO(г)} + \text{H}_2(\text{г}) - 129,89 \text{ кДж}$$

Вариант 19

1. Определить валентность и степень окисления углерода в соединениях: C_6H_6 , CO_2 , HCOOH , CH_3COOH , C_2H_2 , C_2H_4 , CCl_4 .
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:
$$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = ? + \text{NaCl}$$
3. При образовании 1 моля воды из простых веществ выделилось 242 кДж тепла. Чему равна энтальпия образования воды?
4. Рассчитайте, как изменится скорость прямой и обратной реакций в гомогенной системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если уменьшить объем, занимаемый газами, в два раза? Сместится ли при этом равновесие системы?
5. Как, изменяя давление можно повысить выход продуктов следующих реакций:
$$2\text{NO(г)} + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}); \text{ б) } \text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$$

Вариант 20

1. Какой характер имеют связи в молекулах NCl_3 , CS_2 , JCl_5 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Указать для каждой из них направление смещения общей электронной пары.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:
$$\text{Ca} + \text{HCl} = ? + \text{H}_2$$
3. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля хлора выделилось 184 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования хлороводорода.
4. Процесс окисления аммиака протекает по уравнению
$$4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}).$$

Определите, как изменится скорость прямой реакции: а) при увеличении давления в системе в два раза; б) при уменьшении концентрации аммиака в 3 раза.
5. В системе: $3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении давления?

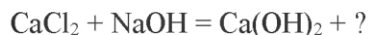
Вариант 21

1. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределить эти электроны по энергетическим орбиталам.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:
$$? + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$$
3. При взаимодействии 2 молей мышьяка и 3 молей водорода поглотилось 370 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования арсина.
4. Известно, что при 25°C две реакции протекают с одинаковой скоростью. Определите соотношение скоростей этих реакций при 95°C, если известно, что температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, а второй равен 3.

5. В системе: $\text{CaCO}_3(\text{кр}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H^0 = +179$ кДж установлено равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении температуры?

Вариант 22

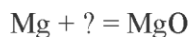
1. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно- акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ ? Укажите донор и акцептор?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



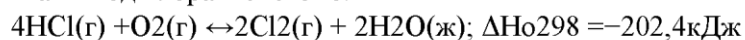
3. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля селена поглотилось 77,4 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования селеноводорода.
4. Рассчитайте, как и во сколько раз изменится скорость химической реакции $2\text{Cu}_2\text{O}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г}) = 4\text{CuO}(\text{т})$ а) при повышении температуры на 30°C ($\gamma = 3$); б) при уменьшении парциального давления кислорода в газовой фазе в 2 раза.
5. Как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих гомогенных реакций:
- а) $3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$, $\Delta H^0 = +184,6$ кДж;
б) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, $\Delta H^0 = -566,0$ кДж;
в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 = -92,4$ кДж;
г) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, $\Delta H^0 = -196,6$ кДж;
д) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$, $\Delta H^0 = -114,5$ кДж?

Вариант 23

1. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно- акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах BF_4^- ? Укажите донор и акцептор?
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



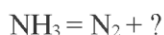
3. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и газообразный сероуглерод (CS_2). Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.
4. В реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ исходные концентрации реагирующих веществ равны $C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 1$ моль/л и $C_{\text{HCl}} = 2$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если концентрацию тиосульфата натрия увеличить до 3 моль/л, а концентрацию соляной кислоты до 6 моль/л?
5. Как повлияет на выход хлора в системе:



- а) повышение температуры;
б) уменьшение общего объема смеси;
в) уменьшение концентрации кислорода;
г) введение катализатора?

Вариант 24

1. Какую химическую связь называют водородной? Приведите примеры.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением: $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})} + 3/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Вычислите тепловой эффект этой реакции.
4. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$ при повышении температуры от 25°C до 200°C , если известно, что при повышении температуры на каждые 25°C скорость этой реакции увеличивается в четыре раза?

5. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:
- $C(\text{графит}) + H_2O(\text{г}) \leftrightarrow CO(\text{г}) + H_2(\text{г}) - 129,89 \text{ кДж};$
 - $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2 - 54,47 \text{ кДж};$

Вариант 25

- Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?
- Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



- При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота (II). Сколько теплоты выделится при этой реакции, если был получен оксид азота(II) объемом 44,8 дм³ (н.у.)?
- С увеличением температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2 раза. Определите скорость реакции при 40°C и 10°C, если известно, что при 20°C скорость реакции равна 0,08 моль/л • ч.
- Как, изменяя давление можно повысить выход продуктов следующих реакций:
 - $2NO(\text{г}) + O_2(\text{г}) \leftrightarrow 2NO_2(\text{г});$
 - $N_2O_4(\text{г}) \leftrightarrow 2NO_2(\text{г});$
 - $2SO_2(\text{г}) + O_2(\text{г}) \leftrightarrow 2SO_3(\text{г});$
 - $PCl_5(\text{г}) \leftrightarrow PCl_3(\text{г}) + Cl_2(\text{г});$
 - $CO_2(\text{г}) + C(\text{графит}) \leftrightarrow CO(\text{г})?$

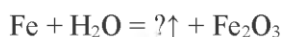
Вариант 26

- Охарактеризовать валентные возможности атомов фтора и брома.
- Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

$$? + NaOH = Cu(OH)_2^- + NaBr$$
- Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и HCl. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции был израсходован аммиак объемом 10 дм³ (н.у.)?
- Реакция при температуре 50°C протекает за 2 мин 15 с. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 70°C, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости равен 3?
- В системе: $3Fe_2O_3(\text{кр}) + H_2(\text{г}) \leftrightarrow 2Fe_3O_4(\text{кр}) + H_2O(\text{г})$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении давления?

Вариант 27

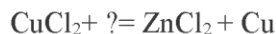
- Охарактеризовать валентные возможности атомов фтора и брома.
- Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



- Напишите термохимическое уравнение реакции взаимодействия оксида углерода(II) и водорода, в результате которой образуются газообразные метан и вода. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если был получен метан объемом 67,2 дм³ (н.у.)?
- Во сколько раз увеличится константа скорости химической реакции при повышении температуры на 40°C, если температурный коэффициент 3,2?
- В системе: $CaCO_3(\text{кр}) \leftrightarrow CaO(\text{кр}) + CO_2(\text{г}); \Delta H^0 = +179 \text{ кДж}$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении температуры?

Вариант 28

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Основные положения теории ковалентной связи. Свойства ковалентной связи.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



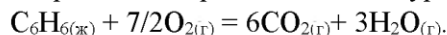
3. Газообразный этиловый спирт можно получить при взаимодействии этилена и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект.
4. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз ($\gamma = 2,5$)?
5. Как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих гомогенных реакций:
 - а) $3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$, $\Delta H^0 = +184,6$ кДж;
 - б) $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, $\Delta H^0 = -566,0$ кДж;
 - в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 = -92,4$ кДж;
 - г) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, $\Delta H^0 = -196,6$ кДж;
 - д) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$, $\Delta H^0 = -114,5$ кДж?

Вариант 29

1. Какую химическую связь называют металлической? Свойства металлической связи.
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:



3. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением:

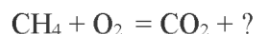


Вычислите тепловой эффект этой реакции.

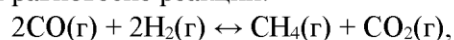
4. При повышении температуры на 50° скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислите температурный коэффициент.
5. Для реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ равновесные концентрации (моль/дм³) были: $[\text{N}_2] = 0,3$; $[\text{H}_2] = 0,9$; $[\text{NH}_3] = 0,4$. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить давление в 5 раз? В каком направлении сместится равновесие при этом?

Вариант 30

1. Определить валентность и степень окисления углерода в соединениях: C_6H_6 , CO_2 , HCOOH , CH_3COOH , C_2H_2 , C_2H_4 , CCl_4 .
2. Допишите уравнение реакции (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите тип химической реакции:

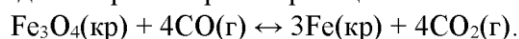


3. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моля этана ($\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$), в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании этана объемом 1 м³(н.у.)?
4. В каком направлении сместится равновесие реакции:



если давление в системе уменьшить в два раза?

5. Напишите выражение для скорости прямой реакции:



Индивидуальные задания по теме:
«Растворы» и «Окислительно-восстановительные процессы»

Вариант 1

1. В растворе массой 250 г содержится хлорид калия массой 30 г. Какова массовая доля (процентная концентрация) соли в растворе?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: K_2S , Cl_2 , Na_2WO_4 , H_5JO_6 .
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: HCl , $HClO_3$, $HClO_4$
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Вариант 2

1. Рассчитайте молярную и процентную концентрации 0.9M раствора азотной кислоты плотностью 1,03 г/мл.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $MgSO_4$, $RbBr$, O_2 , $NaClO_4$
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$KMnO_4 + NO + H_2SO_4 = HNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$$

Вариант 3

1. В растворе массой 350 г содержится нитрат аммония массой 12 г. Какова массовая доля (процентная концентрация – $C\%$) соли в растворе?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: K_2O , N_2 , N_2H_4 , H_2SeO_3
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: KJ , H_2SO_3 , $K_2Cr_2O_7$
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + H_2O = Pb(NO_3)_2 + H_2Cr_2O_7$$

Вариант 4

1. Сахар массой 25 г растворили в воде массой 125 г. Какова массовая доля (процентная концентрация – $C\%$)?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $HClO$, NH_2OH , $CuCl_2$, H_3PO_4
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: HNO_2 , H_2S , $KMnO_4$
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$$

Вариант 5

1. Чему равны молярная и нормальная концентрация раствора соляной кислоты HCl плотностью 1,14 г/см³?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $HClO$, NH_2OH , $CuCl_2$, H_3PO_4 .

- Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: HNO_2 , H_2S , KMnO_4
- Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$$

Вариант 6

- Раствор объемом 500 мл содержит NaOH массой 5 г. Определить молярную концентрацию этого раствора.
- Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, J_2 , HAsO_2 , CuSO_4 .
- Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: K_2CrO_4 , S , KBr
- Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$$

Вариант 7

- В растворе массой 150 г содержится хлорид лития массой 10 г. Какова массовая доля (процентная концентрация – $C\%$) соли в растворе?
- Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: NaBr , H_2O_2 , H_2TeO_4 , KMnO_4
- Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: HNO_3 , H_2O_2 , PH_3
- Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{CrO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

Вариант 8

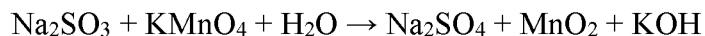
- Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25н раствора?
- Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: CH_4 , HBrO_3 , BrCl_5 , HNO_2
- Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: FeCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Fe
- Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

Вариант 9

- Сколько грамм хлорида алюминия AlCl_3 необходимо взять для приготовления 200 мл 0,5 М раствора?
- Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, C_2H_4 , HPO_3 , ClJ_5
- Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: KBiO_3 , H_2S , Na_2S
- Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
$$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

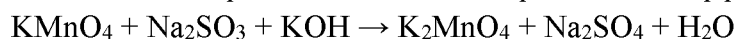
Вариант 10

1. В растворе содержится 2 кг воды и 400 г NaOH. Определите молярную концентрацию раствора.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: PCl_5 , C_2H_2 , NH_2OH , HClO .
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Cr
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



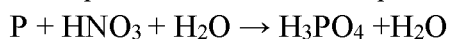
Вариант 11

1. В растворе массой 450 г содержится хлорид железа массой 10 г. Какова массовая доля (процентная концентрация – $\text{C}\%$) соли в растворе?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, NaClO_2 , H_3PO_4 , H_2
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: N_2H_4 , N_2 , HNO_3
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



Вариант 12

1. При растворении серной кислоты массой 66,8 г в воде массой 133,2 г получили раствор ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$). Определите молярную концентрацию полученного раствора.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: K_2MnO_4 , PH_3 , MgCl_2 , P_4
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: H_3PO_4 , PH_3 , P
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



Вариант 13

1. В растворе массой 100 г содержится хлорид бария массой 20 г. Какова массовая доля хлорида бария в растворе?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: H_2SiO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrCl_3 , N_2O_4
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: K_2MnO_4 , KMnO_4 , MnSO_4

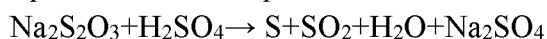
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
 $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{HI}$

Вариант 14

1. При растворении серной кислоты массой 66,8 г в воде массой 133,2 г получили раствор ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$). Определите массовую долю (%) серной кислоты в полученном растворе.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: H_3AsO_4 , KMnO_4 , PCl_3 , H_2S

3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: SO_2 , SO_3 , K_2S

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



Вариант 15

1. Вычислить массу хлорида натрия NaCl , содержащегося в растворе объемом 200 мл, если его молярная концентрация 2 моль/л.

2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, F_2 , Na_3AsO_4 , ClF_3

3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: Cl_2 , HCl , HClO_3

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



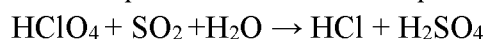
Вариант 16

1. Найти молярную и нормальную концентрации 10% раствора HCl , если плотность HCl равна 1,5 г/мл.

2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: OF_2 , HClO_4 , K_2SeO_3 , NI

3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: SnCl_2 , Bi , NaBiO_3

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



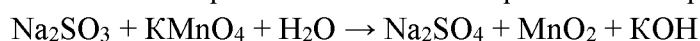
Вариант 17

1. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 3 л 0,1 М раствора?

2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: K_2MoO_4 , NH_3 , H_2CrO_4 , NI_3

3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: As , AsH_3 , H_2SO_4

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



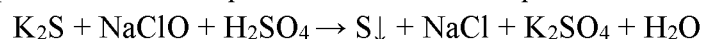
Вариант 18

1. Вычислите молярную концентрацию и нормальность 16%-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/мл.

2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: Na_3PO_4 , Na_2O_2 , WO_3 , H_3PO_3

3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: SnCl_2 , SnCl_4 , Sn

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



Вариант 19

1. Определите массовую долю фосфорной кислоты H_3PO_4 в 2 н растворе плотностью 1,32 г/мл.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: H_2CrO_4 , Ca_2SiO_4 , AsH_3 , S_8
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: O_2 , H_2O_2 , H_2S
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
 $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 20

1. Вычислить нормальность 50% раствора NaOH плотностью 1,54 г/мл.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: KBiO_3 , $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$, BiH_3 , KAsO_2
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: CoCl_2 , $\text{Co}(\text{OH})_3$, Co
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
 $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 21

1. В растворе массой 150 г содержится бромид кобальта массой 16 г. Какова массовая доля (процентная концентрация – $C\%$) соли в растворе?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: K_2SnO_2 , SiH_4 , OF_2 , KO_2
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: KCrO_2 , K_2CrO_4 , Cr
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Вариант 22

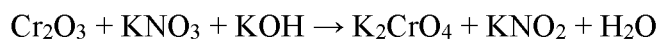
1. Какую молярность и нормальность имеет 40% раствор серной кислоты ($\rho=1,307$ г/мл)?
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: HNO_2 , NaSbO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, O_3
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: MnSO_4 , KMnO_4 , MnO_2
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 23

1. Вычислить массу KNO_3 , необходимую для приготовления 2,5 л 0,5 нормального раствора.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: NaClO_3 , PH_3 , HBiO_3 , ClF_5
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: NaNO_2 , NO_2 , HNO_3
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 24

1. В 200 г воды растворили 67,2 л хлороводорода HCl (н.у.). Определить массовую долю HCl в полученном растворе.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: NH₄OH, H₂CO₃, K₄P₂O₇, CH₄
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: HgCl₂, Hg₂Cl₂, Hg
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



Вариант 25

1. Раствор объемом 500 мл содержит NaOH массой 5 г. Определить молярную концентрацию этого раствора.
2. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях: NH₂OH, KMnO₄, H₃PO₄, H₂
3. Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью: CrO₃, CrCl₃, K₂Cr₂O₇
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



ПРИЛОЖЕНИЕ 3

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ РУБЕЖНОГО КОНТРОЛЯ

Тема: «**Основные понятия и законы химии**»

ТЕСТ 1

Дополните...

1. Количество вещества системы, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода ¹²C, называется...
2. При постоянном давлении изменение объема прямо пропорционально температуре ...
3. Определенный вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра, называется ...
4. Электронейтральная динамическая система, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронов, называется ...
5. Установите соответствие ...

Следствия из закона А. Авогадро	Формулировка
1) первый	а) отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молекулярных масс: $m_1/m_2 = M_1/M_2$; б) при нормальных условиях 1 моль различных газов занимает объем, равный 22,4 л в) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.
2) второй	
3) третий	

Выберите правильный ответ:

6. Молярная масса измеряется в:

1) моль/г; 2) моль/л; 3) г/моль; 4) л/моль.

7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: калия – 44,9; серы – 18,4; кислорода – 36,7

1) K₂SO₂; 2) K₂SO₃; 3) KSO₂; 4) K₂SO₄.

8. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, равно

- 1) 0,20; 2) 0,30; 3) 3,35; 4) 5,00.

9. Хлор (Cl_2) массой 14,2 г занимает при н. у. объем (л):

- 1) 4,48; 2) 2,24; 3) 6,72; 4) 8,96.

10. Число молекул, содержащихся в водороде H_2 объемом 5 см^3 (н.у.)

- 1) $1,3 \cdot 10^{20}$; 2) $1,3 \cdot 10^{23}$; 3) $3,3 \cdot 10^{21}$; 4) $5,3 \cdot 10^{22}$.

ТЕСТ 2

Дополните:

1. Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения – закон ...
2. Величину, равную отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода ^{12}C , называют ...
3. Наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами, называется ...
4. Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции – это закон ...

5. Установите соответствие

Ученый	Закон
1) Д.И. Менделеев	а) закон сохранения массы вещества
2) М.В. Ломоносов	б) периодический закон
3) Ж. Пруст	в) закон кратных отношений
4) Д. Дальтон	г) закон постоянства состава

Выберите правильный ответ

6. Единицей измерения молярного объема является:

- 1) л/моль; 2) г/моль; 3) г/см³; 4) г/л.

7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента (%): меди – 34,6; железа – 30,4 и серы – 35,0

- 1) Cu_2FeS ; 2) CuFeS ; 3) CuFe_2S ; 4) CuFeS_2 .

8. Объем кислорода O_2 массой 4 г при 27 °С и давлении 303975 Па равен

- 1) 1,12 дм³; 2) 2,24 дм³; 3) 1,03 дм³; 4) 0,98 дм³.

9. Число молекул, содержащихся в кислороде O_2 объемом 40 см^3 (н.у.)

- 1) $1,8 \cdot 10^{20}$; 2) $1,3 \cdot 10^{23}$; 3) $1,07 \cdot 10^{21}$; 4) $5,3 \cdot 10^{22}$.

10. Масса (г) одного атома изотопа ^{79}Br равна:

- 1) $1,31 \cdot 10^{-22}$; 2) $7,53 \cdot 10^{21}$; 3) $1,33 \cdot 10^{-22}$; 4) $2,66 \cdot 10^{-22}$.

ТЕСТ 3

Дополните:

1. Вещества, образованные из атомов одного элемента называются ...
2. Величину, равную отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к 1/12 массы атома углерода ^{12}C , называют ...
3. При нормальных условиях 1 моль различных газов занимает объем, равный ...
4. Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, входящие в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа – это закон ...

5. Установите соответствие:

Ученый	Уравнение состояния системы
1) Ж. Шарль	а) $V_1 T_2 = V_2 T_1$
2) Д.И. Менделеев–Клапейрон	б) $PV = mRT/M$
3) Ж. Гей-Люссак	в) $P_1 T_2 = P_2 T_1$
4) Р. Бойль–Э. Мариотт	г) $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Выберите правильный ответ:

6. Масса (г) одного атома изотопа ^{79}Br равна:

- 1) $1,31 \cdot 10^{-22}$; 2) $7,53 \cdot 10^{21}$; 3) $1,33 \cdot 10^{-22}$; 4) $2,66 \cdot 10^{-22}$.

7. Количество вещества (моль), содержащееся в хлориде бария $BaCl_2$ массой 2,08 г, равно
 1) 0,02; 2) 0,01; 3) 0,04; 4) 0,05.
8. Объем занимаемый азотом N_2 массой 1 кг при 27 °С и давлении 100 000 Па равен
 1) 890 дм³; 2) 731 дм³; 3) 546 дм³; 4) 962 дм³.
9. Формула соединения ($M = 142$ г/моль); имеющего состав в массовых долях процента(%): Na – 32,43; S –22,55; O – 45,02
 1) Na_2SO_3 ; 2) Na_2SO_4 ; 3) Na_2SO_2 ; 4) $NaSO_4$.
10. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по воздуху составляет 2,21
 1) 14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

ТЕСТ 4

Дополните:

1. Явления, при которых из одних веществ образуются другие новые вещества, называются ...
2. Массу вещества, взятого в количестве 1 моль, называют ...
3. Величина, равная отношению абсолютной массы элемента к 1/12 массы атома углерода ^{12}C , называется ...
4. Химические соединения постоянного состава, называются ...

5. Установите соответствие:

Следствия из закона А. Авогадро	Формулировка
1) первый 2) второй 3) третий	а) отношение масс равных объемов азличных газов равно отношению их молекулярных масс: $m_1/m_2 = M_1/M_2$; б) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем равный 22,4 л; в) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

Выберите правильный ответ

6. Масса (г) одного атома изотопа ^{79}Br равна:
 1) $1,31 \cdot 10^{-22}$; 2) $7,53 \cdot 10^{21}$; 3) $1,33 \cdot 10^{-22}$; 4) $2,66 \cdot 10^{-22}$.
7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента (%): кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1
 1) $CaSO_2$; 2) $CaSO_3$; 3) $CaSO_4$; 4) Ca_2SO_4 .
8. Масса хлора Cl_2 объемом 400 см³ при 20 °С и давлении 740 мм.рт.ст. равна
 1) 0,94 г; 2) 1,02 г; 3) 1,15 г; 4) 2,03 г.
9. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по азоту равна 1,5
 1) 14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.
10. Молярная масса легковоспламеняющейся жидкости равна, если она массой 1,23 г при 78 °С и давлении 102392 Па занимает объем 475 см³
 1) 74 г/моль; 2) 54 г/моль; 3) 84 г/моль; 4) 67 г/моль.

ТЕСТ 5

Дополните:

1. Наука, изучающая состав, строение и свойства веществ, их превращения и явления, сопровождающие эти превращения, называется ...
2. Химические соединения постоянного состава, называются ...
3. При неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа – это закон ...
4. $PV/T = P_0V_0/T_0$ - это уравнение ...

5. Установите соответствие:

Следствия из закона А. Авогадро	Формулировка
1) первый 2) второй 3) третий	а) отношение масс равных объемов азличных газов равно отношению их молекулярных масс: $m_1/m_2 = M_1/M_2$; б) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем равный 22,4 л; в) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

Выберите правильный ответ

6. Массовая доля кислорода в карбонате кальция CaCO_3 равна

- 1) 16% 2) 20% 3) 48% 4) 60%

7. Масса одной молекулы воды H_2O равна

- 1) $2,99 \cdot 10^{-23}$ г; 2) $6,02 \cdot 10^{23}$ г; 3) 18 г; 4) $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг

8. Масса $12,04 \cdot 10^{22}$ молекул оксида углерода CO_2 равна :

- 1) 88 г; 2) 44 г; 3) 32 г; 4) 5,6 г.

9. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по кислороду составляет 2:

- 1) 14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

10 Объем кислорода O массой 16 г при 27 °C и давлении 303 975 Па равен

- 1) 4,10 дм³; 2) 2,24 дм³; 3) 1,03 дм³; 4) 5,38 дм³.

ТЕСТ 6

Дополните:

1. Явления, при которых изменяется форма или физическое состояние веществ, называются ...
2. В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул, равное ...
3. Количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C , называется ...
4. Явление, когда элементы образуют несколько простых веществ, различающихся строением, составом и свойствами, называется ...

5. Установите соответствие:

Закон	Математическое выражение
1) объединенный газовый закон	а) $PV/T = P_1V_1/T_1$
2) Р. Бойля–Э. Мариотта	б) $PV = P_1V_1$
3) Ж. Гей-Люссака	в) $V/T = V_1/T_1$
4) Ж. Шарля	г) $P/T = P_1/T_1$

Выберите правильный ответ:

6. Объем занимаемый 1 моль любого газа при н.у. равен

- 1) 12,2 дм³; 2) 22,4 дм³; 3) 5,6 дм³; 4) 17,8 дм³.

7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента (%): фтора – 54,2; алюминия –12,9 и натрия – 32,9:

- 1) AlNa_2F_3 ; 2) NaAlF_2 ; 3) NaAlF_3 ; 4) Na_3AlF_6 .

8. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по воздуху составляет 2,21:

- 1) 14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

9. Молярная масса газа равна, если его объем 1 дм³ при 27 °C и давлении 95992 Па имеет массу 1,16 г:

- 1) 38 г/моль; 2) 22 г/моль; 3) 48 г/моль; 4) 30 г/моль.

10. Число молекул, содержащихся в водороде H_2 объемом 500 см³ (н.у.):

- 1) $1,3 \cdot 10^{22}$; 2) $1,3 \cdot 10^{23}$; 3) $3,3 \cdot 10^{21}$; 4) $5,3 \cdot 10^{22}$.

ТЕСТ 7

Дополните:

1. Явления, при которых не происходит превращение одних веществ в другие, называются ...
2. Химические соединения переменного состава, называются ...
3. Количество элемента, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях, называется ...
4. $PV = nRT, PV = (m/M) \cdot RT$ - это уравнение ...

5. Установите соответствие:

Закон	Формулировка
1) постоянства состава	а) любое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав; б) массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массе веществ, образующихся в результате реакции; в) если два элемента образуют между собой несколько различных соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как простые целые числа
2) кратных отношений	
3) сохранения массы	

Выберите правильный ответ:

6. Молярная масса измеряется в:
1) моль/г; 2) моль/л; 3) г/моль; 4) л/моль.
7. Число молекул, которое содержится в 1 г воды равно:
1) $3,34 \cdot 10^{22}$; 2) $18 \cdot 10^{21}$; 3) $6,02 \cdot 10^{23}$; 4) 22,4.
8. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента (%): кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1:
1) CaSO_2 ; 2) CaS_2O_2 ; 3) CaSO_4 ; 4) CaSO_3 .
9. Масса серы, которая содержится в сульфиде алюминия Al_2S_3 массой 30 г, равна:
1) 6,4; 2) 10,8; 3) 12,8; 4) 19,2.
10. Масса водорода H_2 объемом 400 см^3 при 20 °С и давлении 740 мм.рт.ст. равна:
1) 0,04 г; 2) 0,02 г; 3) 0,05 г; 4) 0,03 г.

ТЕСТ 8

Дополните:

1. Вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра, называется ...
2. В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул – это определение закона ...
3. Явление, когда элементы образуют несколько простых веществ, различающихся строением, составом и свойствами, называется ...
4. Отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молярных масс (приведите формулу) ...

5. Установите соответствие:

Закон	Формулировка
1) Р. Бойля – Э. Мариотта 2) Ж. Гей-Люссака	а) при постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально температуре; б) при постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым он находится;

Выберите правильный ответ

6. Масса (г) одного атома изотопа ^{79}Br равна:
1) $1,31 \cdot 10^{-22}$; 2) $7,53 \cdot 10^{21}$; 3) $1,33 \cdot 10^{-22}$; 4) $2,66 \cdot 10^{-22}$.
7. Кислород O_2 , занимающий при н. у. объем 4,48 л, имеет массу (г) :
1) 8,4; 2) 6,8; 3) 6,4; 4) 3,2.
8. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента(%) : железа – 70 и кислорода – 30

- 1) Fe₂O₃; 2) FeO; 3) Fe₂O; 4) FeO₃.

9. Молярная масса некоторого органического соединения равна, если плотность паров его по кислороду составляет 1,8125:

- 1) 25 г/моль; 2) 58 г/моль; 3) 18 г/моль; 4) 78 г/моль.

10. Масса оксида углерода CO₂ объемом 20 дм³ при 22 °С и давлении 500 кПа равна:

- 1) 194,7 г; 2) 179,4 г; 3) 109,4 г; 4) 153,8 г.

ТЕСТ 9

Дополните:

1. Наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства, называется ...
2. Определенный вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра, называется ...
3. Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции – это определение закона ...
4. $PV/T = P_0V_0/T_0$ - это уравнение ...

5. Установите соответствие:

Закон	Формулировка
1) Р. Бойля – Э. Мариотта 2) сохранения массы	а) массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массе веществ, образующихся в результате реакции; б) при постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым он находится.

Выберите правильный ответ:

6. Количество вещества (моль), содержащееся в сульфате меди(II) CuSO₄ массой 32 г, равно

- 1) 0,20; 2) 0,30; 3) 3,35; 4) 5,00.

7. Число молекул водорода, содержащихся в объеме 10 дм³ (н.у.)

- 1) $1,62 \cdot 10^{22}$; 2) $2,62 \cdot 10^{23}$; 3) $4,62 \cdot 10^{22}$; 4) $2,69 \cdot 10^{23}$.

8. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента (%): магния – 28,5; углерода – 14,3; кислорода – 57,2

- 1) MgCO₃; 2) MgCO; 3) Mg₂CO; 4) MgCO₂.

9. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по водороду составляет 14:

- 1) 28 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

10. Масса аммиака NH₃ объемом 80 дм³ при 30 °С и давлении 780 мм рт.ст. равна

- 1) 56,1 г; 2) 45,8 г; 3) 67,8 г; 4) 34,5 г.

ТЕСТ 10

Дополните:

1. Наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами, называется ...
2. Вещества, образованные атомами разных элементов, называются ...
3. Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, называются ...
4. При неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа – это определение закона ...

5. Установите соответствие:

Закон	Формулировка
1) постоянства состава 2) закон Авогадро	а) в равных объемах газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержится равное число молекул; б) всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав

Выберите правильный ответ:

6. Количество моль в порции кислорода O₂, содержащей $1,505 \cdot 10^{24}$ молекул равно:

- 1) 1,25; 2) 2,5; 3) 5; 4) 7,5.

7. Массовая доля (в %) серы в оксиде серы(VI) SO_3 равна:

- 1) 25; 2) 40; 3) 50; 4) 75.

8. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по водороду составляет 14:

- 1) 28 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

9. Формула соединения, имеющая состав в массовых долях процента (%): калия – 26,53; хрома – 35,35; кислорода – 38,12:

- 1) K_2CrO_4 ; 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; 3) KCrO_2 ; 4) K_3CrO_6 .

10. Молярная масса хлора Cl_2 равна, если его объем 250 cm^3 (н.у.) имеет массу 0,7924 г:

- 1) 35,5 г/моль; 2) 71,0 г/моль; 3) 84,0 г/моль; 4) 59,0 г/моль.

ТЕСТ 11

1. Явления, при которых не происходит превращение одних веществ в другие, называются ...
2. Химические соединения переменного состава называются ...
3. Наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства, называется ...
4. Явления, при которых из одних веществ образуются другие новые вещества, называются ...

5. Установите соответствие:

Закон	Формулировка
1) сохранения массы 2) постоянства состава	а) массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массе веществ, образующихся в результате реакции; б) всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав

Выберите правильный ответ

6. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1

- 1) CaSO_2 ; 2) CaS_2O_2 ; 3) CaSO_4 ; 4) CaSO_3 .

7. Масса водорода объемом 400 мл при 20 °С и давлении 740 мм.рт.ст. равна

- 1) 0,04 г; 2) 0,02 г; 3) 0,05 г; 4) 0,03 г.

8. Объем кислорода массой 4 г при 27 °С и давлении 101325 Па равен

- 1) 1,120 л; 3,075 л; 3) 2,800 л; 4) 5,600 л.

9. Плотность газовой смеси по воздуху равна, если смесь состоит из кислорода и азота объемами 112 dm^3 и 56 dm^3 (н.у.) соответственно

- 1) 1,23; 2) 1,78; 3) 1,06; 4) 1,33.

10. Число молекул, содержащихся в кислороде массой 16 г

- 1) $1,8 \cdot 10^{23}$; 2) $3,01 \cdot 10^{23}$; 3) $6,02 \cdot 10^{23}$

ТЕСТ 12

Дополните

1. Неорганические макротела, состоящие из одинаковых атомов одного и того же химического элемента, называются ...
2. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции – это закон ...
3. Количество элемента или вещества, которое взаимодействует с 1 молем атомов водорода (1 г) или замещает это количество водорода в химических реакциях называется ...
4. Явления, при которых из одних веществ образуются другие новые вещества, называются ...

5. Установите соответствие

Закон	Формулировка
1) Р. Бойля – Э. Мариотта 2) постоянства состава	а) при постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым он находится б) всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав

Выберите правильный ответ

6. Объем газа (н.у) равен, если при 27°C и давлении 101325 Па газ занимает объем 900 см³
1) 819 см³; 2) 625 см³; 3) 727 см³; 4) 927 см³.
7. Масса кислорода объемом 30 дм³ при 30°C и давлении 780 мм рт.ст. равна
1) 56,1 г; 2) 39,6 г; 3) 67,8 г; 4) 34,5 г.
8. Формула соединения (M = 63 г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: водорода – 1,59; азота – 22,21; кислорода – 76,20
1) HN₂O₃; 2) HNO₃; 3) HNO₂; 4) HNO.
9. Масса осадка, образующего при взаимодействии сульфида натрия с нитратом свинца массами 0,59 г и 5,56 г соответственно равна
1) 3,5 г; 2) 2,4 г; 3) 1,8 г; 4) 5,5 г.
10. Количество вещества (моль), содержащееся в хлориде цинка(II) массой 10,88 г, равно
1) 0,08; 2) 0,06; 3) 0,35; 4) 0,07.

ТЕСТ 13

Дополните

1. Вещества, состоящие из атомов разных элементов, называются ...
2. Способность одних атомов соединяться с другими атомами в определенных соотношениях называется...
3. Массу вещества, взятого в количестве 1 моль, называют ...
4. Объем, занимаемый одним молекул газа при нормальных условиях (температура 0°C, давление 760 мм рт. ст. или 101,325 кПа), называют...
5. **Установите соответствие**

Закон	Математическое выражение
1) объединенный газовый закон	а) $PV/T = P_1V_1/T_1$
2) Р. Бойля–Э. Мариотта	б) $PV = P_1V_1$
3) Ж. Гей-Люссака	в) $V/T = V_1/T_1$
4) Ж. Шарля	г) $P/T = P_1/T_1$

Выберите правильный ответ

6. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: серы – 40; кислорода – 60
1) SO; 2) S₂O₂; 3) SO₂; 4) SO₃.
7. Объем кислорода массой 4 г при 27 °C и давлении 3 атм. равен
1) 2,80 дм³; 2) 3,53 дм³; 3) 1,03 дм³; 4) 5,63 дм³.
8. Масса осадка, образующего при взаимодействии сульфида аммония с нитратом цинка(II) массами 0,680 г и 0,756 г соответственно равна
1) 0,305 г; 2) 0,350 г; 3) 0,388 г; 4) 0,255 г.
9. Количество вещества (моль), содержащееся в нитрате железа(II) массой 18 г, равно
1) 0,1; 2) 0,3; 3) 0,5; 4) 0,2.
10. Формула соединения, имеющая состав в массовых долях процента: калия – 24,68; марганца – 34,81; кислорода – 40,51
1) K₂MnO₄; 2) KMnO₄; 3) KMnO₂; 4) K₃MnO₃.

ТЕСТ14

Дополните

1. Любое сложное вещество независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав ...
2. Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ (m1 и m2) пропорциональны их эквивалентным массам (объемам) ...
3. Наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул и сохраняющая химические свойства данного элемента – это...

4. Масса одного моля вещества называется...

5. Установите соответствие

Следствия из закона А. Авогадро	Формулировка
1) первый 2) второй 3) третий	а) отношение масс равных объемов азличных газов равно отношению их молекулярных масс: $m_1/m_2 = M_1/M_2$; б) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем равный 22,4 л; в) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

Выберите правильный ответ

6. Объем воздуха массой 1 кг, занимаемый при 17 °С и давлении 100000 Па равен

- 1) 831 дм³; 2) 731 дм³; 3) 546 дм³; 4) 962 дм³.

7. Атомная масса металла(II) равна, если металл массой 0,5 г вытесняет из кислоты водород объемом 184 см³ при 21 °С и давлении 101325 Па

- 1) 65,6 г/моль; 2) 32,8 г/моль; 3) 40,8 г/моль; 4) 73,8 г/моль.

8. Масса осадка, образующего при взаимодействии иодида натрия с нитратом серебра массами 1,5 г и 2,7 г соответственно равна

- 1) 3,30 г; 2) 2,35 г; 3) 3,38 г; 4) 1,25 г.

9. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по хлору составляет 0,62

- 1) 44 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

10. Объем газа (н.у.) равен, если при 27 °С и давлении 202650 Па газ занимает объем 500 см³

- 1) 927 см³; 2) 625 см³; 3) 727 см³; 4) 910 см³.

ТЕСТ 15

Дополните

1. Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящихся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа – это закон ...

2. При постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым он находится – это закон ...

3. при нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем, равный ...

4. Вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств – это...

5. Установите соответствие

Закон	Формулировка
1) сохранения массы 2) постоянства состава	а) массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массе веществ, образующихся в результате реакции; б) всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав

Выберите правильный ответ

6. Формула кристаллогидрата хлорида меди(II), если при его обезвоживании массой 1,197 г потеря в массе составила 0,252 г

- 1) $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{CuCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{CuCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

7. Эквивалентная масса металла равна, если металл массой 0,35 г вытесняет из кислоты водород объемом 184 см³ при 21 °С и давлении 101325 Па

- 1) 22 г/моль; 2) 23 г/моль; 3) 8 г/моль; 4) 31 г/моль.

8. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по водороду составляет 14

- 1) 28 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

9. Плотность газовой смеси по водороду равна, если смесь состоит из кислорода и азота объемами 56 дм³ и 28 дм³ (н.у.) соответственно

- 1) 18,0; 2) 19,2; 3) 20,5; 4) 15,4.

10. Объем газа (н.у.) равен, если при 20 °С и давлении 191325 Па газ занимает объем 700 см³
 1) 1319 см³; 2) 1625 см³; 3) 1232 см³; 4) 927 см³.

ТЕСТ 16

Дополните

1. Вещества, состоящие из одинаковых атомов одного и того же химического элемента, называются ...
2. Величину, равную отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода ¹²C, называют ...
3. Явление, когда элементы образуют несколько простых веществ, различающихся строением, составом и свойствами, называется ...
4. «В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул» – это закон...

5. Установите соответствие

Закон	Формулировка
1) закон кратных отношений	а) масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции; б) если два элемента образуют между собой несколько различных соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как простые целые числа; в) при неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа
2) закон объемных отношений	
3) закон сохранения массы веществ	

Выберите правильный ответ

6. Объем газа (н.у.) равен, если при 15 °С и давлении 91325 Па газ занимает объем 450 см³
 1) 219,4 см³; 2) 425,3 см³; 3) 384,5 см³; 4) 527,5 см³.

7. Масса брома объемом 10 дм³ при 30°С и давлении 740 мм рт.ст. равна
 1) 56,1 г; 2) 62,6 г; 3) 67,8 г; 4) 34,5 г.

8. Определите количество моль хлора, объем которого при н. у. составляет 11,2л.
 а) 0,5; в) 22,4; б) 11,2; г) 10,5.

9. Масса образца карбоната кальция равна 10г. Определите количество моль этой соли.
 а) 100; в) 0,01; б) 0,1; г) 10.

10. Относительная плотность газообразного оксида азота по водороду равна 15. Определите молярную массу оксида (г/моль).
 а) 30; в) 44; б) 46; г) 26.

ТЕСТ 17

Дополните

1. Наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами называется ...
2. Явления, при которых из одних веществ образуются другие новые вещества, называются ...
3. При неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа – это закон ...
4. Химические соединения постоянного состава называются ...

5. Установите соответствие

Ученый	Уравнение состояния системы
1) Ж. Шарль	а) $V_1T_2 = V_2T_1$ б) $P_1V_1 = P_2V_2$ в) $P_1T_2 = P_2T_1$ г) $PV = mRT/M$
2) Д.И. Менделеев–Клапейрон	
3) Ж. Гей-Люссак	
4) Р. Бойль–Э. Мариотта	

Выберите правильный ответ

6. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по кислороду составляет 2
 1) 14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: фтора – 54,2; алюминия – 12,9 и натрия – 32,9
 1) $AlNa_2F_3$; 2) $NaAlF_2$; 3) $NaAlF_3$; 4) Na_3AlF_6 .

8. Число молекул, содержащихся в кислороде массой 16 г
 1) $1,8 \cdot 10^{23}$; 2) $3,01 \cdot 10^{23}$; 3) $6,02 \cdot 10^{23}$; 4) $5,3 \cdot 10^{23}$.

9. Объем газа при н.у. равен, если при 15°C и давлении 95400 Па он занимает объем 880 см³
 1) 546 см³; 2) 785 см³; 3) 875 см³; 4) 985 см³.
10. Число молекул водорода, содержащихся в объеме 10 дм³ (н.у.)
 1) $1,62 \cdot 10^{22}$; 2) $2,62 \cdot 10^{23}$; 3) $4,62 \cdot 10^{22}$; 4) $2,69 \cdot 10^{23}$.

ТЕСТ 18

Дополните

1. Величину, равную отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода ¹²C называют ...
2. Массу вещества, взятого в количестве 1 моль, называют ...
3. Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения – это закон...
4. Взаимосвязь между тремя параметрами P, V, T, характеризующими состояние газа данной массы, выражается объединенным газовым законом: ...
5. **Установите соответствие**
Выберите правильный ответ

Закон	Формулировка
1) Закон Авогадро 2) Закон объемных отношений 3) Закон кратных отношений	а) Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа. б) при неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа. в) В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

6. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1
 1) CaSO₂; 2) CaS₂O₂; 3) CaSO₄; 4) CaSO₃.
7. Масса оксида углерода(IV) объемом 20 дм³ при 22°C и давлении 500 кПа равна
 1) 194,7 г; 2) 179,4 г; 3) 109,4 г; 4) 153,8 г
8. Количество вещества (моль), содержащееся в сульфате меди (II) массой 12 г, равно
 1) 0,205; 2) 0,065; 3) 0,350; 4) 0,075
9. Укажите массы или объемы соединений, в которых содержится 1 моль вещества:
 а) 22,4 л CH₄(H₂O); б) 98 г H₂SO₄ в) 40 г NaOH; г) 26 г C₂H₂
10. Относительная плотность газообразного оксида азота по водороду равна 15. Определите молярную массу оксида (г/моль).
 а) 30; в) 44; б) 46; г) 26.

ТЕСТ 19

Дополните

1. Вещества, состоящие из одинаковых атомов одного и того же химического элемента, называются ...
2. Химические соединения переменного состава называются ...
3. Любое сложное вещество независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав – это закон ...
4. Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа – это закон...
5. **Установите соответствие**

Ученый	Закон
1) Д.И. Менделеев 2) М.В. Ломоносов 3) Ж. Пруст 4) Д. Дальтон	а) закон сохранения массы вещества б) периодический закон в) закон кратных отношений г) закон постоянства состава

Выберите правильный ответ

6. Объем занимаемый азотом массой 1 кг при 27 °С и давлении 100 000 Па равен
1) 890 дм³; 2) 731 дм³; 3) 546 дм³; 4) 962 дм³.
7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1
1) CaSO₂; 2) CaSO₃; 3) CaSO₄; 4) Ca₂SO₄
8. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по кислороду составляет 2
1) 14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.
9. Число молекул, содержащихся в кислороде массой 16 г
1) 1,8·10²³; 2) 3,01·10²³; 3) 6,02·10²³; 4) 5,3·10²³
10. Масса образца карбоната кальция равна 10г. Определите количество моль этой соли.
а) 100; в) 0,01; б) 0,1; г) 10.

ТЕСТ 20

Дополните

1. Наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства, называется ...
2. Неорганические макротела, состоящие из одинаковых атомов одного и того же химического элемента, называются ...
3. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции – это закон ...
4. Любое сложное вещество независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав ...
5. **Установите соответствие**

Ученый	Закон
1) Д.И. Менделеев	а) закон сохранения массы вещества
2) М.В. Ломоносов	б) периодический закон
3) Ж. Пруст	в) закон кратных отношений
4) Д. Дальтон	г) закон постоянства состава

Выберите правильный ответ

6. Количество вещества (моль), содержащееся в хлориде бария массой 2,08 г, равно
1) 0,02; 2) 0,01; 3) 0,04; 4) 0,05.
7. Определите массу (г) кислорода, объем которого (н. у.) составляет 44,8л.
а) 6,4; б) 22,4; в) 64; г) 2,2.
8. Относительная плотность газообразного оксида азота по водороду равна 15. Определите молярную массу оксида (г/моль).
а) 30; б) 44; в) 46; г) 26.
9. Объем аммиака при температуре T = 100 °С и давлении p = 200 кПа составляет 62л. Вычислите массу аммиака (г).
а) 0,068; б) 6,8; в) 68; г) 0,68.
10. Рассчитайте массу атома золота (г).
а) 32,7·10⁻²³; б) 0,3·10⁻²¹; в) 3,27; г) 32,7.

ТЕСТ 21

Дополните:

1. Количество вещества системы, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода ¹²C называется ...
2. Объем, занимаемый одним молем газа при нормальных условиях (температура 0°С, давление 760 мм рт. ст. или 101, 325 кПа), называют ...
3. Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции – это закон ...
4. В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул – это закон ...
5. **Установите соответствие:**

Закон	Ученый
-------	--------

При неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа	а) Дж. Дальтон б) Гей-Люссак в) Авогадро г) Менделеев-Клапейрон
---	--

Выберите правильный ответ

6. Молярная масса легковоспламеняющейся жидкости равна, если она массой 1,23 г при 78 °С и давлении 102392 Па занимает объем 475 см³
1) 74 г/моль; 2) 54 г/моль; 3) 84 г/моль; 4) 67 г/моль.
7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: фтора – 54,2; алюминия – 12,9 и натрия – 32,9
1) AlNa₂F₃; 2) NaAlF₂; 3) NaAlF₃; 4) Na₃AlF₆.
8. Число молекул, содержащихся в водороде объемом 500 см³ (н.у.)
1) 1,3·10²²; 2) 1,3·10²³; 3) 3,3·10²¹; 4) 5,3·10²².
9. Объем кислорода массой 4 г при 27 °С и давлении 101325 Па равен
1) 1,120 дм³; 2) 3,075 дм³; 3) 2,800 дм³; 4) 5,600 дм³.
10. Масса осадка, образующего при взаимодействии сульфата натрия с хлоридом бария массами 1,42 г и 4,16 г соответственно равна
1) 2,33 г; 2) 4,35 г; 3) 3,50 г; 4) 1,25 г.

ТЕСТ 22

Дополните

- Наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами называется ...
- Вещества, состоящие из одинаковых атомов одного и того же химического элемента, называются ...
- Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции – это закон ...
- Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения – это закон...
- Установите соответствие:**

Уравнение	Формула
1) Менделеева-Клапейрона	а) $PV/T = P_0V_0/T_0$
2) Клапейрона	б) $V_m = V/n$
3) молярного объема газа	в) $m_1/m_2 = M_1/M_2$
4) относительной плотности первого газа по второму	г) $PV = (m/M) \cdot RT$

Выберите правильный ответ:

6. Масса водорода объемом 400 см³ при 20 °С и давлении 98659 Па равна
1) 0,01 г; 2) 0,03 г; 3) 0,02 г; 4) 0,04 г.
- 7.
8. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: меди – 34,6; железа – 30,4 и серы – 35,0
1) Cu₂FeS; 2) CuFeS; 3) CuFe₂S; 4) CuFeS₂.
9. Число атомов водорода в объеме 6,72 дм³ (н.у.) равно
1) 4,5·10²²; 2) 1,8·10²³; 3) 6,02·10²³; 4) 7,2·10²³.
10. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по азоту равна 1,5
14 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.

ТЕСТ 23

Дополните:

- Наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами, называется...
- Электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов, называется...
- Величина, равная отношению абсолютной массы атома элемента к 1/12 массы атома изотопа углерода ¹²C, называется...
- - это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ¹²C.
- Установите соответствие:**

Закон	Формулировка
1) Закон постоянства состава веществ	а) Массы веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.
2) Закон Авогадро	б) Для данной массы газа при постоянной температуре (изотермический процесс, $T = \text{const}$) объем обратно пропорционален давлению.
3) Закон Бойля-Мариотта	в) В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.
4) Закон сохранения массы веществ	г) Независимо от условий получения и местонахождения все вещества имеют постоянный качественный и количественный состав.

Выберите правильный ответ:

6. Объем занимаемый 1 моль любого газа при н.у. равен
 1) 12,2 дм³; 2) 22,4 дм³; 3) 5,6 дм³; 4) 17,8 дм³.
7. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1
 1) CaSO₂; 2) CaS₂O₂; 3) CaSO₄; 4) CaSO₃.
8. Объем газа при н.у. равен, если при 15 °С и давлении 95400 Па он занимает объем 880 см³
 1) 546 см³; 2) 785 см³; 3) 875 см³; 4) 985 см³
9. Число молекул водорода, содержащихся в объеме 10 дм³ (н.у.)
 1) 1,62·10²²; 2) 2,62·10²³; 3) 4,62·10²²; 4) 2,69·10²³.
10. Количество вещества (моль), содержащееся в сульфате меди(II) массой 12 г, равно
 1) 0,205; 2) 0,065; 3) 0,350; 4) 0,075.

ТЕСТ 24

Дополните:

- Наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ – это...
- Определенный вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра – это...
- Независимо от условий получения и местонахождения все вещества имеют постоянный качественный и количественный состав – это закон...
- В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул – это закон...
- Установите соответствие:**

Закон	Формула
1) Закон Шарля	а) $\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$ б) $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \frac{V}{T}$ в) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \frac{P}{T}$ г) $PV/T = P_0V_0/T_0$
2) Закон Гей-Люссака	
3) Закон Клапейрона	
4) Закон Бойля-Мариотта	

Выберите правильный ответ:

6. Объем газа (н.у) равен, если при 27 °С и давлении 101325 Па газ занимает объем 900 см³
 1) 819 см³; 2) 625 см³; 3) 727 см³; 4) 927 см³.
7. Количество вещества (моль), содержащееся в нитрате железа(II) массой 18 г, равно
 1) 0,1; 2) 0,3; 3) 0,5; 4) 0,2.
8. Молярная масса газа равна, если относительная плотность его по хлору составляет 0,62
 1) 44 г/моль; 2) 42 г/моль; 3) 29 г/моль; 4) 64 г/моль.
9. Формула соединения, имеющего состав в массовых долях процента: водорода – 2,04; серы – 32,65; кислорода – 65,31
 1) H₂SO₃; 2) H₂SO₄; 3) H₂S₂O₃; 4) H₂S₂O₈.
10. Масса водорода объемом 400 см³ при 20°С и давлении 98659 Па равна
 1) 0,01 г; 2) 0,03 г; 3) 0,02 г; 4) 0,04 г.

Дополните:

1. Величина, равная отношению абсолютной массы атома элемента к $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C , называется ...
2. Вещества, образованные из атомов одного элемента, называются...
3. Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения и местонахождения – это закон...
4. При нормальных условиях 1 моль различных газов занимает объем, равный ...

5. Установите соответствие:

Закон	Формулировка
1) постоянства состава	а) любое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав; б) массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массе веществ, образующихся в результате реакции; в) если два элемента образуют между собой несколько различных соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как простые целые числа
2) кратных отношений	
3) сохранения массы	

Выберите правильный ответ:

6. Число молекул, содержащихся в кислороде объемом 40 см^3 (н.у.)
1) $1,8 \cdot 10^{20}$; 2) $1,3 \cdot 10^{23}$; 3) $1,07 \cdot 10^{21}$; 4) $5,3 \cdot 10^{22}$.
7. Объем занимаемый азотом массой 1 кг при 27°C и давлении 100 000 Па равен
1) 890 дм^3 ; 2) 731 дм^3 ; 3) 546 дм^3 ; 4) 962 дм^3
8. Относительная плотность газообразного оксида азота по водороду равна 15. Определите молярную массу оксида (г/моль).
1) 30; 2) 44; 3) 46; 4) 26
9. Сколько молекул серы содержится в октасере S_8 массой 2,56 г?
1) $6,02 \cdot 10^{23}$; 2) $6,02 \cdot 10^{21}$; 3) 256; 4) 200
10. Рассчитайте массу атома золота (г).
1) $32,7 \cdot 10^{-23}$; 2) $0,3 \cdot 10^{-21}$; 3) 3,27; 4) 32,7.

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева»

Дополните:

1. Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон, называется ...
2. Квантовое число, характеризующее собственное вращение электрона вокруг своей оси, называется ...
3. Величина, характеризующая окислительно-восстановительные свойства нейтрального атома, называется ...
4. Первые два элемента в каждом периоде, последний электрон у которых идет на внешний энергетический уровень s-подуровня, называются ...
5. Установите соответствие:

Квантовое число	Характеристика
1) главное	а) форму электронного облака б) энергию электрона в) энергетическое состояние электрона в подуровне г) собственное вращение электрона вокруг своей оси д) ориентацию орбитали в пространстве е) размеры электронного облака
2) орбитальное	
3) магнитное	
4) спин	

Выберите правильный ответ:

6. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ – это
1) $\text{Э}_2\text{O}$; 2) $\text{Э}_2\text{O}_3$; 3) ЭO_2 ; 4) ЭO .
7. Электронной конфигурации атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ соответствует элемент
1) Mn; 2) Se; 3) Br; 4) Kr.
8. Число нейтронов в ядре изотопа ^{17}O равно
1) 3; 2) 7; 3) 9; 4) 14.

9. Электронная конфигурация соответствующая иону Sc^{3+}

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$;
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$;
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 4p^3$.

10. Главное и орбитальное квантовые числа для 4d-подуровня равны

- 1) 4, 2;
- 2) 2, 4;
- 3) 1, 3;
- 4) 2, 3.

ТЕСТ 2

Дополните:

1. Частица, несущая элементарный отрицательный заряд, называется ...
2. Два электрона с одинаковыми значениями трех квантовых чисел (n, l, m_l), но с противоположно направленными или антипараллельными спинами, называются ...
3. Количественная характеристика окислительной активности элемента, называется ...
4. Распределение электронов по двум квантовым числам (n, l) называется ...

5 Установите соответствие

Разновидность атомов	Характеристика
1) изотопы	а) имеют одинаковое массовое число
2) изобары	б) имеют одинаковое число нейтронов
3) изотоны	в) имеют одинаковый заряд ядра, но разное число нейтронов

Выберите правильный ответ

6. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ – это
1) $Э_2O$; 2) $Э_2O_3$; 3) $Э_2O_5$; 4) $Э_2O_7$.
7. Элемент, у которого электронная конфигурация атома выглядит следующим образом $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$ – это
1) Mn; 2) Ru; 3) Br; 4) Kr.
8. Порядковый номер элемента для изотопа ^{81}X , в ядре которого находится 46 нейтронов, равен
1) 35; 2) 46; 3) 80; 4) 81.
9. Электронная конфигурация соответствующая иону Se^{2-}
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$;
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$;
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$;
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
10. Главное и орбитальное квантовые числа для 3p-подуровня равны
1) 3, 2; 2) 2, 3; 3) 3, 1; 4) 1, 3.

ТЕСТ 3

Дополните

1. Единичные положительные заряды в ядре, называются ...
2. Электрон, находящийся один на орбитали, называется ...
3. Энергия, которая выделяется или поглощается при присоединении электрона к невозбужденному атому, называется ...
4. Электроны в пределах энергетического подуровня располагаются сначала по одному, а затем если электронов больше чем орбиталей, то они заполняются уже двумя электронами или чтобы суммарный спин был максимальным ...

5. Установите соответствие

Постулаты Н. Бора	Формулировка
1) первый	а) если электрон движется по тационарной орбите, то он не выделяет и не поглощает энергии; б) при перескоке электрона с более отдаленной на более близкую орбиту избыток энергии выделяется в виде светового излучения определенной частоты или определенной длины волны; в) электрон в атоме может вращаться вокруг ядра только по определенным, стационарным орбитам.
2) второй	
3) третий	

Выберите правильный ответ

6. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ – это
 1) $\text{Э}_2\text{O}$; 2) $\text{Э}_2\text{O}_3$; 3) $\text{Э}_2\text{O}_5$; 4) $\text{Э}_2\text{O}_7$.
7. Элемент с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$
 1) In; 2) Sn; 3) Te; 4) Xe.
8. Число нейтронов в ядре изотопа ^{122}Sn равно
 1) 50; 2) 72; 3) 119; 4) 122.
9. Электронная конфигурация, соответствующая иону Sr^{2+}
 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$;
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$;
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^2$;
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^6$.
10. Главное и орбитальное квантовые числа для $6s$ -подуровня равны
 1) 5, 1; 2) 6, 0; 3) 6, 2; 4) 5, 0.

ТЕСТ 4

Дополните

- 1 Частицы численно равные по массе протону, но лишённые электрического заряда, называются ...
- 2 В атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковыми набором всех четырех квантовых чисел ...
- 3 Количественная характеристика восстановительной активности атома называется ...
- 4 Совокупность атомов с одинаковым числом электронных слоев, называется ...

5 Установите соответствие

Периодический закон	Формулировка закона
1) современная трактовка 2) данная Д.И. Менделеевым	а) свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов; б) свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер.

Выберите правильный ответ

- 6 Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $11s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4p^5$ – это
 1) $\text{Э}_2\text{O}$; 2) $\text{Э}_2\text{O}_3$; 3) $\text{Э}_2\text{O}_5$; 4) $\text{Э}_2\text{O}_7$.
- 7 Электронная формула атома элемента с порядковым номером 72
 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$;
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1 4f^1$;
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 4d^2$;
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 4$.
- 8 Число протонов в ядре изотопа ^{25}Mg равно
 1) 12; 2) 13; 3) 24; 4) 25.
- 9 Электронная конфигурация соответствующая иону N^{3-} .
 1) $1s^2 2s^2$; 2) $1s^2 2s^2 2p^3$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6$; 4) $1s^2 2s^2 2p^3 3d^3$.
- 10 Главное и орбитальное квантовые числа для $2p$ -подуровня равны
 1) 3, 1; 2) 2, 0; 3) 2, 1; 4) 3, 2.

ТЕСТ 5

Дополните:

1. Частица, которая может находиться в различных состояниях (протон или нейтрон), называется ...
2. Атомы разных элементов, имеющие одинаковые массовые числа, называются ...
3. Квантовое число, характеризующее радиус круговой борховской орбиты, энергетический уровень, размеры электронного облака, называется ...
4. Первые два элемента в каждом периоде, последний электрон у которых идет на внешний энергетический уровень s -подуровня, называются ...

5. Установите соответствие

Следствие из принципа Паули	Формулировка

1) первый 2) второй 3) третий	а) на внешнем энергетическом уровне не может быть больше 8 электронов; на предвнешнем – 18 и т.д.; б) максимальное число электронов на данном энергетическом уровне равно $2n$; в) максимальное число электронов на данном энергетическом подуровне равно $2(2l + 1)$.
-------------------------------------	--

Выберите правильный ответ

6. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^5$ – это
1) ЭН ; 2) ЭН_2 ; 3) ЭН_3 ; 4) ЭН_4 .
7. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 64
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1 4f^7$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1 4f^{11}$;
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$;
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14}$.
8. Порядковый номер элемента для изотопа ^{104}X , в ядре которого находится 58 нейтронов, равен
1) 46; 2) 58; 3) 104; 4) 106.
9. Число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме скандия равно
1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6.
10. Значения квантовых чисел n и l для внешних p -электронов в атоме элемента с порядковым номером 13.
1) 3, 2; 2) 2, 3; 3) 3, 1; 4) 4, 2.

ТЕСТ 6

Дополните

1. Энергия, которая выделяется или поглощается, если электрон присоединяется к нейтральному атому и при этом он превращается в отрицательный ион, называется ...
2. Любая движущаяся частица или предмет обладают волновыми свойствами с частотой связанной с их движением ...
3. Электроны с одинаковым значением n образуют в атоме уровень, называемый ...
4. Четырнадцать элементов в 6 и 7 периодах (лантаноиды и актиноиды соответственно), последний электрон, у которых идет на предпредвнешний энергетический уровень f -подуровня, называются ...

5. Установите соответствие

Химический элемент	Характеристика
1) Mg 2) Ge	а) этот элемент относится к p -семейству; б) этот элемент относится к s -семейству; в) атом элемента имеет 10 электронов на подуровне с $n = 3$ и $l = 2$; г) атом элемента имеет 2 электрона на подуровне с $n = 3$ и $l = 0$

Выберите правильный ответ

6. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 33
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$;
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$;
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$.
7. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ – это
1) ЭН ; 2) ЭН_2 ; 3) ЭН_3 ; 4) ЭН_4 .
8. Распределение электронов по энергетическим уровням для атома брома – это набор
1) 2, 8, 10, 5; 2) 2, 8, 10, 7; 3) 2, 8, 18, 5; 4) 2, 8, 18, 7.
9. Число нейтронов в ядре атома ^{214}Pb равно
1) 82; 2) 132; 3) 207; 4) 214.
10. Значения квантовых чисел n и l для d -электронов в атоме элемента с порядковым номером 23 равно
1) 3, 2; 2) 2, 3; 3) 3, 1; 4) 4, 2.

ТЕСТ 7

Дополните

1. Электростатические силы взаимного отталкивания протонов и силы притяжения между всеми частицами в ядре, называются ...
2. Невозможно одновременно определить и скорость (или импульс), и положение микрочастицы (ее координаты) ...

3. Заполнение электронных подуровней с увеличением порядкового номера атома элемента происходит от меньшего значения $(n + 1)$ к большему значению $(n + 1)$, а при равных значениях $(n + 1)$ заполняются сначала энергетические подуровни с меньшим значением n ...

4. Последние шесть элементов в каждом периоде, последний электрон у которых идет на внешний энергетический уровень р-подуровня, называются ...

5. Установите соответствие

Квантовое число	Характеристика
1) главное квантовое число 2) орбитальное квантовое число 3) магнитное квантовое число 4) спиновое квантовое число	а) энергию электрона, а также размеры электронного облака; б) энергетическое состояние электрона в подуровне и форму электронного облака; в) ориентацию электронного облака в пространстве; г) собственное вращение электрона вокруг своей оси

Выберите правильный ответ

6. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 52

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$;
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$;
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.

7. Элемент с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$

- 1) La; 2) Pr; 3) Cs; 4) Hf.

8. Порядковый номер элемента для атома ^{218}X , в ядре которого находится 134 нейтрона, равен

- 1) 34; 2) 84; 3) 218; 4) 252.

9. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$ – это

- 1) ЭН; 2) ЭН₂; 3) ЭН₃; 4) ЭН₇.

10. Значения квантовых чисел n и l для внешних р-электронов в атоме элемента с порядковым номером 51.

- 1) 5, 2; 2) 4, 1; 3) 6, 0; 4) 5, 1.

Дополните

1. Энергия, выделяющаяся при образовании ядра из протонов и нейтронов, называется ...

2. Электрон обладает свойствами, которые называются ...

3. Энергия, которую надо затратить, чтобы оторвать электрон от атома, находящегося в невозбужденном состоянии и перенести его в пространство, называется ...

4. Периодическая система элементов является графическим (табличным) выражением ...

5 Установите соответствие

Частица	Число электронов у данной частицы
1) Al^{3+}	а) 18
2) Mg^0	б) 12
3) P^{3-}	в) 19
4) K^0	г) 10

Выберите правильный ответ

6. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$ – это

- 1) ЭО; 2) Э₂О; 3) Э₂О₃; 4) Э₂О₅.

7. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 34

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$;
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$;
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$.

8. Число протонов в ядре атома ^{51}V

- 1) 74; 2) 51; 3) 28; 4) 23.

9. Порядковый номер элемента, у которого конфигурация последнего энергетического слоя $5s^2 4d^2$, равен

- 1) 40; 2) 30; 3) 28; 4) 16.

10. Элемент, у которого квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня имеют следующие значения: $n = 5, l = 0, m_l = 0, S = +1/2$.

- 1) Sr; 2) Ag; 3) Rb; 4) K.

Дополните

1. Сумма всех протонов, называется ...
2. Квантово-механическая модель движения электрона в атоме называется ...
3. Десять элементов, расположенных в больших периодах между s- и p-элементами, последний электрон у которых идет на предвнешний энергетический уровень d-подуровня, называются ...
4. Квантовое число, которое характеризует ориентацию электронного облака в пространстве, называется ...

5. Установите соответствие

Правила и принципы	Формулировка
1) В. Паули 2) В.М. Клечковского 3) Ф. Хунда (Гунда)	а) электроны в пределах энергетического подуровня располагаются сначала по одному, а затем если электронов больше чем орбиталей, то они заполняются уже двумя электронами или чтобы суммарный спин был максимальным; б) заполнение электронных подуровней с увеличением порядкового номера атома элемента происходит от меньшего значения (n + 1) к большему значению (n + 1), а при равных значениях (n + 1) заполняются сначала энергетические подуровни с меньшим значением (n); в) в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковыми набором всех четырех квантовых чисел.

Выберите правильный ответ

6. Формула высшего оксида элемента $s^2s^2p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^55s^14d^5$
 1) ЭО₃; 2) Э₂O; 3) Э₂O₃; 4) Э₂O₅.
7. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 83
 1) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^25d^16p^6$;
 2) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^25d^14f^146p^3$;
 3) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^25d^{11}$;
 4) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^24f^15d^1$.
8. Элемент, которому соответствует электронная конфигурация атома $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^2$ – это
 1) La; 2) Ba; 3) Cs; 4) Hf.
9. Набор ионов, которым соответствует электронная конфигурация $1s^22s^22p^6$, – это
 1) Cl⁻, O²⁻; 2) Mg²⁺, F⁻; 3) Be²⁺, N³⁻; 4) Na⁺, P³⁻.
10. Элемент, у которого квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня имеют следующие значения: n = 5; l = 0; ml = 0; S = ± 1/2.
 1) Sr; 2) Ag; 3) Rb; 4) K.

Дополните

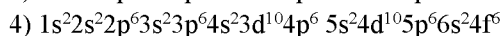
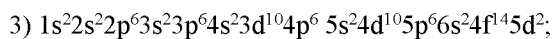
1. Величина, выражающая положительный заряд ядра его атома, то есть количество протонов в ядре, называется ...
2. Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, а значит и тождественные свойства, но разное число нейтронов, следовательно, разные массовые числа, называются ...
3. Электроны в пределах энергетического подуровня располагаются сначала по одному, а затем если электронов больше чем орбиталей, то они заполняются уже двумя электронами или чтобы суммарный спин был максимальным ...
4. Совокупность атомов с одинаковым числом электронных слоев, называется ...

5. Установите соответствие

Ученый	Сформулированный им принцип или постулат
1) В. Гейзенберг 2) Л. де Бройль 3) В. Паули	а) невозможно одновременно определить и скорость (или импульс), и положение микрочастицы (ее координаты); б) любая движущаяся частица или предмет обладают волно-выми свойствами с частотой связанной с их движением; в) в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковыми набором всех четырех квантовых чисел

Выберите правильный ответ

6. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 62
 1) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^25d^1$;
 2) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6 5s^24d^{10}5p^66s^2$;

7. Число валентных электронов в нормальном состоянии атома с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 5.

8. Порядковый номер элемента для атома ^{98}X , в ядре которого находится 56 нейтронов, равен

- 1) 42; 2) 56; 3) 96; 4) 98.

9. Набор ионов, которым соответствует электронная конфигурация $1s^2$, – это

- 1)
- Cl^-
- ,
- F^-
- ; 2)
- Li^+
- ,
- Na^+
- ; 3)
- Ve^{2+}
- ,
- V^{3+}
- ; 4)
- N^{3-}
- ,
- O^{2-}
- .

10. Элемент, у которого квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня имеют следующие значения: $n = 4$, $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$, $S = +1/2, +1/2, +1/2$

- 1) Ga; 2) Ge; 3) As; 4) P.

ТЕСТ 11

Дополните

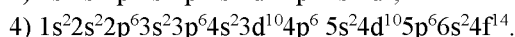
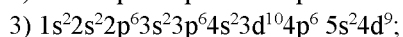
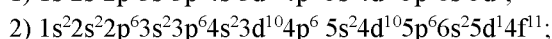
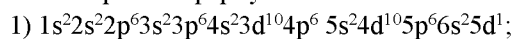
1. Энергия, которая выделяется при образовании одного ядра, называется ...
2. Сумма всех протонов, называется ...
3. Квантовое число, характеризующее форму электронного облака, называется ...
4. Совокупность элементов, первые представители которого имеют строение наружного слоя ns^2 , последнего $ns^2 np^6$, называется ...

5. Установите соответствие

Химический элемент	Характеристика
1) Ca 2) Sn	а) этот элемент относится к р-семейству; б) этот элемент относится к s-семейству; в) атом элемента имеет 10 электронов на подуровне с $n = 3$ и $l = 2$; г) атом элемента имеет 2 электрона на подуровне с $n = 3$ и $l = 0$

Выберите правильный ответ

6. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 47

7. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$

- 1)
- ЭН_2
- ; 2)
- ЭН_4
- ; 3)
- ЭН_5
- ; 4)
- ЭН_6
- .

8. Число полностью заполненных энергетических подуровней в ионе Ca^{2+} равно

- 1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6.

9. Число протонов и нейтронов в ядре атома ^{14}C

- 1)
- $p = 14$
- ,
- $n = 6$
- ; 2)
- $p = 6$
- ,
- $n = 14$
- ; 3)
- $p = 6$
- ,
- $n = 8$
- ; 4)
- $p = 12$
- ,
- $n = 6$
- .

10. Главное и орбитальное квантовые числа для 4f-подуровня равны

- 1) 4, 1; 2) 2, 4; 3) 2, 3; 4) 4, 3.

ТЕСТ 12

Дополните

1. Совокупность атомов с одинаковым количеством электронов или с одинаковым количеством протонов в ядре, называется ...
2. Распределение электронов по двум квантовым числам (n, l) называется ...
3. Атомы разных элементов, имеющие одинаковое число нейтронов в ядре, называются ...
4. Последние шесть элементов в каждом периоде, последний электрон у которых идет на внешний энергетический уровень p-подуровня, называются ...
5. Установите соответствие

Химический элемент	Характеристика
1) Mn 2) Ba	а) атом элемента имеет два электрона на уровне $n=6$ и $l=0$; б) соединения в высшей степени окисления являются сильными окислителями; в) гидратная форма элемента является основанием; г) атом элемента имеет 5 валентных электронов на подуровне с $n=3$ и $l=2$

Выберите правильный ответ

6. Электронная формула атома элемента с порядковым номером 57

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$;
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1$;
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$;
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14}$.

7. Набор ионов, которым соответствует электронная конфигурация $1s^2$,

- 1) Li^+ , C^{4+} ; 2) Be^{2+} , O^{2-} ; 3) P^{3-} , Cl^- ; 4) F^- , Na^+ .

8. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома фосфора в возбужденном состоянии

- 1) $3s^2 3p^3$; 2) $3s^1 3p^3 3d^1$; 3) $3s^1 3p^2 3d^2$; 4) $3s^1 3p^1 3d^3$.

9. Число протонов и нейтронов в ядре атома изотопа ^{41}K

- 1) $p = 20$, $n = 19$; 2) $p = 39$, $n = 2$; 3) $p = 19$, $n = 20$; 4) $p = 19$, $n = 22$.

10. Способность атомов принимать электроны увеличивается в ряду ...

- 1) Br, S, Te; 2) Cl, Br, I; 3) C, Si, Pb; 4) N, O, F.

ТЕСТ 13

1. Сумма всех протонов и нейтронов в ядре, называется ...

2. Распределение электронов по всем четырем квантовым числам, называется ...

3. Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер ...

4. Периодическая система элементов является графическим (табличным) выражением ...

5. Установите соответствие

Частица	Число электронов у данной частицы
1) Al^{3+}	а) 18
2) Mg^0	б) 12
3) P^{3-}	в) 19
4) K^0	г) 10

Выберите правильный ответ

6. Электронная конфигурация соответствующая иону Rb^+

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$;
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 5d^1$;
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$;
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

7. Число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме азота равно

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

8. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$ – это

- 1) ЭО; 2) $Э_2O$; 3) $Э_2O_3$; 4) $Э_2O_5$.

9. Распределение электронов по энергетическим уровням для атома аргона – это

- 1) 2, 6, 2, 8; 2) 2, 8, 6, 2; 3) 2, 10, 6; 4) 2, 8, 8.

10. Способность принимать электроны атомом элемента увеличивается в ряду с порядковыми номерами

- 1) 16, 20; 2) 6, 11; 3) 12, 17; 4) 9, 10.

ТЕСТ 14

Дополните

1. Величина, указывающая на число положительных зарядов ядра атома, а также число движущихся в поле ядра электронов, называется ...

2. Периодическая система элементов является графическим (табличным) выражением ...
 3. Квантовое число, характеризующее ориентацию орбитали в пространстве, называется ...
 4. Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов ...

5. Установите соответствие

Характеристика атома	Определение
1) электроотрицательность 2) энергия сродства к электрону 3) энергия ионизации 4) эффективные радиусы	а) количественная характеристика окислительно-восстановительной активности элемента; б) радиусы шарообразных частиц, сближенные между собой при образовании кристалла; в) энергия, которую надо затратить, чтобы оторвать электрон от атома, находящегося в невозбужденном состоянии и перенести его в пространство; г) способность атома в молекуле притягивать к себе электроны.

Выберите правильный ответ

6. Электронная конфигурация соответствующая атому криптона
 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 4d^3$;
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 4p^3 4d^3$;
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$;
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 4p^5 5s^2 5p^3$.
7. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
 1) ЭН; 2) ЭН₂; 3) ЭН₃; 4) ЭН₅.
8. Число протонов и нейтронов в ядре атома изотопа ⁴³Са равно
 1) p = 40, n = 43; 2) p = 20, n = 43; 3) p = 20, n = 23; 4) p = 20, n = 20.
9. Число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме титана равно
 1) 6; 2) 5; 3) 3; 4) 4.
10. Положение верное для элемента с порядковым номером 15 и атомной массой 30,97 г/моль
 1) Атом элемента имеет 5 электронов на подуровне с n = 3 и l = 2.
 2) Этот элемент относится к неметаллам.
 3) Энергия ионизации этого элемента больше энергии ионизации натрия.
 4) Гидратная форма этого элемента относится к основаниям.

ТЕСТ 15

Дополните

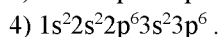
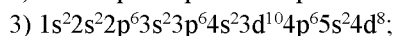
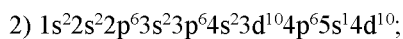
1. Величина, а не атомная масса, являющаяся главной характеристикой атома, называется ...
 2. Атомы разных элементов, имеющие одинаковое число нейтронов в ядре, называются ...
 3. Энергия, которая выделяется или поглощается при присоединении электрона к невозбужденному атому, называется ...
 4. Четырнадцать элементов в 6 и 7 периодах (лантаноиды и актиноиды соответственно), последний электрон, у которых идет на предпредвнешний энергетический уровень f-подуровня, называются ...

5. Установите соответствие

Ученый	Модель строения атома, предложенная этим ученым
1) Д. Томсон 2) Э. Резерфорд 3) Н. Бор	а) модель строения атома, объединяющая «планетарную» модель и квантовую механику б) «Капельная» модель строения атома в) «Планетарная» (динамическая или ядерная) модель строения атома

Выберите правильный ответ

6. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$
 1) ЭО; 2) Э₂О; 3) Э₂О₅; 4) Э₂О₇.
7. Элемент ¹³²X, в ядре изотопа которого находится 76 нейтронов, – это
 1) сурьма; 2) барий; 3) гафний; 4) прометий.
8. Электронная конфигурация, соответствующая атому серебра
 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$;



9. Способность атомов отдавать электроны увеличивается в ряду

- 1) Be, Li, K; 2) Si, Al, C; 3) Br, S, F; 4) Si, P, Cl.

10. Положение верное для элемента с порядковым номером 32 и атомной массой 72,6 г/моль

- 1) Атомы элемента имеют 10 электронов на подуровне с $n = 4$ и $l = 2$.
 2) Ядро атома содержит 32 протона и 41 нейтрон.
 3) Этот элемент относится к d-семейству.
 4) Гидратная форма этого элемента относится к основаниям.

Тема: «Химическая связь»

ТЕСТ 1

Дополните:

1. Межъядерное расстояние между химически связанными атомами называется ...
 2. Энергетическая перестройка одного s- и трех p-электронных облаков центрального атома в молекуле, называется ...
 3. Свойство ковалентной связи, возникающее в направлении, обеспечивающим максимальное перекрытие электронных облаков, по осям электронных облаков, называется ...

4. Установите соответствие:

Формула вещества	Тип химической связи
1) NaCl;	а) водородная;
2) PH_3 ;	б) ионная;
3) Na;	в) ковалентная полярная;
4) Cl_2 ;	г) ковалентная неполярная.

Выберите правильный ответ

5. Наиболее полярной является химическая связь в соединении:

- 1) KF; 2) BF_3 ; 3) SiF_4 ; 4) F_2

6. Химическая связь в молекуле Cl_2 :

- 1) ковалентная неполярная;
 2) ковалентная полярная;
 3) ионная;
 4) донорно-акцепторная.

7. Полярность связи C-Э возрастает в ряду:

- 1) CO_2 , CS_2 , CCl_4 ; 2) CF_4 , CH_4 , CO;
 3) CS_2 , CO_2 , CF_4 ; 4) CCl_4 , CO, C_2H_6 .

8. Свойства ионной химической связи:

- 1) ненаправленность и ненасыщаемость;
 2) насыщаемость и ненаправленность;
 3) ненасыщаемость и направленность;
 4) насыщаемость и направленность.

9. Ковалентность углерода в CH_4 равна:

- 1) 2; 2) 3; 3) 1; 4) 4.

10. Дипольный момент молекулы HBr равен, если длина диполя $0,18 \cdot 10^{-10}$ м:

- 1) 0,86 D; 2) 0,75 D; 3) 1,02 D; 4) 0,88 D.

ТЕСТ 2

Дополните:

1. Угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов, называется ...
 2. Свойство химической связи, когда все одноэлектронные (неспаренные) электронные облака стремятся принять участие в образовании связи, называется ...
 3. Атом, отдающий ни с кем неподеленную электронную пару для образования связи, называется ...

4. Установите соответствие:

Название вещества	Тип кристаллической решетки
-------------------	-----------------------------

- 3) длина, энергия, насыщенность, направленность;
 4) потенциал ионизации, длина, насыщенность, прочность.

9. В молекуле H_2SO_4 между атомами водорода и кислорода реализуется ... связь.

- 1) ионная; 2) ковалентная полярная;
 3) ковалентная неполярная; 4) водородная.

10. Неполярными среди приведенных молекул являются (возможно несколько вариантов ответа):

- 1) I_2 ; 2) BF_3 ; 3) HI ; 4) H_2O .

ТЕСТ 4

Дополните:

1. Двухэлектронная, двухцентровая химическая связь называется ...
2. Смещение области повышенной электронной плотности к одному из атомов под действием внешнего электрического поля называется ...
3. Химическая связь, возникающая при взаимодействии электронных р-облаков и перпендикулярная σ -связи, называется ...
4. Установите правильную соответствие:

Вид связи	Свойства связи
1) ковалентная	а) направленность
2) ионная	б) поляризуемость
	в) насыщенность
	г) ненаправленна
	д) ненасыщена

Выберите правильный ответ:

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле BCl_3 :

- 1) sp^- ; 2) sp^2^- ; 3) sp^3^- ; 4) spd .

6. Химическая связь в молекуле $NaCl$:

- 1) ковалентная неполярная; 2) ковалентная полярная;
 3) ионная; 4) донорно-акцепторная.

7. Формула молекулы вещества, в которой реализуется только ковалентный полярный тип связи, имеет вид:

- 1) Cl_2 ; 2) $NaClO_3$; 3) $NaCl$; 4) HCl

8. При гибридизации происходит:

- 1) образование электронных орбиталей одинаковой формы и энергии;
- 2) выравнивание всех электронных облаков;
- 3) образование тетраэдрической формы молекулы;
- 4) приобретение одинаковых валентных углов.

9. Образование химической связи в ионе $[BF_4]^-$ -

$BF_3 + F^- = [BF_4]^-$ - осуществляется:

- 1) по донорно-акцепторному механизму;
- 2) за счет электростатического притяжения ионов фтора и бора;
- 3) по обменному механизму;
- 4) вследствие обмена электронами между молекулой и ионом.

10. Длина диполя молекулы NH_3 равна, если дипольный момент 1,48 D

- 1) $3,08 \cdot 10^{-11}$ м; 2) $2,20 \cdot 10^{-11}$ м; 3) $4,96 \cdot 10^{-11}$ м; 4) $1,65 \cdot 10^{-11}$ м.

ТЕСТ 5

Дополните:

1. Произведение абсолютного значения заряда электрона (q) на расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов в молекуле (l) называется ...
2. Энергетическая перестройка одного s- и одного p-электронного облаков центрального атома в молекуле называется ...

2. Химическая связь, возникающая внутри одной молекулы между двумя функциональными группами, называется ...
 3. Кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы, называются ...

4. Установите соответствие:

Тип гибридизации	Механизм и форма молекул
1) sp- 2) sp ² - 3) sp ³ -	а) гибридизация одной s- и трех p-орбиталей; б) тетраэдрическая; в) гибридизация одной s- и двух p-орбиталей; г) треугольная; д) гибридизация одной s- и одной p-орбитали; е) линейная.

Выберите правильный ответ:

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле SiCl₄:

- 1) sp-; 2) sp²-; 3) sp³-; 4) spd-

6. Полярность химической связи O-H увеличивается в ряду:

- 1) H₂SO₄, H₃PO₄; 2) HClO₄, HClO₃;
 3) HNO₃, Al(OH)₃; 4) H₃AsO₄, H₂SO₄.

7. Кристаллическую структуру, подобно структуре алмаза имеет:

- 1) SiO₂; 2) Na₂O; 3) CO; 4) P₄.

8. Число π-связей уменьшается в ряду:

- 1) CO₂, SO₂, NO₂; 2) C₂H₂, C₂H₄, C₂H₆;
 3) H₂SO₄, C₂H₂, N₂; 4) H₃PO₄, CrO₃, C₂H₄.

9. Пространственная форма молекулы NF₃, если угол между связями равен 102°:

- 1) треугольная пирамида с атомом азота в одной из вершин;
 2) треугольник с атомом азота в центре;
 3) треугольник с атомом азота на одной из сторон;
 4) плоский четырехугольник с атомом азота в одной из вершин.

10. Длина диполя молекулы HJ равна, если дипольный момент 1,27 D:

- 1) 0,14·10⁻¹¹ м; 2) 0,11·10⁻¹¹ м; 3) 0,40·10⁻¹¹ м; 4) 2,64·10⁻¹¹ м.

ТЕСТ 9

Дополните:

1. Ковалентная связь, которая образуется перпендикулярно линии, связывающих центры взаимодействующих атомов, называется ...
 2. Химическая связь, образующаяся при взаимодействии наиболее электроотрицательных элементов с наименее электроотрицательными, называется ...
 3. Пространственный каркас, образованный прямыми линиями, соединяющие частицы в определенных точках пространства, называется ...

4. Установите соответствие:

Тип связи	Определение
1) σ-связь	а) связь, образованная перпендикулярно оси, соединяющей центры взаимодействующих атомов.
2) π-связь	б) связь, образованная вдоль оси соединяющей центры взаимодействующих атомов.

Выберите правильный ответ

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле CaCl₂:

- 1) sp-; 2) sp²-; 3) sp³-; 4) spd.

6. Число связей в молекуле O₂ равно:

- 1) 2; 2) 1; 3) 3; 4) 1,5.

4) Для простых веществ характерны следующие типы химической связи:

- 1) ковалентная неполярная и ионная;
 2) ковалентная полярная и металлическая;
 3) ковалентная неполярная и металлическая;
 4) ионная и металлическая.

8. Связь, характеризующаяся наибольшей степени ионности:

- 1) K – Cl; 2) Ca – Cl;
3) Fe – Cl; 4) Ge – Cl.

9. Пространственная форма молекулы BF₃, если угол между связями равен 120°:

- 1) треугольная пирамида с атомом бора в одной из вершин;
2) плоский треугольник с атомом бора в центре;
3) плоский треугольник с атомом бора на одной из сторон;
4) плоский четырехугольник с атомом бора в одной из вершин.

10. Дипольный момент молекулы HF равен, если длина диполя $4 \cdot 10^{-11}$ м:

- 1) 1,92 D; 2) 3,92 D;
3) 5,10 D; 4) 0,88 D.

ТЕСТ 10

Дополните:

1. Энергетическая перестройка структуры атома называется ...
2. Связь, за счет которой взаимодействующие атомы удерживаются в молекуле, называется ...
3. Атом, отдающий ни с кем неподеленную электронную пару для образования связи, называется ...

4. Установите соответствие:

Свойства ковалентной связи	Определение
1) направленность 2) насыщаемость 3) поляризуемость	а) ковалентная связь возникает в направлении, обеспечивающим максимальное перекрывание электронных облаков, по осям электронных облаков; б) все одноэлектронные (неспаренные) электронные облака стремятся принять участие в образовании связи; в) смещение области повышенной электронной плотности к одному из атомов под действием внешнего электрического поля.

Выберите правильный ответ:

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле BCl₃:

- 1) sp-; 2) sp²-;
3) sp³-; 4) spd-

6. Связь в молекуле H₂S:

- 1) ковалентная неполярная; 2) ковалентная полярная;
3) ионная; 4) донорно-акцепторная.

7. Вещества с ковалентной полярной связью – это:

- 1) метан, водород, фтор;
2) аммиак, фтороводород, оксид кремния (IV);
3) хлорид фосфора(V), хлорид калия, хлорид кремния (IV);
4) сероводород, сульфид магния, сульфид калия.

8. Наиболее полярной является химическая связь в соединении:

- 1) KF; 2) BF₃; 3) SiF₄; 4) F₂.

9. Молекула, имеющая линейное строение:

- 1) аммиак; 2) вода;
3) сероводород; 4) хлорид стронция.

10. Центральный атом находится в состоянии sp³-гибридизации в молекуле:

- 1) CH₄; 2) K₂CO₃; 3) CO; 4) CO₂.

ТЕСТ 11

Дополните:

1. Химическая связь, образованная за счет спаренных электронов (неподеленной электронной пары) во внешнем энергетическом уровне одного атома и свободной, не занятой электронами, орбитали другого атома, называется ...
2. Угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов, называется ...

- 1) гексафторид серы, фторид аммония, фторид кислорода;
 - 2) хлорид аммония, хлорид фосфора (III), хлорид кремния (IV);
 - 3) фторид калия, хлорид калия, фторид аммония;
 - 4) метан, карбонат калия, ацетилен.
7. Длина связи в ряду $H_2Te \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2S$:
- 1) не изменяется;
 - 2) увеличивается;
 - 3) уменьшается;
 - 4) сначала уменьшается, затем растёт.
8. Молекула, имеющая форму тетраэдра:
- 1) $FeCl_3$
 - 2) $BaCl_2$
 - 3) NH_3
 - 4) SiF_4
9. Число двойных связей уменьшается в ряду:
- 1) NO, CS_2, SO_3 ;
 - 2) C_2H_4, C_2H_2, NO ;
 - 3) SO_3, H_2SO_4, H_3PO_4 ;
 - 4) N_2, PCl_3O, C_3H_6 .
10. Дипольный момент молекулы HJ равен, если длина диполя $0,875 \cdot 10^{-11}m$:
- 1) 0,78 D;
 - 2) 2,05 D;
 - 3) 1,87 D;
 - 4) 0,42 D.

ТЕСТ 13

Дополните

1. Атом, отдающий свободную орбиталь для образования связи, называется ...
2. Избыточный положительный атом в молекуле, называется ...
3. Межмолекулярное взаимодействие, которое возникает между полярной и неполярной молекулами, причем первая деформирует электронное облако второй, называется ...

4. Установите соответствие

Вид связи	Свойства связи
1) ковалентная	а) направленность
2) ионная	б) поляризуемость
	в) насыщенность
	г) ненаправленна
	д) ненасыщена

Выберите правильный ответ

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле CH_4 :
- 1) sp^- ;
 - 2) sp^2^- ;
 - 3) sp^3^- ;
 - 4) spd^- .
6. Соединение, в котором реализуется ковалентная неполярная связь:
- 1) CrO_3 ;
 - 2) P_2O_5 ;
 - 3) SO_2 ;
 - 4) F_2 .
7. Длина ковалентной связи увеличивается в ряду:
- 1) PCl_3, PBr_3, PH_3 ;
 - 2) NH_3, NF_3, NCl_3 ;
 - 3) SO_2, CO_2, NO_2 ;
 - 4) $BrCl_3, BrF_3, HBr$.
8. Молекула, в которой химическая связь наиболее прочна:
- 1) иодоводород;
 - 2) кислород;
 - 3) хлор;
 - 4) азот.
9. Число двойных связей увеличивается в ряду:
- 1) SO_2, H_2SO_3, H_3PO_4 ;
 - 2) C_2H_6, C_2H_4, NO ;
 - 3) CO, CS_2, SO_3 ;
 - 4) N_2, PCl_3O, C_3H_6 .
10. Дипольный момент молекулы HBr равен, если длина диполя $1,62 \cdot 10^{-11}m$:
- 1) 0,78 D;
 - 2) 2,05 D;
 - 3) 1,87 D;
 - 4) 1,06 D.

ТЕСТ 14

Дополните:

1. Химическая связь в молекуле, образованная за счет атомов, каждый из которых может выступать и в роли донора и в роли акцептора, называется ...
2. Связь, за счет которой взаимодействующие атомы удерживаются в молекуле, называется ...
3. Система из двух противоположных по знаку зарядов, равных по величине и расположенных на определенном расстоянии, называется ...

4. Установите соответствие:

Тип гибридизации	Механизм образования и форма молекул
1) sp-	а) гибридизация одной s- и трех p-орбиталей;
2) sp ² -	б) тетраэдрическая;
3) sp ³ -	в) гибридизация одной s- и двух p-орбиталей;
	г) треугольная;
	д) гибридизация одной s- и одной p-орбитали;
	е) линейная.

Выберите правильный ответ:

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле $MgCl_2$:

- 1) sp-;
- 2) sp²-;
- 3) sp³-;
- 4) spd-.

6. Длина связи Э-О увеличивается в ряду:

- 1) оксид кремния(IV), оксид углерода(IV);
- 2) оксид серы(IV), оксид теллура(IV);
- 3) оксид стронция, оксид бериллия;
- 4) оксид серы(IV), оксид углерода(IV).

7. Молекула, в которой одна из ковалентных связей образована по донорно-акцепторному механизму:

- 1) NH_3 ;
- 2) NH_4Cl ;
- 3) NO ;
- 4) N_2 .

8. Вещество, имеющее молекулярное строение:

- 1) вода;
- 2) оксид натрия;
- 3) оксид кремния;
- 4) алмаз.

9. Число σ -связей увеличивается в ряду:

- 1) H_2SO_4 , PCl_5 , HJ ;
- 2) H_3PO_4 , WF_6 , $SiCl_4$;
- 3) NH_3 , $HClO_4$, SiF_4 ;
- 4) SO_2 , SO_3 , SF_6 .

10. Длина диполя молекулы H_2S равна, если дипольный момент $0,93 D$:

- 1) $1,94 \cdot 10^{-11} m$;
- 2) $2,30 \cdot 10^{-11} m$;
- 3) $0,72 \cdot 10^{-11} m$;
- 4) $1,50 \cdot 10^{-11} m$.

ТЕСТ 15

Дополните:

1. Химическая связь, образуемая протонированным атомом водорода с сильно электроотрицательным элементом той же или другой молекулы, называется ...

Энергетическая перестройка структуры атома называется ...

3. Химическая связь, с помощью которой осуществляется взаимодействие между частицами в кристаллах металлов, называется ...

4. Установите соответствие:

Разница в электроотрицательности	Тип химической связи
1) $\Delta X = 0$	а) связь ковалентная неполярная;
2) $\Delta X = 0,5$	б) связь ковалентная полярная;
3) $\Delta X = 2,1$	в) связь на 50 % ионная;
4) $\Delta X > 2,1$	г) связь ионная

Выберите правильный ответ:

5. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле BCl_3 :

- 1) sp-;
- 2) sp²-;

3) sp^3 -;

4) spd -.

6. Вещества, имеющие ковалентную неполярную связь:

- 1) водород и графит;
- 2) кислород и алюминий;
- 3) хлор и аргон;
- 4) азот и аммиак.

7. Длина связи Э-Сl увеличивается в ряду:

- 1) хлорид углерода(IV), хлорид сурьмы(III);
- 2) хлорид мышьяка(III), хлорид фосфора(III);
- 3) хлорид олова(IV), хлорид фосфора(V);
- 4) хлорид ванадия(III), хлорид бора(III).

8. Атом, который образует с атомом водорода наиболее прочные водородные связи:

- 1) азот;
- 2) кислород;
- 3) хлор;
- 4) сера.

9. Число двойных связей уменьшается в ряду:

- 1) NO_2 , CS_2 , SO_2 ;
- 2) C_2H_2 , C_2H_6 , N_2O_5 ;
- 3) SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 ;
- 4) O_2 , PCl_3 , C_3H_8 .

10. Дипольный момент молекулы HCl равен, если длина диполя $2,2 \cdot 10^{-11} m$:

- 1) 0,45 D;
- 2) 2,05 D;
- 3) 1,87 D;
- 4) 1,06 D.

Тема: «Закономерности протекания химических процессов»

ТЕСТ 1

Дополните:

1. Наука о превращениях различных видов энергии при взаимодействии между объектами, которые ограничиваются тепловым обменом и работой называется ...
2. Разность сумм энтальпий образования продуктов реакции и сумм энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении химической реакции при $p = const$, называется ...
3. Теплота не может переходить сама собой от менее нагретого тела к более нагретому ...

4. Установите соответствие:

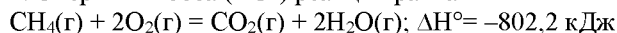
Воздействующий фактор	Смещение равновесия
1) повышение давления	а) в сторону исходных веществ
2) понижение температуры	б) в сторону меньшего объема
3) понижение концентрации исходных веществ	в) в сторону экзотермической реакции

Выберите правильный ответ:

5. Энтальпия образования карбоната магния равна, если при его разложении поглощается 100,9 кДж тепла ($\Delta H^\circ(MgO) = -635,1$ кДж/моль, $\Delta H^\circ(CO_2) = -393,5$ кДж/моль)

- 1) -894,1 кДж/моль;
- 2) -1095,9 кДж/моль;
- 3) -208,0 кДж/моль;
- 4) 308,9 кДж/моль.

6. Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна



($S^\circ(CO_2) = 213,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(H_2O) = 188,72$ Дж/моль·К;

$S^\circ(CH_4) = 186,27$ Дж/моль·К; $S^\circ(O_2) = 205,04$ Дж/моль·К)

- 1) -800,6 кДж;
- 2) -400,3 кДж;
- 3) 800,6 кДж;
- 4) 400,3 кДж.

7. Скорость прямой реакции $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2HCl(g)$ при повышении давления в 2 раза возрастет

- 1) в 2 раза;
- 2) в 8 раз;
- 3) в 4 раза;
- 4) в 12 раз.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при повышении температуры на 40° скорость реакции увеличилась в 16 раз

- 1) 8;
- 2) 4;
- 3) 2;
- 4) 3.

9. Константа равновесия реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{CaO}(\text{кр}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{кр})$

- 1) $K_p = [\text{CO}_2] [\text{CaO}] / [\text{CaCO}_3]$; 2) $K_p = [\text{CO}_2] / [\text{CaCO}_3]$;
3) $K_p = 1/[\text{CO}_2]$; 4) $K_p = [\text{CaO}] / [\text{CaCO}_3]$.

10. Равновесие реакции $2\text{ZnS}(\text{кр}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{ZnO}(\text{кр}) + 2\text{SO}_2(\text{кр})$, $\Delta H < 0$ сместится влево при:

- 1) увеличении концентрации кислорода;
2) дополнительном введении ZnO;
3) повышении температуры;
4) повышении давления.

ТЕСТ 2

Дополните

1. Наука, рассматривающая явления, относящиеся к области химии, называется ...
2. Тепловой эффект процесса зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода ...
3. Термодинамическая функция, которая характеризует меру неупорядоченности системы или меру беспорядка, называется ...

4. Установите соответствие

Порядок реакции	Определение
1) формальный 2) кинетический	а) порядок реакции определяется только экспериментальным путем; б) порядок реакции равен сумме показателей степеней концентраций в уравнении, выражающем зависимость скорости реакции от концентраций.

Выберите правильный ответ

5. Тепловой эффект (ΔH°) реакции $2\text{Mg}(\text{кр}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{MgO}(\text{кр}) + \text{C}(\text{графит})$ равен ($\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{MgO}) = -601,8 \text{ кДж/моль}$)

- 1) 810,1 кДж; 2) 405,1 кДж; 3) -810,1 кДж; 4) -405,1 кДж.

6. Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна $\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) = \text{CS}_2(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г})$; $\Delta H^\circ = 1104 \text{ кДж}$ ($S^\circ(\text{CO}_2) = 213,66 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$; $S^\circ(\text{SO}_2) = 248,07 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$; $S^\circ(\text{CS}_2) = 237,77 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$; $S^\circ(\text{O}_2) = 205,04 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$)

- 1) -530,5 кДж; 2) -1061 кДж; 3) 530,5 кДж; 4) 1061 кДж.

7. Скорость прямой реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ при повышении давления в 2 раза возрастет

- 1) в 2 раза; 2) в 8 раз; 3) в 4 раза; 4) в 12 раз.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. При повышении температуры на 20° скорость реакции возрастет в

- 1) 4 раза; 2) 8 раз; 3) 16 раз; 4) 32 раза.

9. Константа равновесия реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$

- 1) $K_p = [\text{CO}_2]^2 / [\text{CO}]^2 [\text{O}_2]$; 2) $K_p = [\text{CO}_2] / [\text{CO}]$;
3) $K_p = 1/[\text{CO}_2]$; 4) $K_p = [\text{CO}] / [\text{CO}_2]$.

10. Равновесие реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{CaO}(\text{кр}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{кр})$, $\Delta H < 0$ сместится влево при ...

- 1) повышении давления; 2) повышении концентрации CO_2 ;
3) дополнительном введении CaCO_3 ; 4) повышении температуры.

ТЕСТ 3

Дополните

1. Всякий объект термодинамического изучения называется ...
2. Сумму поглощаемой теплоты и всей работы, выполняемой средой над данной системой, за вычетом работы внешнего давления, называют ...
3. Наука о скоростях и механизмах химических реакций, законах, которым подчиняется развитие химической реакции во времени, называется ...

4. Установите соответствие

Законы и правила	Формулировка
1) Гесса 2) Гульдберга и Вааге	а) при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ в степени их стехиометрических коэффициентов;

3) Вант-Гоффа	б) тепловой эффект процесса зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода; в) повышение температуры реакционной смеси на 10° приводит к увеличению скорости химической реакции чаще всего в 2–4 раза и реже в 5–7 раз.
---------------	--

Выберите правильный ответ

5. Энтальпия образования $N_2O(g)$ равна, если термохимическое уравнение реакции $C(графит) + 2N_2O(g) = CO_2(g) + 2N_2(g)$; $\Delta H^\circ = -557,5 \text{ кДж}$; ($\Delta H^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$)

- 1) -164 кДж/моль ; 2) 82 кДж/моль ;
3) -82 кДж/моль ; 4) 164 кДж/моль .

6. Температура, при которой наступит равновесие в системе, равна $4HCl(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$; $\Delta H^\circ = -114,42 \text{ кДж}$

$S^\circ(Cl_2) = 222,98 \text{ Дж/моль} \cdot K$;
 $S^\circ(H_2O) = 188,72 \text{ Дж/моль} \cdot K$;
 $S^\circ(HCl) = 186,79 \text{ Дж/моль} \cdot K$;
 $S^\circ(O_2) = 205,04 \text{ Дж/моль} \cdot K$

- 1) $688,35 \text{ К}$; 2) $700,00 \text{ К}$; 3) $888,35 \text{ К}$; 4) $900,00 \text{ К}$.

7. Скорость реакции $CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow COCl_2(g)$ при повышении концентрации оксида углерода (II) в 2 раза увеличится ...

- 1) в 2 раза; 2) в 4 раза; 3) в 6 раз; 4) в 8 раз.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при повышении температуры на 30° скорость реакции увеличилась в 27 раз

- 1) 8; 2) 4; 3) 2; 4) 3.

9. Константа равновесия реакции $2NO(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$

- 1) $K_p = [NO_2]^2 / [NO]^2 [O_2]$; 2) $K_p = [NO_2] / [NO]$;
3) $K_p = 1/[NO_2]$; 4) $K_p = [NO] / [NO_2]$.

10. Реакция, для которой повышение давления вызовет смещение равновесия вправо это

- 1) $2NF_3(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 6HF(g) + N_2(g)$; 2) $CH_4(g) + 4S(s) \leftrightarrow CS_2(g) + 2H_2S(g)$;
3) $2NO_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2NOCl(g)$; 4) $2O_3(g) \leftrightarrow 3O_2(g)$.

ТЕСТ 4

Дополните

1. Тело или группа тел, или совокупность веществ, находящихся во взаимодействии и обособленных от окружающей их внешней среды, называется ...
2. Изменение энтальпии в процессе образования данного вещества в стандартном состоянии из термодинамически устойчивых форм простых веществ, также находящихся в стандартных состояниях, называется ...
3. Совокупность стадий, из которых складывается химическая реакция, называется ...

4. Установите соответствие

Путь процесса	Постоянный параметр состояния
1) изобарно-изотермический	а) объем и температура;
2) изохорно-изотермический	б) отсутствует обмен теплотой между системой и внешней средой;
3) адиабатный	в) давление и температура.

Выберите правильный ответ:

5. Энтальпия образования жидкой воды равна, если при взаимодействии 1 моль водорода и 0,5 моль кислорода выделилось 285,83 кДж тепла

- 1) $-285,83 \text{ кДж/моль}$; 2) $142,9 \text{ кДж/моль}$;
3) $-142,9 \text{ кДж/моль}$; 4) $285,83 \text{ кДж/моль}$.

6. Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна $NH(g) + HCl(g) = NH_4Cl(кр)$; $\Delta H^\circ = -175,97 \text{ кДж}$

$S^\circ(NH_4Cl_{кр}) = 95,81 \text{ Дж/моль} \cdot K$;
 $S^\circ(NH_3(g)) = 192,66 \text{ Дж/моль} \cdot K$;
 $S^\circ(HCl(g)) = 186,79 \text{ Дж/моль} \cdot K$

- 1) $75,97 \text{ кДж}$; 2) $-87,9 \text{ кДж}$; 3) $87,9 \text{ кДж}$; 4) $-91,45 \text{ кДж}$.

7. Скорость прямой реакции $CO_2(g) + 2SO_2(g) \rightarrow CS_2(g) + 4O_2(g)$ при понижении давления в 3 раза уменьшится

- 1) в 3 раза; 2) в 6 раз; 3) в 9 раз; 4) в 27 раз.

8. Температуру газообразной смеси следует повысить для увеличения скорости реакции в 81 раз (температурный коэффициент равен 3) на

- 1) 20°; 2) 30°; 3) 40°; 4) 50°.

9. Константа равновесия реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$

- 1) $K_p = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]$; 2) $K_p = [\text{SO}_3] / [\text{SO}_2]$;
3) $K_p = 1 / [\text{SO}_2]$; 4) $K_p = [\text{SO}_2] / [\text{SO}_3]$.

10. Равновесие реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{MgO}(\text{кр}) \leftrightarrow \text{MgCO}_3(\text{кр})$, $\Delta H < 0$ сместится влево при ...

- 1) повышении давления; 2) повышении концентрации CO_2 ;
3) дополнительном введении MgCO_3 ; 4) повышении температуры.

ТЕСТ 5

Дополните:

1. Все, что окружает систему, называется ...
2. Процесс идущий с выделением теплоты называется ...
3. Количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции в единицу времени на единицу объема (для гомогенной системы) или на единицу поверхности раздела фаз (для гетерогенной системы), называется ...

4. Установить соответствие:

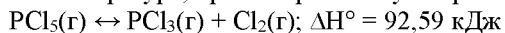
Механизм химической реакции	Определение
1) простая 2) сложная	а) химическая реакция протекает через несколько промежуточных стадий; б) химическая реакция протекает в одну стадию.

Выберите правильный ответ:

5. Энтальпия образования хлороводорода равна, если при взаимодействии 1 моль водорода и 1 моль хлора выделилось 184 кДж тепла:

- 1) -92 кДж/моль; 2) 92 кДж/моль;
3) -184 кДж/моль; 4) 184 кДж/моль.

6. Температура, при которой наступит равновесие в системе, равна



$$S^\circ(\text{Cl}_2) = 222,98 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^\circ(\text{PCl}_5) = 364,47 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^\circ(\text{PCl}_3) = 311,71 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

- 1) 688,3 К; 2) 543,9 К; 3) 888,5 К; 4) 900,0 К.

7. Скорость прямой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HBr}(\text{г})$ при повышении давления в 3 раза возрастет:

- 1) в 9 раз; 2) в 12 раз; 3) в 6 раз; 4) в 3 раза.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при повышении температуры на 30° скорость реакции увеличилась в 27 раз:

- 1) 8; 2) 4; 3) 2; 4) 3.

9. Константа равновесия реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{COCl}_2(\text{г})$

- 1) $K_p = [\text{COCl}_2]^2 / [\text{CO}]^2 [\text{Cl}_2]$; 2) $K_p = [\text{CO}] / [\text{Cl}_2]$;
3) $K_p = 1 / [\text{COCl}_2]$; 4) $K_p = [\text{CO}] / [\text{COCl}_2]$.

10. Реакция, в которой увеличение объема системы не вызовет смещения равновесия, – это

- 1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$; 2) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$;
3) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$; 4) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$.

ТЕСТ 6

Дополните

1. Системы, внутри которых нет поверхностей раздела, отделяющих друг от друга части системы, различающиеся по свойствам, называются ...
2. Процесс, идущий с поглощением теплоты, называется ...

3. Изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени в единице объема или число элементарных актов взаимодействия в единицу времени в единице объема, называется ...

4. Установите соответствие

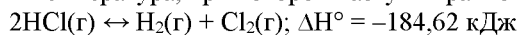
Правила и законы	Математические выражения этих правил и законов
1) действия масс	а) $\Delta H = \sum \Delta H_{\text{кон}} - \sum \Delta H_{\text{исх}}$
2) Гесса	б) $v_{t2} = v_{t1} \gamma^{t2 - t1/10}$
3) Вант-Гоффа	в) $v = k[A]^a[B]^b$

Выберите правильный ответ

5 Энтальпия образования оксида азота(II) равна, если при взаимодействии 1 моль азота и 1 моль кислорода поглотилось 182,52 кДж тепла?

- 1) -182,52 кДж/моль; 2) -91,26 кДж/моль;
3) 91,26 кДж/моль; 4) 182,52 кДж/моль.

6 Температура, при которой наступит равновесие в системе, равна



$$S^\circ(\text{Cl}_2) = 222,98 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^\circ(\text{H}_2) = 130,52 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^\circ(\text{HCl}) = 186,79 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

- 1) 6883 К; 2) 5439 К; 3) 8885 К; 4) 9194 К.

7 Скорость прямой реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{графит}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$ при повышении давления в 4 раза возрастет

- 1) в 4 раза; 2) в 8 раз; 3) в 16 раз; 4) в 32 раза.

8 Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при повышении температуры на 50° скорость реакции увеличилась в 32 раза

- 1) 5; 2) 4; 3) 2; 4) 3.

9 Константа равновесия реакции $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$ равна, если равновесные концентрации (моль/дм³) равны: $[\text{Cl}_2] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,016$; $[\text{HCl}] = 0,08$;

$$[\text{O}_2] = 0,1$$

- 1) 0,1; 2) 0,04; 3) 0,2; 4) 0,3.

10 Набор реакций, в которых увеличение объема системы не вызовет смещения равновесия, – это

1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{г})$ $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г});$	2) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г});$
3) $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г});$	4) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$ $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}).$

ТЕСТ 7

Дополните

1 Системы, в которых существуют поверхности раздела, отделяющие друг от друга части системы, различающиеся по свойствам, называются ...

2 Процесс перехода от одного равновесного состояния к другому равновесию называется ...

3 Невозможен процесс, единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу. Вечный двигатель второго рода невозможен ...

4 Установить соответствие:

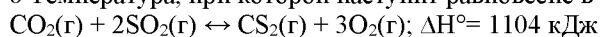
Закон термодинамики	Формулировка закона
1) первый	а) любое вещество имеет определенную положительную энтропию, но при абсолютном нуле энтропия может стать равной нулю, и она равна нулю для чистых, правильно образованных кристаллических веществ; б) вечный двигатель первого рода невозможен; в) теплота не может переходить сама собой от менее нагретого тела к более нагретому.
2) второй	
3) третий	

Выберите правильный ответ:

5 Энтальпия образования карбоната кальция равна, если при его разложении выделяется +178,2 кДж тепла ($\Delta H^\circ(\text{CaO}) = -601,5 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$)

- 1) -894,1 кДж/моль; 2) -1095,9 кДж/моль;
3) -1206,8 кДж/моль; 4) 308,9 кДж/моль.

6 Температура, при которой наступит равновесие в системе, равна



$$S^\circ(\text{CO}_2) = 213,66 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; S^\circ(\text{SO}_2) = 248,07 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$S^\circ(\text{CS}_2) = 237,77 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$; $S^\circ(\text{O}_2) = 205,04 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

- 1) 5305 К; 2) 7715 К; 3) 6305 К; 4) 8061 К.

7 Скорость прямой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$ при повышении давления в 5 раз возрастет

- 1) в 5 раз; 2) в 10 раз; 3) в 25 раз; 4) в 125 раз.

8 Температурный коэффициент скорости реакции равен

- 1) 5; 2) 4; 3) 2; 4) 3.

если при повышении температуры на 30° скорость реакции увеличилась в 64 раза

9 Константа равновесия для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равна, если в состоянии равновесия концентрации веществ были (моль/дм³): $[\text{NO}] = 0,56$; $[\text{O}_2] = 0,28$; $[\text{NO}_2] = 0,44$

- 1) 2,2; 2) 5,6; 3) 2,8; 4) 4,4.

10 Реакция, в которой увеличение объема системы не вызовет смещения равновесия, – это

- 1) $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$; 2) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$;
3) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$; 4) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$.

ТЕСТ 8

Дополните:

1. Система, которая обменивается с внешней средой и энергией, и веществом, называется ...
2. Сумму поглощаемой теплоты и всей работы, выполняемой внешней средой над данной системой, за вычетом работы внешнего давления, называют ...
3. При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ в степени их стехиометрических коэффициентов ...

4. Установите соответствие:

Изменение ΔG	Возможность или невозможность протекания процесса
1) больше нуля	а) процесс термодинамически разрешен;
2) равно нулю	б) процесс термодинамически запрещен;
3) меньше нуля	в) в системе наступило равновесие.

Выберите правильный ответ:

5. Энтальпия образования оксида углерода (II) равна, если при взаимодействии 1 моль углерода и 0,5 моль кислорода выделилось 110,53 кДж тепла

- 1) 110,53 кДж/моль; 2) 221,06 кДж/моль;
3) –221,06 кДж/моль; 4) –110,53 кДж/моль.

6. Изменение энтропии (ΔS°) реакции $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{кр})}$ равно

$S^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{кр})}) = 95,81 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$;

$S^\circ(\text{NH}_3(\text{г})) = 192,66 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$;

$S^\circ(\text{HCl}(\text{г})) = 186,79 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

- 1) 192,66 Дж/К; 2) –283,64 Дж/К;
3) 186,79 Дж/К; 4) –95,81 Дж/К.

7. Скорость прямой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$ при повышении давления в 4 раза возрастет

- 1) в 4 раза; 2) в 16 раз; 3) в 8 раз; 4) в 12 раз.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при повышении температуры на 60° скорость реакции увеличилась в 64 раза

- 1) 4; 2) 5; 3) 2; 4) 3.

9. Константа равновесия реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{C}(\text{графит})$

- 1) $K_p = [\text{H}_2\text{O}]/[\text{CO}][\text{H}_2]$; 2) $K_p = [\text{CO}] / [\text{C}]$;
3) $K_p = 1/[\text{H}_2\text{O}]$; 4) $K_p = [\text{CO}] / [\text{H}_2\text{O}]$.

10 Равновесие реакции $\text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ при понижении давления сместится

- 1) в сторону конечных продуктов; 2) в сторону исходных веществ;
3) не сместится; 4) проходит через максимум концентраций.

ТЕСТ 9

Дополните:

1. Система, которая обменивается с внешней средой только энергией, называется ...
2. Если в каком-нибудь процессе энергия одного вида исчезает, то вместо нее появляется энергия в другой форме в количестве, строго эквивалентном первому ...

3. Сумма показателей степеней концентраций в уравнении, выражающем зависимость скорости реакции от концентраций, называется ...

4. Установите соответствие:

Воздействующий фактор	Смещение равновесия
1) повышение давления	а) в сторону меньшего объема системы
2) повышение температуры	б) в сторону эндотермического процесса
3) повышение концентрации	в) в сторону конечных продуктов реакции

Выберите правильный ответ:

5. Энтальпия образования жидкого сероуглерода равна, если при взаимодействии 1 моль углерода и 2 моль серы поглотилось 88,7 кДж тепла:

- 1) -88,7 кДж/моль; 2) 177,4 кДж/моль;
3) -177,4 кДж/моль; 4) 88,7 кДж/моль.

6. Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$; $\Delta H^\circ = -184,62$ кДж:

$S^\circ(\text{HCl}(\text{г})) = 186,79$ Дж/моль · К;

$S^\circ(\text{H}_2(\text{г})) = 130,52$ Дж/моль · К;

$S^\circ(\text{Cl}_2(\text{г})) = 222,98$ Дж/моль · К

- 1) 190,6 кДж; 2) -190,6 кДж; 3) 95,3 кДж; 4) -95,3 кДж.

7. Скорость реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$ при повышении концентрации оксида углерода(II) и хлора в 2 раза увеличится:

- 1) в 2 раза; 2) в 4 раза; 3) в 6 раз; 4) в 8 раз.

8. Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при увеличении температуры на 40° скорость реакции возросла в 81 раз:

- 1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5.

9. Константа равновесия реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$:

- 1) $K_p = [\text{CO}_2] / [\text{H}_2\text{O}]$; 2) $K_p = [\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{CO}_2][\text{H}_2]^4$;
3) $K_p = 1/[\text{CO}_2]$; 4) $K_p = [\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{CO}_2][\text{H}_2]^4$.

10. Равновесие реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ при повышении давления сместится

- 1) в сторону конечных продуктов; 2) в сторону исходных веществ;
3) не сместится; 4) пройдет через максимум.

ТЕСТ 10

Дополните:

1. Система, которая лишена возможности обмена веществом или энергией с внешней средой и имеет постоянный объем, называется ...

2. Вечный двигатель первого рода невозможен (нельзя получить работу, не затратив на это энергию) ...

3. Повышение температуры реакционной смеси на 10° приводит к увеличению скорости химической реакции чаще всего в 2 – 4 раза и реже в 5 – 7 раз ...

4. Установите соответствие:

Параметр состояния	Характеристика
1) внутренняя энергия	а) общий запас энергии в системе;
2) энтальпия	б) теплосодержание системы;
3) энтропия	в) мера упорядоченности системы или мера беспорядка

Выберите правильный ответ

5. Энтальпия образования газообразного сероводорода равна, если при взаимодействии 1 моль водорода и 1 моль серы выделилось 20,6 кДж тепла

- 1) -10,3 кДж/моль; 2) 10,3 кДж/моль;
3) -20,6 кДж/моль; 4) 20,6 кДж/моль.

6. Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{кр}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H^\circ = +96,61$ кДж

$S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр})) = 87,45$ Дж/моль · К;

$S^\circ(\text{H}_2(\text{г})) = 130,52$ Дж/моль · К;

$S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) = 188,72$ Дж/моль · К;

$S^\circ(\text{Fe}(\text{кр})) = 27,15$ Дж/моль · К)

- 1) +55,28 кДж; 2) -87,45 кДж;

- 3) +27,15 кДж; 4) +188,72 кДж.
7. Скорость прямой реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ при повышении давления в 3 раза возрастет
 1) в 3 раза; 2) в 9 раз; 3) в 27 раз; 4) в 12 раз.
8. Скорость реакции возрастет, если температуру повысить на 20° ($\gamma = 2$)
 1) в 2 раза; 2) в 4 раза; 3) в 6 раз; 4) в 8 раз.
9. Константа равновесия реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{C}(\text{графит}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 1) $K_p = [\text{CO}] / [\text{H}_2\text{O}]$; 2) $K_p = [\text{H}_2\text{O}] / [\text{CO}][\text{H}_2]$;
 3) $K_p = 1/[\text{CO}_2]$; 4) $K_p = [\text{H}_2\text{O}] / [\text{C}][\text{H}_2]$.
10. Равновесие реакции $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$ при повышении давления сместится
 1) вправо; 2) влево; 3) не сместится; 4) имеет минимум.

ТЕСТ 11

Дополните:

- 1 Совокупность всех гомогенных частей системы, одинаковых по составу и по всем физическим и химическим свойствам, не зависящим от количества вещества и отделенных друг от других частей системы некоторой поверхностью раздела, называется ...
- 2 Совокупность промежуточных состояний, через которые проходит система, называют ...
- 3 Химическая реакция протекающая в сторону образования продуктов реакции называется ...

4 Установите соответствие

Путь процесса	Параметр состояния
1) изобарно-изотермический; 2) изохорно-изотермический; 3) адиабатный.	а) объем и температура постоянны; б) отсутствует обмен теплотой между системой и внешней средой, но связывается работой; в) давление и температура постоянны.

Выберите правильный ответ:

5. Энтальпия образования газообразного оксида серы (IV) равна, если при взаимодействии 1 моль кислорода и 1 моль серы выделилось 296,9 кДж тепла:
 1) 210,6 кДж/моль; 2) 296,9 кДж/моль;
 3) -210,6 кДж/моль; 4) -296,9 кДж/моль.
6. Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{кр})$; $\Delta H^\circ = -175,97$ кДж
 $S^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}(\text{кр})) = 95,81$ Дж/моль · К;
 $S^\circ(\text{NH}_3(\text{г})) = 192,66$ Дж/моль · К;
 $S^\circ(\text{HCl}(\text{г})) = 186,79$ Дж/моль · К :
 1) 75,97 кДж; 2) -87,9 кДж; 3) 87,9 кДж; 4) -91,45 кДж.
7. Скорость прямой реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ изменится, если увеличить давление системы в 2 раза:
 1) в 8 раз; 2) в 6 раз; 3) в 27 раз; 4) в 9 раз.
8. Температуру газообразной смеси следует повысить для увеличения скорости реакции в 32 раза (температурный коэффициент равен 2) на:
 1) 20° ; 2) 30° ; 3) 40° ; 4) 50° .
9. Константа равновесия реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$:
 1) $K_p = [\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]^2$; 2) $K_p = [\text{N}_2][\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]^2$;
 3) $K_p = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2][\text{H}_2]^3$; 4) $K_p = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2]$.
10. Направление смещения равновесие реакции: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$ при повышении давления:
 1) не сместится; 2) в сторону конечных продуктов;
 3) в сторону исходных веществ; 4) имеет максимум.

ТЕСТ 12

Дополните:

- 1 Фазы, состоящие из одного химически индивидуального вещества, называются ...
- 2 Совокупность стадий, из которых складывается химическая реакция, называется ...
- 3 Химическая реакция, протекающая в сторону исходных продуктов реакции, называется ...

4 Установите соответствие:

Путь процесса	Параметр состояния

1) изобарный 2) изохорный 3) изотермический	а) давление постоянно б) объем постоянен в) температура постоянна
---	---

Выберите правильный ответ:

5 Энтальпия образования газообразного этилена равна, если при взаимодействии 2 моль водорода и 2 моль углерода поглотилось 52,3 кДж тепла

- 1) -26,15 кДж/моль; 2) 52,3 кДж/моль;
3) -52,3 кДж/моль; 4) 26,15 кДж/моль.

6 Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна

- $O_2(g) + 2CO(g) = 2CO_2(g)$; $\Delta H^\circ = -566$ кДж
($S^\circ(CO_2) = 213,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(O_2(g)) = 205,04$ Дж/моль·К; $S^\circ(CO(g)) = 197,55$ Дж/моль·К)
1) 197,55 кДж; 2) -514,5 кДж;
3) -205,04 кДж; 4) -213,66 кДж.

7 Скорость реакции увеличится в ... раз, если начальная концентрация исходных веществ в системе $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ была равна (моль/дм³): $[CO] = 0,3$; $[Cl_2] = 0,2$, а через некоторое время концентрации $[CO]$ повысили до 0,6, а $[Cl_2]$ – до 1,2.

- 1) 6; 2) 8;
3) 12; 4) 10.

8 Температуру газообразной смеси следует повысить для увеличения скорости реакции в 16 раз (температурный коэффициент равен 2) на ...

- 1) 20°; 2) 30°;
3) 40°; 4) 50°.

9 Константа равновесия реакции $C(\text{графит}) + H_2O(g) \leftrightarrow CO(g) + H_2(g)$

- 1) $K_p = [CO][H_2] / [H_2O]$; 2) $K_p = [H_2O] / [CO][H_2]$;
3) $K_p = 1/[CO_2]$; 4) $K_p = [H_2O] / [C][H_2]$.

10 Направление смещения равновесие реакции: $CO_2(g) + C(\text{графит}) \leftrightarrow 2CO(g)$ при повышении давления

- 1) не сместится; 2) в сторону конечных продуктов;
3) в сторону исходных веществ; 4) имеет линейный характер.

ТЕСТ 13

Дополните:

- 1 Фазы, содержащие два или больше индивидуальных веществ, называются ...
2 Всякое изменение состояния системы, связанное с изменением хотя бы одного параметра, называется ...
3 При равенстве скоростей прямой и обратной реакции наступает состояние ...

4 Установите соответствие:

Воздействующий фактор	Смещение равновесия
1) понижение давления	а) в сторону большего объема системы
2) понижение температуры	б) в сторону экзотермического процесса
3) понижение концентрации	в) в сторону исходных веществ

Выберите правильный ответ:

5 Энтальпия образования жидкой воды равна, если при взаимодействии 2 моль водорода и 1 моль кислорода выделилось 571,66 кДж тепла

- 1) -285,83 кДж/моль; 2) 285,83 кДж/моль;
3) -571,66 кДж/моль; 4) 571,66 кДж/моль.

6 Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна

- $O_2(g) + 4HCl(g) \leftrightarrow 2H_2O(g) + Cl_2(g)$; $\Delta H^\circ = -114,5$ кДж
($S^\circ(H_2O(g)) = 188,72$ Дж/моль·К; $S^\circ(Cl_2(g)) = 222,98$ Дж/моль·К; $S^\circ(HCl(g)) = 186,79$ Дж/моль·К; $S^\circ(O_2(g)) = 205,04$ Дж/моль·К)
1) 9,67 кДж; 2) -9,67 кДж;
3) 7,9 кДж; 4) -9,45 кДж.

7 Скорость прямой реакции $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2HCl(g)$ при повышении давления в 6 раз возрастет

- 1) в 6 раз; 2) в 36 раз;
3) в 28 раз; 4) в 12 раз.

8 Константа равновесия реакции $CH_4(g) + 2H_2O(g) \leftrightarrow CO_2(g) + 4H_2(g)$

- 1) $K_p = [\text{CO}_2][\text{H}_2]^4 / [\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]^2$; 2) $K_p = [\text{CH}_4] / [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]^2$;
 3) $K_p = [\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{CO}_2][\text{H}_2]^4$; 4) $K_p = [\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{H}_2]^4$.

9 Температуру газообразной смеси следует повысить для увеличения скорости реакции в 16 раз (температурный коэффициент равен 4) на ...

- 1) 20°; 2) 30°;
 3) 40°; 4) 50°.

10 Реакция, в которой увеличение объема системы вызовет смещения равновесия в сторону, исходных веществ – это ...

- 1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$; 2) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$;
 3) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$; 4) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$.

ТЕСТ 14

Дополните:

- 1 Вещества, входящие в состав фаз, называются ...
 2 Состояние системы с неравномерно изменяющимися во времени термодинамическими параметрами называется ...
 3 Отношение произведений равновесных молярных концентраций продуктов реакции к исходным веществам в степени их стехиометрических коэффициентов, называется ...

4 Установите соответствие:

Законы термодинамики	Формулировка
1) первый 2) второй	а) вечный двигатель первого рода невозможен (нельзя получить работу, не затратив на это энергию); б) если в каком-нибудь процессе энергия одного вида исчезает, то вместо нее появляется энергия в другой форме в количестве, строго эквивалентном первому; в) теплота не может переходить сама собой от менее нагретого тела к более нагретому; г) невозможен процесс, единственным результатом которого было бы превращение теплоты в работу. Вечный двигатель второго рода невозможен.

Выберите правильный ответ:

5 Энтальпия образования газообразного оксида азота (I) равна, если при взаимодействии 1 моль азота и 0,5 моль кислорода поглотилось 82 кДж тепла

- 1) –164 кДж/моль; 2) 164 кДж/моль;
 3) –82 кДж/моль; 4) 82 кДж/моль.

6 Энергия Гиббса (ΔG°) реакции равна $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$; $\Delta H^\circ = -92,4$ кДж
 ($S^\circ(\text{N}_2(\text{г})) = 200,00$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{NH}_3(\text{г})) = 192,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{H}_2(\text{г})) = 130,52$ Дж/моль·К):

- 1) 30,90 кДж; 2) –30,90 кДж;
 3) 10,45 кДж; 4) –10,45 кДж.

7 Скорость прямой реакции $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ изменится, если увеличить давление системы в 2 раза

- 1) в 2 раза; 2) в 16 раз;
 3) в 512 раз; 4) в 216 раз.

8 Температуру газообразной смеси следует повысить для увеличения скорости реакции в 8 раз (температурный коэффициент равен 2) на ...

- 1) 20°; 2) 30°;
 3) 40°; 4) 50°.

9 Константа равновесия реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$

- 1) $K_p = [\text{NO}] / [\text{NO}_2]$; 2) $K_p = [\text{O}_2] / [\text{NO}]^2$;
 3) $K_p = [\text{NO}_2]^2 / [\text{O}_2][\text{NO}]^2$; 4) $K_p = [\text{O}_2][\text{NO}]^2 / [\text{NO}_2]$.

10 Реакция, в которой увеличение объема системы не вызовет смещения равновесия, – это ...

- 1) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$; 2) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$;
 3) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$; 4) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$.

ТЕСТ 15

Дополните:

- 1 Совокупность параметров состояния определяет ...
- 2 Состояние системы, если термодинамические параметры со временем самопроизвольно не изменяются и сохраняют одинаковое значение в пределах каждой фазы, а энергия минимальна, называется ...
- 3 Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие будет ослаблено ...

4 Установите соответствие:

Путь процесса	Постоянный параметр состояния
1) изобарный	а) давление
2) изохорный	б) объем
3) изотермический	в) температура

Выберите правильный ответ:

5 Энтальпия образования газообразного аммиака равна, если при взаимодействии 3 моль водорода и 1 моль азота выделилось 91,88 кДж тепла

- 1) -91,88 кДж/моль; 2) 45,94 кДж/моль;
- 3) -45,94 кДж/моль; 4) 91,88 кДж/моль.

6 Изменение энтропии (ΔS°) реакции $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$ равно

($S^\circ(N_2(g)) = 200,00$ Дж/моль·К; $S^\circ(NH_3(g)) = 192,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(H_2(g)) = 130,52$ Дж/моль·К)

- 1) 192,66 Дж/К; 2) -206,20 Дж/К;
- 3) 287,9 Дж/К; 4) -345,2 Дж/К.

7 Скорость прямой реакции $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2HCl(g)$ при повышении давления в 4 раза возрастет

- 1) в 4 раза; 2) в 8 раз;
- 3) в 16 раз; 4) в 12 раз.

8 Температурный коэффициент скорости реакции равен, если при увеличении температуры на 60 скорость реакции возросла в 64 раза

- 1) 2; 2) 3;
- 3) 4; 4) 5.

9. Константа равновесия реакции $CO_2(g) + 4H_2(g) \leftrightarrow CH_4(g) + 2H_2O(g)$:

- 1) $K_p = [CO_2] / [H_2O]$; 2) $K_p = [CH_4][H_2O]^2 / [CO_2][H_2]^4$;
- 3) $K_p = 1/[CO_2]$; 4) $K_p = [H_2O]^2 / [CO_2][H_2]^4$.

10. Равновесие реакции $2ZnS(кр) + 3O_2(g) \leftrightarrow 2ZnO(кр) + 2SO_2(кр)$, $\Delta H < 0$ сместится влево при:

- 1) увеличении концентрации кислорода;
- 2) дополнительном введении ZnO;
- 3) повышении температуры;
- 4) повышении давления.

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ ДЛЯ РУБЕЖНОГО КОНТРОЛЯ

**Тема: «Закономерности протекания химических процессов.
Окислительно-восстановительные процессы»**

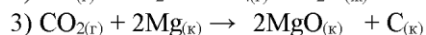
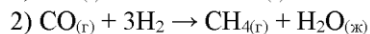
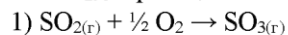
Билет № 1

1. Классификация химических реакции по различным признакам.
2. От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?
3. Определите ΔH°_{298} процесса образования мочевины:
 $2NH_3(g) + CO_2(g) = H_2O(ж) + (NH_2)_2CO(к)$, используя стандартные энтальпии образования участвующих в реакции веществ.
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$
5. В какую сторону смещается равновесие реакции $2H_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2H_2O(g)$ $\Delta H < 0$ при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Билет № 2

1. Какие реакции называются: а) экзотермическими; б) эндотермическими?
2. Что называется химическим равновесием?

3. Оцените знак ΔS°_{298} в реакциях:



Подтвердите свои выводы расчетами.

4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl}$

5. В какую сторону смещается равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta H < 0$ при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Билет № 3

1. Что называется тепловым эффектом реакции? В каких единицах он выражается?
2. От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?
3. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2$ при увеличении давления в 2 раза и неизменной температуре?
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 \downarrow + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2$ при увеличении давления в 2 раза и неизменной температуре?

Билет № 4

1. Что называется энтальпией? Какой знак имеет изменение энтальпии для: а) экзотермических реакций; б) эндотермических реакций?
2. Какие внешние факторы влияют на смещение химического равновесия?
3. Во сколько раз надо увеличить внешнее давление в системе, чтобы скорость реакции $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \rightarrow \text{C}(\text{г})$ увеличилась в 125 раз?
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $\text{NO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

Билет № 5

1. Как формулируется закон Гесса? Следствия из закона Гесса.
2. Какие реакции называются необратимыми и обратимыми?
3. Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при разбавлении смеси реагирующих газов в 3 раза?
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $\text{C} + \text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{CO}_2 \uparrow + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при разбавлении смеси реагирующих газов в 3 раза?

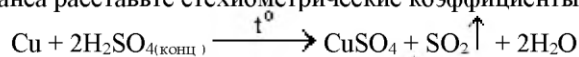
Билет № 6

1. Как формулируется закон действующих масс?
2. Что называется химическим равновесием?
3. Энтальпии образования газообразных уксусного альдегида, метана и оксида углерода(II) соответственно равны $-166,0$; $-74,8$ и $-110,5$ кДж/моль. Рассчитайте ΔH процесса: $\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})}$
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
5. В какую сторону смещается равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta H < 0$ при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Билет № 7

1. Как формулируется принцип Ле-Шателье?
2. Как называется: а) процесс отдачи электронов; б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?
3. Температурный коэффициент скорости реакции равен трем. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40°C .
4. Методами электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении: $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

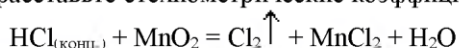
- Классификация химических реакции по различным признакам.
- Как формулируется принцип Ле-Шателье?
- Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70° С, если температурный коэффициент скорости равен 2.
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



- В какую сторону сместится равновесие реакции $2\text{SO}_3(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
А) при понижении давления; Б) при увеличении концентрации O_2 ?

Билет № 14

- Закон Гесса и следствия из закона Гесса.
- Как формулируется закон действующих масс?
- В какую сторону сместится равновесие реакции $2\text{SO}_3(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
А) при понижении давления; Б) при увеличении концентрации O_2 ?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



- Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50 °С до 30 °С?

Билет № 15

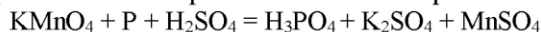
- Что называется энтальпией? Какой знак имеет изменение энтальпии для: а) экзотермических реакций; б) эндотермических реакций?
- Что такое катализатор? Каталитические реакции
- Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50 °С до 30 °С?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



- Равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H < 0$ смещается вправо при:
1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Билет № 16

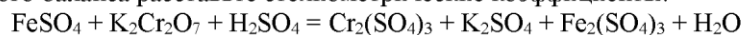
- Какие реакции называются: а) экзотермическими; б) эндотермическими?
- От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?
- Как следует изменить концентрацию кислорода, чтобы скорость гомогенной элементарной реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не изменилась при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 2 раза?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



- Как повлияет на выход хлора в системе:
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; $\Delta H_{298}^\circ = -202,4 \text{ кДж}$
а) повышение температуры; б) уменьшение общего объема смеси;
в) уменьшение концентрации кислорода?

Билет № 17

- Что называется энтальпией? Какой знак имеет изменение энтальпии для: а) экзотермических реакций; б) эндотермических реакций?
- Как формулируется принцип Ле-Шателье?
- Как повлияет на выход хлора в системе:
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; $\Delta H_{298}^\circ = -202,4 \text{ кДж}$
а) повышение температуры; б) уменьшение общего объема смеси;
в) уменьшение концентрации кислорода?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



- В реакции $\text{C}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{г})$ концентрацию водорода уменьшили в 3 раза. Как изменится скорость реакции?

Билет № 18

- Как формулируется закон Гесса? Следствия из закона Гесса.
- Какие реакции называются необратимыми и обратимыми? Приведите примеры.

- При 0°C реакция, для которой температурный коэффициент равен 2, заканчивается за 120 сек. Рассчитайте, при какой температуре эта реакция закончится за 15 сек.?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:

$$\text{PbO}_2 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$
- Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{CO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{CO}_2$ при увеличении давления в 2 раза?

Билет № 19

- Что выражает правило Вант-Гоффа?
- Какие реакции называются: а) экзотермическими; б) эндотермическими?
- Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{CO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{CO}_2$ при увеличении давления в 2 раза и неизменной температуре?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:

$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- В какую сторону смещается равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ $\Delta H < 0$ при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Билет № 20

- Что называется тепловым эффектом реакции? В каких единицах он выражается?
- От каких факторов зависит скорость любой химической реакции?
- Во сколько раз надо увеличить внешнее давление в системе, чтобы скорость реакции $\text{A}(\text{г.}) + 2\text{B}(\text{г.}) \rightarrow \text{C}(\text{г.})$ увеличилась в 125 раз?
- Методом электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:

$$\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S}$$
- В какую сторону смещается равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ $\Delta H < 0$ при: 1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления?

Тема: «Периодический закон и периодическая система химических элементов. Химическая связь.»

Билет № 1

- Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.
- Дайте современную формулировку периодического закона. Чем она отличается от той, которая была дана Д. И. Менделеевым?
- Какую химическую связь называют ковалентной? Опишите ее основные свойства

Билет № 2

- Какой энергетический подуровень будет заполняться раньше 3d или 4s?
- Открытие каких трех элементов было триумфом периодического закона? Как точно совпали свойства этих элементов и их простейших соединений со свойствами, предсказанными Д. И. Менделеевым?
- Какая из связей Ca – H, C – Cl, Br – Cl является наиболее полярной и почему?

Билет № 3

- Составьте электронную и электронно-графическую формулы атома кремния в нормальном и возбужденном состояниях.
- Покажите, как периодический закон иллюстрирует и подтверждает один из всеобщих законов развития природы - закон перехода количества в качество.
- Объясните почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной 5, а у азота такое валентное состояние отсутствует?

Билет № 4

- Укажите значения квантовых чисел n и l и для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 12, 13, 23.
- Как учение о строении атома объясняет периодичность в изменении свойств химических элементов?
- В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H₂O, NaNH, HI, CH₄?

Билет № 5

1. Напишите электронные и электронно - графические формулы атомов с порядковыми номерами 18, 63. К какому электронному семейству они относятся?
2. Какой физический смысл имеет порядковый номер и почему химические свойства элемента в конечном счете определяются зарядом ядра его атома?
3. Какую ковалентную связь называют полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?

Билет № 6

1. Объясните, пользуясь правилом Клечковского, какие атомные орбитали заполняются раньше: а) 3d или 4p; б) 4f или 5p; в) 5p или 6s; г) 4d или 4f.
2. Объясните три случая (укажите их) отклонения от последовательности расположения элементов в периодической системе по возрастанию их атомных масс?
3. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему HF и H₂O, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

Билет № 7

1. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов с порядковыми номерами 27, 83. Сколько свободных f-орбиталей в атомах этих элементов?
2. Какова структура периодической системы? Периоды, группы и подгруппы. Физический смысл номера периода и группы.
3. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.

Билет № 8

1. Какие из приведенных электронных формул неверны и объясните причину: а) 1s¹2s²2p⁶; б) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵4s¹; в) 1s²2s²2p⁶3s¹; г) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁴; д) 1s²2s²2p³; е) 1s²2s³.
2. В каких случаях емкость заполнения энергетического уровня и число элементов в периоде: а) совпадают; б) не совпадают? Объясните причину.
3. Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?

Билет № 9

1. Какие значения могут принимать квантовые числа n, ℓ, m_ℓ и m_s, характеризующие состояние электронов в атоме алюминия.
2. Значениям какого квантового числа отвечают номера периодов? Приведите определение периода, исходя из учения о строении атома?
3. Какое состояние электрона, атомных орбиталей или атомов в целом называют валентным? Сколько валентных состояний возможно для атомов кислорода и серы, фтора и хлора?

Билет № 10

1. Какое максимальное число электронов находится на s-, p-, d-, f-подуровнях? Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома с порядковым номером 51.
2. Какие периоды периодической системы называют малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них.
3. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно- акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH⁴⁺ и BF⁴⁻? Укажите донор и акцептор?

Билет № 11

1. Какое максимальное число электронов может находиться на уровнях K, L, M, N, O, P? Что такое квантовые числа?
2. Укажите валентные энергетические подуровни в приведенных электронных формулах нейтральных атомов: а) [KL]3s²3p¹; б) [K]2s²2p⁵; в) [KLM]4s² 4p³ ; г) [KL]4s²3d⁸.
3. Электрический момент диполя молекул сероводорода и диоксида серы равны 3,1•10⁻³⁰ и 2,0•10⁻³⁰ Кл•м. Какая из этих молекул более полярна?

Билет № 12

1. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атома некоторого элемента имеют следующие значения: $n = 5$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2$. Сколько свободных 4d-орбиталей содержит атом данного элемента. Напишите электронную и электронно-графическую формулу данного атома?
2. Где в периодической системе находятся благородные газы? Почему раньше они составляли нулевую группу и как их называли?
3. Электрический момент диполя молекул метана, аммиака, воды и хлороводорода равны 0; $4,7 \cdot 10^{-30}$; $6,1 \cdot 10^{-30}$; $3,5 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?

Билет № 13

1. Напишите значения квантовых чисел l , m_l , m_s для электронов, главные квантовые числа которых равны 3 и 4.
2. Почему водород помещают в I и VII группу периодической системы? Какое обоснование можно дать тому и другому варианту?
3. Что называется обменным механизмом образования ковалентной связи?

Билет № 14

1. Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы: а) серы; б) хлора; в) фосфора; г) ванадия?
2. Как изменяются свойства элементов главных подгрупп по периодам и группам? Что является причиной этих изменений?
3. Какая связь называется донорно-акцепторной? Приведите пример.

Билет № 15

1. Укажите значения квантовых чисел n и l для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 10, 15, 33.
2. Какое место в периодической системе занимают два элемента, один из которых характеризуется наибольшим значением ионизационного потенциала и электроотрицательности, а другой - наименьшими значениями этих величин?
3. Что называется ионной связью? Между атомами каких элементов она образуется?

Билет № 16

1. Какое значение имеет: а) орбитальное квантовое число для энергетических подуровней, емкость которых равна 10 и 14; б) главное квантовое число для энергетических уровней, емкость которых равна 32, 50, 72?
2. В атомах каких элементов осуществляется так называемый "провал" электронов? Объясните причину этого эффекта.
3. Чем отличается донорно-акцепторная связь от обычной ковалентной связи?

Билет № 17

1. Учитывая емкость энергетических уровней, покажите сколько их содержит электронная оболочка атома из 18, 36, 54 и 86 электронов.
2. При нормальных условиях только 11 химических элементов в свободном виде являются газами и 2 элемента в свободном виде жидкостями. Укажите символы и названия этих элементов.
3. Что называется металлической связью и как она осуществляется?

Билет № 18

1. Сколько неспаренных электронов содержат атомы в невозбужденном состоянии: а) магния; б) алюминия; в) углерода; г) бора; д) серы?
2. Конфигурация валентных электронов в атомах двух элементов выражается формулами: а) $3s^2 3p^2$ и $4s^2 3d^2$; б) $4s^2 3d^3$ и $4s^2 3d^{10} 4p^3$. В каких периодах и группах находятся эти элементы? Должны ли они отличаться по своим свойствам, имея одинаковое число валентных электронов?
3. Как образуется водородная связь?

Билет № 19

1. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 39 и 41. Сколько свободных d-орбиталей в атомах этих элементов.
2. Зная число элементов в каждом периоде, определите место элемента в периодической системе и основные химические свойства по порядковому номеру: 35, 42 и 56.
3. Какие виды взаимодействия обуславливают образование водородной связи?

1. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит "провал" одного 4s-электрона на 3d-подуровень. Чему равен максимальный спин d-электронов у первого атома и р-электронов у атомов второго элемента?
2. Вопреки собственной формулировке Д. И. Менделеев поставил в системе теллур перед иодом, а кобальт перед никелем. Объясните это.
3. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАДАНИЯ

№ Названия разделов и тем	Цель и содержание лабораторной работы	Задание и результаты лабораторной работы
<i>Лабораторная работа № 1</i>		
Техника проведения лабораторных работ.	Ознакомление с некоторыми приемами выполнения лабораторных работ (взвешивание на весах, определение объема капли жидкости и т.д.), с техникой безопасности при работе с химическими реактивами и приспособлениями, с методами обработки опытных данных и т.д.	<i>Опыт 1.</i> Взвешивание на технохимических, торсионных и аналитических весах. Определение абсолютной и относительной погрешности взвешивания. <i>Опыт 2.</i> Определение объема капли жидкости. <i>Обработка результатов опытов.</i>
<i>Лабораторная работа № 2</i>		
Энергетика химических процессов.	Определение тепловых эффектов химических процессов: тепловых эффектов растворения веществ и химических реакций.	<i>Опыт 1.</i> Определение теплоты растворения хлорида аммония. <i>Опыт 2.</i> Определение теплоты реакции нейтрализации. <i>Обработка результатов опытов.</i>
<i>Лабораторная работа № 3</i>		
Растворы. Алкалиметрия.	Способы выражения концентрации растворов. Определение методом кислотно-основного титрования концентрацию заданного раствора.	<i>Опыт 1.</i> Приготовление раствора с заданной массовой долей соли. <i>Опыт 2.</i> Определение титра и нормальности раствора карбоната натрия по 0,1 N раствору соляной кислоты. <i>Обработка результатов опытов.</i>
<i>Лабораторная работа № 4</i>		
Электрохимические процессы. Электролиз.	Изучить электрохимические процессы при электролизе водных растворов электролитов.	<i>Опыт 1.</i> Электролиз раствора KI. <i>Опыт 2.</i> Электролиз раствора сернокислой меди CuSO ₄ . <i>Опыт 3.</i> Электролиз раствора сернокислого натрия Na ₂ SO ₄ . <i>Обработка результатов опытов.</i>

Темы для рефератов	
Химия и экология	
1.	Химический состав атмосферы; процессы, протекающие в атмосфере под влиянием живых организмов и в результате деятельности людей (роль озонового слоя, усиление парникового эффекта, кислотные дожди, смог).
2.	Появление кислот в атмосферных осадках; разрушение металлов и строительных материалов кислотными дождями.
3.	Химический состав гидросферы (природные воды); питьевая вода. Строение молекулы воды; уникальные физические свойства воды.
4.	Взаимодействие воды с металлами и неметаллами, с оксидами металлов и неметаллов.
5.	Химические процессы, протекающие при растворении веществ в воде; среда водных растворов.
6.	Образование гидрокарбоната кальция в природе; причины постоянной и временной жесткости воды; способы ее устранения.
7.	Загрязнение воды; методы очистки воды.
8.	Химический состав литосферы (виды полезных ископаемых); рациональное использование природных ресурсов.
9.	Круговорот углерода, кислорода и водорода в природе.
10.	Круговорот азота в природе.
11.	Круговорот серы и фосфора в природе.
12.	Роль химии в предотвращении загрязнения воздуха, природных водоемов и почвы.
Химия и энергетика	
13.	Виды топлива; состав нефти и продукты ее переработки.
14.	Химические вещества, загрязняющие окружающую среду при сжигании топлива.
15.	Альтернативные источники энергии (преимущества и недостатки ядерной энергетики; перспективы водородной энергетики; использование бытовых отходов).
16.	Спирты как альтернативное топливо; получение метанола и этанола; реакции горения спиртов.
Металлы	
17.	Положение металлов в Периодической системе; металлическая связь как особый тип химической связи; физические свойства металлов.
18.	Химические свойства металлов в зависимости от их положения в электрохимическом ряду напряжений (реакции с участием натрия, магния, кальция, алюминия, железа, цинка и меди).
19.	Коррозия металлов; способы защиты от коррозии.
20.	Способы получения металлов (химическое восстановление, электролиз).
21.	Применение металлов и их сплавов.
Химия в быту и медицине	
22.	Состав и химические свойства природных соединений кремния; материалы на их основе; взаимные превращения соединений кремния.
23.	Свойства неорганических кислот и оснований, применяемых в быту (поведение в водном растворе, обменные реакции).
24.	Свойства солей, применяемых в быту (растворимость в воде, гидролиз).
25.	Свойства углеводов и их галогенпроизводных, применяемых в быту.
26.	Свойства спиртов, альдегидов и кетонов, применяемых в быту.
27.	Свойства карбоновых кислот; соли жирных кислот (мыла).
28.	Правила хранения и безопасного использования химических веществ в быту; причины химической несовместимости веществ.
29.	Лекарства и яды; пути поиска новых лекарств.
30.	Окисление как принцип действия некоторых лекарств (окислительно-восстановительные свойства иода, перманганата калия, пероксида водорода).
31.	Адсорбция как принцип действия активированного угля.
Химия и питание	
32.	Состав и химические превращения жиров.
33.	Состав и химические превращения углеводов.
34.	Состав и химические превращения белков.
35.	Энергетическая ценность и биологическая роль жиров, углеводов, белков.
36.	Значение витаминов и минеральных веществ для жизнедеятельности человека.
37.	Возобновление пищевых ресурсов; классификация, состав и химические свойства удобрений (распознавание удобрений).
Полимеры	
38.	Получение и свойства полимеров с углеродной цепью; пластмассы на их основе.
39.	Получение, свойства и применение бутадиенового каучука.

40. Свойства природных полимерных углеводов (гидролиз крахмала и целлюлозы); получение бумаги из древесины.
41. Происхождение, свойства и распознавание природных волокон.
42. Получение, свойства и распознавание химических волокон.
Химия в технике
43. Электропроводящие материалы.
44. Термодинамические и кинетические возможности управления хим. реакциями.
45. Наноматериалы: синтез, структура, свойства, области применения.
46. Полимерные наноматериалы.
47. Электроизоляционные материалы.
48. Магнитные материалы.
49. Полупроводники.
50. Сплавы и современные конструкционные материалы.
51. Синтетические и природные полимеры.
52. Неорганические вяжущие вещества в строительстве.
53. Коррозия металлических конструкций и методы защита от коррозии.
54. Дисперсные системы в технологии строительства.
55. Соединения переменного состава.
56. Термостойкие материалы в современной технике.
57. Химические процессы в строительстве.
58. Химический состав природного сырья для получения строительных материалов.
59. Нанотехнологии в химии.
60. История развития нанотехнологии.
61. Технологии получения наноматериалов: «сверху вниз» и «снизу вверх».
62. Объекты нанотехнологии: углеродные нанотрубки, фуллерены, графен и др.
63. Применение нанотехнологии в химии, биологии и медицине.
64. Взрывчатые вещества (неорганические и органические).
65. Техника безопасности при работе и хранении агрессивных, легковоспламеняющихся веществ. Классы опасности органических веществ и их ПДК.
66. Физико-химические методы анализа химических веществ при техногенных авариях и выбросах.

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

ШКАЛА ОЦЕНИВАНИЯ

Оценка "85-100 баллов " ставится в случае:

1. Знания, понимания, глубины усвоения обучающимся всего объёма программного материала.
2. Умения выделять главные положения в изученном материале, на основании фактов и примеров обобщать, делать выводы, устанавливать межпредметные и внутрипредметные связи, творчески применяет полученные знания в незнакомой ситуации.
3. Отсутствие ошибок и недочётов при воспроизведении изученного материала, при устных ответах устранение отдельных неточностей с помощью дополнительных вопросов преподавателя, соблюдение культуры письменной и устной речи, правил оформления письменных работ.

Оценка "70-84 баллов":

1. Знание всего изученного программного материала.
2. Умений выделять главные положения в изученном материале, на основании фактов и примеров обобщать, делать выводы, устанавливать внутрипредметные связи, применять полученные знания на практике.
3. Незначительные (негрубые) ошибки и недочёты при воспроизведении изученного материала, соблюдение основных правил культуры письменной и устной речи, правил оформления письменных работ.

Оценка "60-69 баллов :

1. Знание и усвоение материала на уровне минимальных требований программы, затруднение при самостоятельном воспроизведении, необходимость незначительной помощи преподавателя.
2. Умение работать на уровне воспроизведения, затруднения при ответах на видоизменённые вопросы.
3. Наличие грубой ошибки, нескольких негрубых при воспроизведении изученного материала, незначительное несоблюдение основных правил культуры письменной и устной речи, правил оформления письменных работ.

Оценка "31-59 баллов":

1. Знание и усвоение материала на уровне ниже минимальных требований программы, отдельные представления об изученном материале.
2. Отсутствие умений работать на уровне воспроизведения, затруднения при ответах на стандартные вопросы.
3. Наличие нескольких грубых ошибок, большого числа негрубых при воспроизведении изученного материала, значительное несоблюдение основных правил культуры письменной и устной речи, правил оформления письменных работ.

Оценка "0-30 баллов":

Ставится за полное незнание изученного материала, отсутствие элементарных умений и навыков.

ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА РУБЕЖНОГО КОНТРОЛЯ

1. Коллоквиум - средство контроля усвоения учебного материала темы, раздела или разделов дисциплины, организованное как учебное занятие в виде собеседования педагогического работника с обучающимися (Вопросы по темам/разделам дисциплины).
2. Контрольная работа - средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу (Комплект контрольных заданий по вариантам).
3. Реферат - продукт самостоятельной работы студента, представляющий собой краткое изложение в письменном виде полученных результатов теоретического анализа определенной научной (учебно-исследовательской) темы, где автор раскрывает суть исследуемой проблемы, приводит различные точки зрения, а также собственные взгляды на нее (Темы рефератов).
4. Тест - система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося (Фонд тестовых заданий)

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ АУДИТОРНОЙ РАБОТЫ

«85-100 баллов»:

- Наличие не менее 85% отчетов по практическим работам (в рабочих тетрадях).
- Полные и правильные ответы на вопросы преподавателя или других студентов у доски и с места, студент способен обобщать материал и делать собственные выводы, приводить примеры, выражать свое мнение.

"70-84 баллов":

- Наличие не менее 70% отчетов по практическим работам (в рабочих тетрадях).
- Во время аудиторных работ студент дает правильные, но не полные ответы на вопросы преподавателя или других студентов, испытывает затруднения в подборе иллюстрирующих примеров, обобщающее мнение студента недостаточно четко выражено.

"60-69 баллов":

- Наличие не менее 60% отчетов по практическим работам (в рабочих тетрадях).
- Во время аудиторных занятий студент дает частично правильные ответы, не дает иллюстрирующих примеров, не способен сформулировать собственное мнение по решаемому вопросу, допускает ошибки в деталях либо не дает детализированный ответ.

"менее 60 баллов":

- Отсутствие отчетов о практических работах либо очень низкое их качество.
- Во время аудиторных занятий студент не дает ответов на вопросы преподавателя или других студентов, либо его ответы содержат существенные ошибки в основных аспектах темы.

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

«85-100 баллов»:

- Выполнены все задания в работе и процент правильности хода решения и вычислений не менее 85%.

- Аккуратное оформление оформления письменных работ.

- Обоснованные выводы, правильная и полная интерпретация выводов, студент аргументированно обосновывает свою точку зрения, обобщает материал, уверенно и правильно отвечает на вопросы преподавателя в ходе защиты работы.

"70-84 баллов":

- Выполнено не менее 70% задания и ход решения правильный.

- Незначительные погрешности в оформлении работы.

- Правильная, но неполная интерпретация выводов. Во время защиты работы студент дает правильные, но неполные ответы на вопросы преподавателя, испытывает затруднения в интерпретации полученных выводов, обобщающие выводы студента недостаточно четко выражены.

"60-69 баллов":

- Выполнено не менее 60% всех заданий, подход к решению правильный, но есть ошибки.

- Значительные ошибки в оформлении работы.

- Неполная интерпретация выводов и во время защиты работы студент не всегда дает правильные ответы, не способен интерпретировать полученные выводы.

"менее 60 баллов":

- Выполнено менее 60% всех заданий, решение содержит грубые ошибки.

- Неаккуратное оформление работы.

- Неправильная интерпретация выводов, либо отсутствие выводов и во время защиты работы студент не способен прокомментировать ход решения задачи, дает неправильные ответы, не способен сформировать выводы по работе.

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЭКЗАМЕНА

«85-100 баллов»:

- Полные и правильные ответы на вопросы билета, студент демонстрирует приобретенные общекультурные и профессиональные компетенции в рамках дисциплины, способен обобщать материал и делать собственные выводы, приводить примеры, выражать свое мнение.

"70-84 баллов":

- Студент дает правильные, но неполные ответы на вопросы билета, испытывает затруднения в подборе иллюстрирующих примеров, недостаточно четко демонстрирует общекультурные и профессиональные компетенции.

"60-69 баллов":

- Студент демонстрирует знание предмета, но ответы недостаточно точны и полны, не дает иллюстрирующих примеров, допускает ошибки в формулах и определениях.

"Менее 60 баллов":

- Студент не дает ответа на вопросы билета, либо его ответы имеют существенные ошибки в основных аспектах темы.

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ

Название модулей дисциплины согласно РПД	Контроль	Форма контроля	Зачетный минимум	Зачетный максимум	График контроля
Модуль 1					
Модуль 1. Основные понятия и законы химии. Строение атома.	Текущий контроль	Активность, посещаемость, СРС-решение задач	5	7	6
	Рубежный контроль	Тест	5	10	
Модуль 2					
Модуль 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов. Химическая связь.	Текущий контроль	Активность, посещаемость, СРС-решение задач	5	7	11
	Рубежный контроль	Контрольная работа	5	10	
Модуль 3					
Модуль 3. Закономерности протекания химических процессов.	Текущий контроль	Активность, посещаемость, СРС-решение задач	5	8	14
	Рубежный контроль	Контрольная работа	5	10	
Модуль 4					
Модуль 4. Растворы. ТЭД. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Электрохимические процессы.	Текущий контроль	Активность, посещаемость, СРС-Реферат	5	8	16
	Рубежный контроль	Тест	5	10	
Всего за семестр			40	70	
Промежуточный контроль (зачет)			20	30	
Семестровый рейтинг по дисциплине			60	100	

ГЛОССАРИЙ

Аллотропия – способность некоторых химических элементов образовывать несколько простых веществ, различных по строению и свойствам.

Анион – отрицательно заряженный ион.

Ангидриды – кислородсодержащие соединения, образующиеся при отнимании воды от кислородсодержащих кислот.

Атом – наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами.

Амфотерность – способность некоторых веществ в зависимости от условий проявлять кислотные или основные свойства.

Биохимия – наука о химическом составе и химических реакциях живых организмов.

Валентность – свойство атомов данного элемента присоединять или замещать в соединениях определенное число атомов другого элемента.

Валентные электроны – электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

Водородная связь возникает между молекулами, в состав которых входит атом водорода, связанный с атомами наиболее электроотрицательных элементов: фтора, кислорода, азота, реже хлора или серы.

Водородный показатель (pH) – десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком: $pH = -\lg [H^+]$.

Восстановитель – химический элемент, принимающий электроны в процессе восстановления.

Геохимия – наука о химическом составе атмосферы, гидросферы, литосферы Земли, о распространенности и распределении, сочетании и миграции химических элементов и их изотопов на Земле, изучающая историю элементов планеты.

Гибридизация – процесс взаимодействия электронных орбиталей, приводящий к их выравниванию по форме и энергии.

Гидролиз – это химическая реакция ионного обмена между водой и растворённым в ней веществом с образованием слабого электролита.

Горение – быстро протекающий процесс окисления вещества, сопровождающийся большим выделением тепла и ярким свечением.

Ингибитор – вещество, замедляющее скорость химической реакции, которое после её протекания остается химически неизменным.

Интерметаллические соединения – химические соединения металлов друг с другом.

Ионная связь образуется в результате электростатического притяжения ионов противоположного знака.

Ионы – частицы, у которых количество электронов больше или меньше положительного заряда ядра.

Катализатор – вещество, увеличивающее скорость химической реакции, которое после её протекания остается химически неизменным.

Катион – положительно заряженный ион.

Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка.

Кислоты бескислородные в своем составе не содержат атомов кислорода.

Кислоты двухосновные в своем составе содержат два атома водорода.

Кислоты кислородсодержащие в своем составе содержат атомы кислорода.

Кислоты одноосновные в своем составе содержат один атом водорода.

Кислоты трехосновные в своем составе содержат три атома водорода.

Ковалентная химическая связь – связь, которая возникает между атомами за счет образования общих электронных пар.

Кристаллизация – процесс образования кристаллов из раствора или газовой фазы.

Кристаллогидраты – вещества, содержащие в своем составе молекулы воды.

Массовая доля вещества в смеси – отношение массы компонента к массе смеси:

$$\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$$

Величина безразмерная или выражается в %.

Массовая доля растворенного вещества – масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 граммах раствора. Равна отношению массы данного компонента к массе всего раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Величина безразмерная или выражается в %.

Металлическая связь – связь в металлах или сплавах, обусловленная взаимодействием относительно свободных электронов с катионами в узлах кристаллической решетки.

Металлоиды – сложные вещества, обладающие промежуточными свойствами.

Металлы – твердые при комнатной температуре вещества (за исключением ртути), с металлическим блеском, высокой тепло- и электропроводностью. Атомы металлов отдают электроны, образуя при этом положительно заряженные ионы.

Молекула – наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию, обладающая его химическими свойствами и состоящая из одинаковых или разных атомов.

Моль – количество вещества, содержащее столько же структурных единиц этого вещества, которое имеется в 12 граммах изотопа углерода ^{12}C .

Мольная доля вещества в смеси – отношение количества вещества одного компонента к суммарному количеству всех веществ в смеси:

$$\chi = \frac{n(\text{компонента})}{\sum n} \quad \text{или} \quad \chi = \frac{n(\text{компонента})}{\sum n} \cdot 100\%$$

Величина безразмерная или выражается в %.

Мольная доля – отношение количества вещества одного из компонентов раствора к общему количеству вещества всех компонентов раствора:

$$N = \frac{n_{\text{в-ва}}}{n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Величина безразмерная или выражается в %.

Молярная концентрация – количество вещества, выраженное в молях, которое содержится в 1 литре (1000 мл) раствора. Равна отношению количества вещества к объему раствора:

$$C_M = \frac{n}{V}$$

Выражается в моль/л.

Насыщенный раствор – раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом и содержащий максимально возможное для данных условий количество этого вещества.

Неметаллы – вещества, состоящие из молекул: газы, жидкости, летучие твердые вещества; не обладают металлическим блеском, имеют низкую тепло- и электропроводность. Атомы неметаллов принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Нормальные условия соответствуют температуре 0°C , или 273 К, и давлению 1 атм = 101325 Па = 760 мм рт.ст.

Объемная доля вещества в смеси – отношение объема, занимаемого компонентом, к общему объему смеси:

$$\varphi = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{смеси})} \quad \text{или} \quad \varphi = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\%$$

Величина безразмерная или выражается в %.

Окислитель – химический элемент, принимающий электроны в процессе восстановления.

Оксиды – сложные соединения элемента с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления -2.

Оксиды амфотерные – оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, т.е. обладают двойственной природой.

Оксиды кислотные – оксиды, которым соответствуют кислоты; образованы неметаллами и металлами, проявляющими высокие степени окисления.

Оксиды несолеобразующие, или безразличные, не проявляют ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и не образуют соли.

Оксиды основные – оксиды, которым соответствуют основания; образованы только металлами.

Оксиды солеобразующие обладают способностью образовывать кислоты, основания и соли.

Основания двухосновные в своем составе содержат две гидроксильные группы.

Основания, или гидроксиды – сложные вещества, содержащие атом металла и одну или несколько гидроксильных групп – OH.

Основания нерастворимые не растворяются в воде.

Основания одноосновные в своем составе содержат одну гидроксильную группу.

Основания растворимые хорошо растворяются в воде.

Основания трехосновные в своем составе содержат три гидроксильные группы.

Относительная атомная масса – масса атома, выраженная в углеродных единицах массы; показывает, во сколько раз масса данного атома больше 1/12 массы атома углерода изотопа ^{12}C .

Относительная молекулярная масса – масса молекулы вещества, выраженная в углеродных единицах массы; показывает, во сколько раз масса данной молекулы больше 1/12 массы атома углерода изотопа ^{12}C .

Относительная плотность газа – отношение массы данного объема газа к массе такого же объема другого газа:

$$D = \frac{m_1}{m_2}$$

Периодический закон Д.И. Менделеева – свойства простых веществ, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра элементов.

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева – упорядоченное множество химических элементов, их естественная классификация, которая является графическим выражением периодического закона химических элементов.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента.

Процесс восстановления – процесс принятия электронов атомом или ионом.

Процесс окисления – процесс отдачи электронов атомом или ионом.

Радикал – частицы, обладающие свободными валентностями, т.е. имеющие неспаренные электроны на внешних орбиталях.

Радиус атома – условное расстояние от ядра до границы электронной плотности.

Раствор – однородная система, состоящая из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Реакция замещения – реакция между простыми и сложными веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, при этом образуются новые простые и сложные вещества.

Реакция необратимая – реакция, протекающая в данных условиях до конца, то есть до полного превращения исходных веществ в продукты реакции.

Реакция обмена – реакция между сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями, при этом образуются два новых сложных вещества.

Реакция обратимая – реакция, протекающая в данных условиях одновременно в двух взаимно противоположных направлениях.

Реакция окислительно-восстановительная – реакция, при которой происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

Реакция разложения – реакция, в которой из одного исходного вещества образуется несколько новых веществ.

Реакция соединения – реакция, в результате которой из двух или нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное вещество.

Реакция экзотермическая – реакция, протекающая с выделением тепла.

Реакция эндотермическая – реакция, протекающая с поглощением тепла.

Руды – природные залежи, в которых металлы содержатся в экономически выгодных концентрациях.

Сложные вещества, или химические соединения, состоят из атомов различных химических элементов, связанных друг с другом химической связью.

Соли – сложные вещества, представляющие собой продукты полного или частичного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксильной группы в основании на кислотный остаток

Соли двойные – соли, состоящие из двух ионов разных металлов и кислотного остатка.

Соли кислые – продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

Соли комплексные – соли, в состав которых входят комплексные ионы (катионы или анионы) ион металла или кислотного остатка.

Соли основные – продукты неполного замещения гидроксогрупп в многоосновных основаниях кислотными остатками.

Соли средние – продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или полного замещения гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками.

Стандартные условия соответствуют температуре 25°C, или 298 К, и давлению 1 атм = 101325 Па = 760 мм рт. ст.

Степень окисления – формальный заряд атома, вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами в молекуле ионные.

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые или объемные соотношения между реагирующими веществами.

Фаза – гомогенная часть гетерогенной системы, отделенная от других фаз поверхностью раздела.

Химическая коррозия – разрушение металла при взаимодействии его с сухими газами или жидкостями, не проводящими электрического тока.

Химический элемент – это определенный вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств (зарядом ядра, массой и др.).

Химия – это наука о составе, строении и свойствах веществ, их превращениях и тех явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие.

Число Авогадро – число структурных единиц (атомов, молекул, ионов, радикалов и др.), содержащихся в 1 моле любого вещества:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока через раствор или расплав.

Электрон – элементарная частица, носитель наименьшей массы и наименьшего электрического заряда в природе.

Электроотрицательность – способность элемента оттягивать на себя электронную пару.

Электрохимическая коррозия – разрушение металла в среде электролита, в этом случае при контакте двух металлов различной активности с электролитом образуется гальваническая пара, электроны переходят от более активного металла к менее активному, и более активный металл разрушается.

ПРИЛОЖЕНИЕ 10

Краткое содержание курса лекций «ХИМИЯ»

Общий список изучаемых вопросов

Лекция 1. Предмет химии. Строение атома и химическая связь

Возникновение и история развития химии.

Основные понятия и законы химии

Атомная и молекулярная массы. Моль. Эквивалент. Валентность.

Основные классы и номенклатура неорганических веществ.

Классические и квантово-механические представления об устройстве атома

Современная формулировка закона Менделеева.

Порядковый номер элемента. Изотопы.

Структура периодической системы. Периоды. Группы.

Классические и квантово-механические представления о химической связи

Типы химической связи.

Лекция 2. Основные закономерности протекания химических реакций

Роль термодинамики и кинетики в описании химических реакций

Термодинамическое описание системы

Меры выражения концентрации веществ и их взаимосвязь.

Формулировки законов термодинамики.

Применение законов термодинамики

Химическое равновесие

Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Скорость химической реакции

Классификация химических реакций.

Элементарные и сложные реакции.

Влияние механизма на вид кинетического уравнения реакции.

Катализаторы и каталитические системы.

Влияние различных факторов на скорость реакции.

Лекция 3. Растворы.

Определение и классификация растворов

Электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация

Причины распада молекул на ионы. Сильные и слабые электролиты

Степень диссоциации, константа диссоциации.

Закон разбавления Оствальда

Ионные реакции обмена (сокращённые ионные уравнения реакций)

Ионное произведение воды.

Водородный показатель растворов pH

Гидролиз солей

Лекция 4. Основы электрохимии

Степень окисления атомов элементов в соединениях.

Реакции, протекающие с изменением степени окисления (окислительно-восстановительные).

Окисление, восстановление, окислитель, восстановитель.

Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Метод электронного баланса.

Уравнение Нернста.

Стандартные потенциалы электродных реакций.

Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.
 Электрохимический ряд напряжений металлов.
 Защита металлов от коррозии.
 Гальванические элементы.
 Общие понятия об электролизе.
 Определение напряжения электролитического разложения вещества по энергии Гиббса.
 Особенности протекания электролиза в расплавленных средах и растворах.
 Последовательность электродных процессов.
 Электролиз в металлургии. Получение гальванопокрытий.

Литература

- 1) Курс общей химии под ред. Н.В. Коровина. М.: Высшая школа, 1983.
- 2) Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1980.
- 3) Коровин Н.В., Мигулин Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. М.: Высшая школа, 1990.
- 4) Левин Г. Е., Райцман Г.А. Практикум по общей химии. М.: Высшая школа, 1975.
- 5) Ахметов Н. С. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2003.

ПРИЛОЖЕНИЕ 11

Краткий курс лекций по химии

Лекция 1. Квантово-механическая модель строения атома

Ключевые слова: атом, корпускулярно-волновые свойства атомов, принцип неопределенности, квантовые числа, орбиталь, уровни и подуровни орбиталей.

Атом - химически неделимая единица вещества и представляет собой сложную электронейтральную микросистему находящихся в движении элементарных частиц. Характеристики основных элементарных частиц атома:

Частица	протон	нейтрон	электрон
Масса, а.е.м.	1,00728	1,00866	$5,4858 \cdot 10^{-4}$
Заряд, отн. ед.	+ 1	0	- 1

В 1911 г. Э.Резерфорд предложил модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра, в котором находится почти вся масса атома, и располагающихся вокруг ядра электронов. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Число электронов равно числу протонов, и поэтому атом электронейтрален.

Химический элемент - определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Атомы – наименьшие частицы химических элементов, являющихся носителями их химических свойств.

Заряд ядра (сумма протонов) численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе. В основе квантово-механической теории строения атомов лежит **представление о двойственности природы электронов** и других микрочастиц, то есть их корпускулярно-волновые свойства. С движущимся электроном ассоциируется волна, длина которой

определяется **уравнением Де-Бройля**: $\lambda = \frac{h}{mv}$, где λ - длина волны, (м); m - масса электрона; v - скорость движения частицы ($\approx 10^8$ м/с), h - постоянная Планка. Вторым фундаментальным принципом квантовой механики является **принцип неопределенности Гейзенберга**: невозможно описать с высокой степенью точности местонахождение электрона (координаты), и его энергию (импульс) в один и тот же момент времени. В квантовой механике электрон представляют как «облако отрицательного заряда», имеющее определенные размеры и форму.

Уравнение Шрёдингера (1926 г.) описывает волновые и корпускулярные свойства электрона в атоме водорода. Решениями уравнения Шрёдингера являются энергии электрона и волновая функция ψ (пси). Решения его возможны только при определенных **дискретных значениях энергии электрона**: $E_1, E_2, \dots E_n$. Волновая функция ψ зависит от координат (x, y, z), и энергии E электрона и не имеет определенного физического толкования. Квадрат волновой функции ψ^2 определяет плотность вероятности нахождения электрона в точке с координатами (x, y, z). $\psi^2 \cdot \Delta V$ –вероятность нахождения электрона в данном объеме атома ΔV . Чем больше $\psi^2 \cdot \Delta V$, тем плотнее электронное облако в данном объеме атома. Каждой волновой функции соответствует набор из трех целочисленных параметров - квантовых чисел – n, l, m. Область пространства, в которой вероятность нахождения электрона составляет не менее 90%, называют **атомной орбиталью**. Атомные орбитали различаются по энергии, размерам, форме, ориентации в пространстве и могут быть охарактеризованы тремя квантовыми числами (n, l, m).

Главное квантовое число – n - принимает только целые положительные значения **n = 1, 2, 3...∞**. С увеличением n энергия и размер электронного облака (атомной орбитали) возрастает. Совокупность атомных орбиталей с одинаковым значением n называют уровнем, или электронным слоем. Максимально возможные числа орбиталей и электронов на уровне соответственно равны n^2 и $2n^2$.

Орбитальное квантовое число l определяет значения орбитального момента количества движения электрона и принимает значения от 0 до (n-1), например, при n = 3: l = 0, 1, 2. Характеризует форму атомных орбиталей (электронных облаков), для которых в зависимости от l приняты

соответствующие обозначения:

l 0, 1, 2, 3, 4, 5...

s, p, d, f, g, h...

s - Орбиталь (s – электронное облако) имеет шарообразную форму. При $l=1$ зона вероятностного распределения электронов представляет собой гантелеобразное облако с центром в ядре (p-орбиталь). У d - орбитали ($l = 2$) и f - орбитали ($l = 3$) форма электронных облаков еще более сложная. Совокупность атомных орбиталей с одинаковым значением n и l называют подуровнем или электронной подоболочкой. Число возможных орбиталей и электронов в пределах подуровня соответственно равны $(2l+1)$ и $2(2l+1)$.

Магнитное квантовое число m_l может принимать положительные и отрицательные целочисленные значения от минус l до плюс l через нуль. В зависимости от значений m_l определяются возможные ориентации орбиталей одной формы и их число, которое равно количеству значений m_l . Так, для s - орбиталей ($l = 0, m_l = 0$), возможна одна ориентация, поскольку шар симметричен относительно трех осей ординат. Для p - орбиталей ($l=1, m_l = -1, 0, +1$), что соответствует трем ориентациям p - орбиталей относительно трех осей. Для d - орбиталей ($l=2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$) число возможных ориентаций – пять, для f – орбиталей - семь.

Спиновое (m_s) квантовое число характеризует сложное движение электрона вокруг собственной оси и принимает значения $+1/2$ или $-1/2$.

Лекция 2. Электронные конфигурации атомов. Периодический Закон.

Периодическая система Д.И. Менделеева

Ключевые слова: электронная структура атомов, последовательность энергетических уровней и подуровней атомов, принципы заполнения атомных орбиталей электронами, периодический закон, периодическая система химических элементов, периодически изменяющиеся свойства атомов.

В атоме водорода атомные орбитали (АО) на одном энергетическом уровне «вырождены», т.е. имеют одинаковые значения для всех подуровней. Во многоэлектронных атомах из-за действия сил межэлектронного отталкивания уровни энергии расширяются в энергетическую зону с энергетическими подуровнями, обозначаемыми s-, p-, d-, f- подуровни. В пределах одного электронного слоя электронные состояния - s, p, d, f - отличаются по энергиям, причем $E_s < E_p < E_d < E_f$. Поскольку состояния s, p, d, f в многоэлектронных атомах имеют разную энергию, их называют энергетическими подуровнями. Заполнение электронами квантовых слоев и энергетических подуровней в реальных атомах происходит с соблюдением трех основных принципов.

1. **Принцип наименьшей энергии.** Электроны занимают в атоме орбитали с наименьшей энергией. Последовательность расположения АО по уровням энергии **при заполнении электронами определяется правилом Клечковского:** электроны в невозбужденном атоме располагаются в состояниях, где меньше сумма $(n+l)$, так как энергия электронов зависит от n и l и не зависит от m_l и m_s . При одинаковом значении этой суммы в первую очередь заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа (n). Последовательность заполнения электронами атомных орбиталей в порядке возрастания энергии представлена в таблице:

Вид атома	Энергетические состояния
Атом водорода	$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < 5s = 5p = 5d = 5f$
Многоэлектронные атомы	$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$

2. **Принцип Паули.** В атоме не может быть двух электронов, имеющих четыре одинаковых квантовых числа. Один электрон от другого на атомной орбитали должен отличаться спиновым квантовым числом. Как следует из принципа Паули, на атомной орбитали максимально может быть два электрона, отличающихся спином, и это обозначается: $\uparrow\downarrow$.

3. **Правило Хунда.** При заполнении энергетического подуровня, электроны стремятся заполнить свободные орбитали, сначала по одному с параллельными спинами, а затем по второму с противоположными спинами.

Распределение электронов по атомным орбиталиям называют **электронной конфигурацией** атома и представляют в виде: а) полной электронной формулы, например: ${}_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$; б) краткой электронной формулы: ${}_{22}\text{Ti } [\text{Ar}] 4s^2 3d^2$; в) электроно-графической формулы, в которой атомные орбитали обозначают в виде клеток (энергетических или квантовых ячеек), а электроны – стрелками $\uparrow\downarrow$.

Валентными электронами (атомными орбиталиями) называют электроны внешнего слоя и того предвнешнего подуровня, который заполняется в данном атоме, например для титана валентные электроны: ${}_{22}\text{Ti } \dots 4s^2 3d^2$.

Периодическую систему химических элементов в настоящее время рассматривают как классификацию элементов в зависимости от зарядов ядра и от строения электронных оболочек невозбужденных атомов. **Периодический закон: свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.** Периодический закон основывается на современной теории строения атома: периодические изменения свойств элементов и их соединений происходят из-за периодически повторяющихся подобных структур электронных оболочек атомов. **Последовательность заполнения** электронных оболочек атомов периодической системы выглядит следующим образом.

1. Начало нового электронного слоя соответствует началу нового периода. Число элементов в данном периоде определяется максимальным количеством электронов на заполняемых подуровнях. Каждый период заканчивается элементом, имеющим заполненный внешний p - подуровень (инертные газы).

2. Элементы, атомы которых имеют подобную электронную конфигурацию, являются электронными аналогами и образуют группу периодической системы. В короткопериодной таблице к главной подгруппе относятся элементы, у которых на стадии заполнения находятся s- и p- атомные орбитали (s- и p-элементы). К побочной подгруппе относятся элементы, у которых заполняются d-орбитали (d-элементы).

Химическая природа атома зависит от способности отдавать или принимать внешние и предвнешние электроны. Периодически изменяются такие свойства атомов: атомные и ионные радиусы, энергии (потенциалы) ионизации атомов,

сродство к электрону, электроотрицательность (ЭО), валентность и т.д. От изменения этих свойств атомов (увеличения или уменьшения) зависят металлические (восстановительные) или неметаллические (окислительные) свойства атомов.

Лекция 3. Основные типы химической связи.

Ключевые слова: типы химической связи: ионная, металлическая, ковалентная, σ - и π -связи, свойства ковалентной связи, механизмы образования связи, валентность.

Под химической связью понимают силы притяжения, удерживающие атомы или (ионы) друг около друга и создающие тем самым достаточно стабильный агрегат атомов (или ионов). По современным представлениям, химическая связь имеет электростатическую природу. В ее образовании участвуют валентные электроны внешних и предвнешних подуровней атомов. Выделяют три основных **типа химической связи: ковалентная, ионная, металлическая.**

Ионная связь осуществляется как электростатическое притяжение противоположно заряженных ионов (простых или сложных). Принято считать связь ионной, если разность электроотрицательностей элементов больше 1,9. Ионная связь, как правило, образуется между атомами типичных металлов и типичных неметаллов. Ионная связь характеризуется **ненаправленностью и ненасыщаемостью**. По этой причине посредством ионной связи образуются ионные кристаллы. Состав ионного соединения A_nB_m отражает только соотношение между числом катионов A^{m+} и анионов B^{n-} .

Металлическая связь возникает в металлах, сплавах, интерметаллических соединениях. Валентные электроны внешних оболочек металла относительно легко удаляются, из атомов образуются катионы металла. Электроны *делокализованы* и могут свободно перемещаться по всему кристаллу. Оставшиеся катионы металлов притягиваются делокализованным электронным облаком («*электронным газом*»), заполняющим пространство между ними. Образованную подобным образом химическую связь называют **металлической связью**. Металлическая связь характеризуется **ненаправленностью и ненасыщаемостью**. Строение металлических кристаллов наиболее точно описывается «структурами с плотнейшей укладкой шаров».

Для объяснения природы **ковалентной связи** и механизма ее образования используются два метода – *метод валентных связей* (ВС) и *метод молекулярных орбиталей* (МО). В основе метода ВС лежит теория Льюиса об образовании ковалентной связи формированием общей пары электронов между взаимодействующими атомами. В 1927 г. немецкие физики Гейтлер и Лондон провели квантово-механический расчет с использованием уравнения Шредингера для выяснения вопроса – как изменяется энергия в системе из двух атомов водорода при их сближении. Из расчетов были получены следующие выводы:

1. Для образования химической связи атомы должны предоставить в общее пользование электроны с противоположными спинами.
2. Атомные орбитали при образовании химической связи «перекрываются».
3. При образовании химической связи выделяется энергия, называемая энергией связи, что является движущей силой протекания химической реакции.

Связь, образованную посредством перекрывания электронных облаков, то есть осуществляемую общей парой электронов с противоположными спинами, называют **ковалентной связью**. Если электронные облака перекрываются вдоль линии, соединяющей ядра атомов, образуется **σ -связь**. Если электронные облака перекрываются выше и ниже линии, соединяющей ядра атомов, образуется **π -связь**. σ -Связь более прочная, вокруг нее возможно вращение без ее разрыва. π -Связь менее прочная и образуется как дополнительная. **Порядок (кратность) связи** определяется числом общих электронных пар, осуществляющих связь между ядрами атомов.

Основные характеристики ковалентной химической связи – длина связи, энергия связи. С увеличением кратности связи уменьшается длина связи и увеличивается суммарная энергия связи. Ковалентной связи присущи следующие особенности – *насыщаемость и направленность*. **Насыщаемость** определяет стехиометрию молекулярных химических соединений (формульный состав, массовые соотношения элементов) и валентные возможности атомов (способность образовать ограниченное число ковалентных связей). Общая пара связывающих электронов может образоваться в результате объединения взаимодействующими атомами неспаренных электронов с противоположными спинами (**обменный механизм**). Во многих случаях число связей, образованных атомом, оказывается больше числа неспаренных электронов в основном состоянии. Это объясняется возможностью образования связей из возбужденного состояния: происходит распаривание одной или нескольких внешних электронных пар с последующим переходом одного электрона от каждой пары на свободную орбиталь более высокого подуровня того же внешнего уровня. Энергия, затраченная на возбуждение атома, с большим избытком компенсируется энергией, выделяемой при образовании связей возбужденным атомом. Например, для бора характерно образование трех связей в соединениях (BF_3) в результате перехода в возбужденное состояние с тремя неспаренными электронами: $B \dots 2s^2 2p^1 \rightarrow B^* \dots 2s^1 2p^2$.

Как правило, максимальная валентность элемента совпадает с номером группы, в которой он находится, исключение составляют N, O, F и некоторые d-металлы с почти заполненным предвнешним d-подуровнем.

Второй механизм образования ковалентной связи – **донорно-акцепторный**: один атом (донор) представляет неподеленную пару электронов, а другой (акцептор) свою вакантную орбиталь.

Лекция 4. Теория гибридизации и геометрия молекул. Полярность и поляризуемость ковалентной связи и молекул

Ключевые слова: направленность ковалентной связи, геометрия молекул, гибридизация, гибридные орбитали, полярность, поляризуемость, электрический момент диполя.

Направленность ковалентной связи определяет геометрическую структуру (форму) молекулы. Атомные орбитали имеют разные формы и размеры, разную ориентированность в пространстве и перекрываются по определенным, предпочтительным направлениям, в которых достигается максимальная плотность перекрывания. Это приводит к образованию молекулы определенной геометрической формы (линейной, угловой, тетраэдрической и др.). Например, атом

серы в сероводороде образует связи с атомами водорода за счет р-электронов, ориентированных вдоль осей координат под углом 90° . Это хорошо объясняет экспериментально наблюдаемый **валентный угол** $\angle \text{HSH}$ между направлениями связей, равный 92° , и угловую геометрию молекулы H_2S . Для объяснения валентных углов и геометрической структуры молекул при образовании химических связей электронами разных подуровней в теории ВС используются: 1) метод отталкивания валентных электронных пар (ОВЭП); 2) концепция **гибридизации**, предложенная Л. Полингом. Согласно этой концепции, при образовании связей орбитали разной симметрии смешиваются и переходят в гибридные атомные орбитали (АО) одинаковой формы, одинаковой усредненной энергии и симметрично расположенные вокруг центрального атома, что обеспечивает равноценность образуемых ими связей. Число гибридных орбиталей равно числу исходных. Относительное пространственное положение гибридных орбиталей в атоме определяется тем, что электроны с параллельными спинами стремятся находиться возможно дальше друг от друга (ОВЭП). Это уменьшает силы отталкивания и таким образом понижает энергию системы. Примеры некоторых видов гибридизации. **sp-Гибридизация:** в этом случае «перерождаются» одна s- и одна р-орбиталь, при этом возникают две гибридные sp-орбитали, располагающиеся на одной прямой; угол между их направлениями 180° (BeCl_2). **sp²-Гибридизация:** гибридизуются одна s- и две р-орбитали, угол 120° (BCl_3). При **sp³-гибридизации** валентный угол составляет $109^\circ 28'$ (CH_4).

Возможны также гибридные орбитали с участием d-атомных орбиталей (sp^2d , sp^3d , sp^3d^2). Геометрия молекул формируется типом гибридизации АО центрального атома. При образовании π -связи наблюдается максимальное перекрытие орбиталей по обе стороны от линии, соединяющей ядра связанных атомов, вращение вокруг π -связи невозможно. σ -Связь формирует геометрическую форму молекулы, а π -связь упрочняет и закрепляет ее.

Связь в двухатомных молекулах, образованная из одинаковых атомов (H_2) или атомов близких по электроотрицательности (ЭО), называется **неполярной** (гомеополярной). Связь, образованная различными атомами, отличающимися ЭО, называется **полярной** (гетерополярной). В таких молекулах электронная плотность перекрывающихся электронных облаков смещена к более ЭО атому. Полярность связи обуславливается различием ЭО и размеров атомов. Полярность связи обуславливает **полярность молекулы**, то есть несимметричное распределение электронной плотности, при котором «центры тяжести положительных и отрицательных зарядов» в молекуле не будут совпадать в одной точке. Между ними возникает какое-то расстояние – дипольное расстояние или длина диполя. Количественно полярность молекул оценивается величиной электрического дипольного момента. Электрическим дипольным моментом (μ_n) называется произведение абсолютного заряда электрона q на расстояние между зарядами (длина диполя l) и выражается в дебаях ($1\text{Д} = 10^{-30}$ Кл·м): $\mu_n = q \cdot l$. Электрический дипольный момент – величина векторная, то есть характеризуются направленностью (условно от положительного к отрицательному заряду). **Электрический дипольный момент молекулы** определяется как векторная сумма электрических дипольных моментов связей и, следовательно, зависит от полярности связей и геометрии молекулы. Неполярные молекулы – это молекулы с неполярными связями, а также молекулы, имеющие симметрично (линейная, плоскотреугольная, тетраэдрическая, октаэдрическая ориентация) расположенные вокруг центрального атома одинаковые полярные связи. **Полярными** являются молекулы, содержащие полярные связи и несимметричное геометрическое строение.

Поляризуемостью ковалентной связи и (или) молекулы называют ее способность под действием внешнего электрического поля становиться полярной или более полярной. Поляризуемость π -связи выше, чем поляризуемость σ -связи. Поляризуемость молекулы возрастает с увеличением ее объема и числа π -связей. Постоянный момент диполя полярной связи (молекулы) μ_n в электрическом поле становится больше на величину μ_i , равную временному наведенному или индуцированному диполу $\mu = (\mu_n + \mu_i)$. Роль внешнего электрического поля могут играть заряженные частицы, входящие в состав самого соединения (ионы или атомы с большим эффективным зарядом). Поляризующее действие иона приводит к деформации электронной оболочки соседней частицы, которая тем больше, чем больше их поляризуемость.

Лекция 5. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь

Ключевые слова: межмолекулярное взаимодействие, разновидности взаимодействия, механизмы взаимодействий, водородная связь.

Электрически нейтральные атомы и молекулы, валентно насыщенные в общем понимании, способны к дополнительному взаимодействию друг с другом. При сближении молекул появляется притяжение, что обуславливает возникновение конденсированного состояния вещества. К основным видам взаимодействия молекул следует прежде всего отнести **вандерваальсовы силы**, водородные связи и донорно-акцепторные взаимодействия.

Очень слабые силы притяжения между нейтральными атомами или молекулами, проявляющиеся на расстояниях, превосходящих размеры частиц, называют межмолекулярным притяжением или силами Ван-дер-Ваальса. Они действуют в веществах, находящихся в газообразном и жидком состояниях, между молекулами в молекулярных кристаллах. Они играют важную роль в процессах адсорбции, катализа, а также в процессах растворения и сольватации.

Ван-дер-Ваальсово притяжение имеет электрическую природу и рассматривается как результат действия трех эффектов – ориентационного, индукционного, дисперсионного: $\mathbf{E} = \mathbf{E}_{\text{ор.}} + \mathbf{E}_{\text{инд.}} + \mathbf{E}_{\text{дисп.}}$

Энергия всех трех слагаемых связана с дипольным взаимодействием различного происхождения.

Ориентационное взаимодействие (диполь-дипольное взаимодействие) возникает только в полярных веществах, молекулы которых представляют собой диполи. При сближении полярные молекулы ориентируются противоположно заряженными сторонами диполей.

Индукционное взаимодействие связано с процессами поляризации неполярных молекул диполями окружающей среды. Образуется наведенный или индуцированный диполь. Подобное взаимодействие может наблюдаться и для полярных частиц.

Дисперсионное взаимодействие возникает при взаимодействии любых атомов и молекул независимо от их строения и полярности. Силы дисперсионного взаимодействия универсальны. Основа такого взаимодействия – в представлении о синхронизации движения мгновенных диполей взаимодействующих частиц. Длина вандерваальсовой связи больше, а прочность меньше, чем те же параметры для ковалентной связи. Специфичность сил Ван-дер-Ваальса – быстрое ослабление их с расстоянием, так как все составляющие эффекты обратно пропорциональны расстоянию между молекулами в шестой степени.

Поскольку **Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия** имеют электростатическую природу, они **ненасыщаемы и ненаправлены**.

Водородная связь носит промежуточный характер между ковалентным и межмолекулярным взаимодействием. Она осуществляется между положительно поляризованным атомом водорода, химически связанным в одной молекуле, и отрицательно поляризованным атомом фтора или кислорода или азота (реже хлора, серы), принадлежащим другой молекуле (межмолекулярная водородная связь) или другой функциональной группе этой же молекулы (внутримолекулярная водородная связь). Единого мнения на механизм образования водородной связи пока не существует.

Водородная связь носит в некоторой степени характер донорно-акцепторной связи и характеризуется **насыщаемостью и направленностью**. Энергия водородной связи лежит в пределах между 8-40 кДж. Различают сильные и слабые водородные связи. Слабые водородные связи имеют энергию образования менее 15 кДж/моль. Энергия образования сильных водородных связей 15–40 кДж/моль. К ним относят связи О-Н...О в воде, спиртах, карбоновых кислотах; связи N-H...N, N-H...O и O-H...N в молекулах амидов, белков и другие.

Водородная связь оказывает существенное влияние на структуру вещества и на его физические и химические свойства. Многие физические свойства веществ с водородной связью выпадают из общего ряда закономерностей в ряду аналогов. Например, элементы вторичной структуры (α -спирали, β -складки) в молекулах белков стабилизированы водородными связями. Водородные связи во многом обуславливают физические свойства воды и многих органических жидкостей (спирты, карбоновые кислоты, амиды карбоновых кислот, сложные эфиры). Аномально высокая электропроводность и теплоёмкость воды, а также теплопроводность многоатомных спиртов обеспечивается многочисленными водородными связями. Одна молекула воды может образовать до четырёх классических водородных связей с соседними молекулами. Водородные связи повышают температуру кипения, вязкость и поверхностное натяжение жидкостей. Помимо повышенной температуры кипения водородные связи проявляются также при формировании кристаллической структуры вещества, повышая его температуру плавления. В кристаллической структуре льда Н-связи образуют объёмную сетку, при этом молекулы воды располагаются таким образом, чтобы атомы водорода одной молекулы были направлены к атомам кислорода соседних молекул.

Лекция 6. Химическая термодинамика

Ключевые слова: первый и второй законы термодинамики, стандартная теплота образования вещества, энтальпия, закон Гесса и следствия из него, энтропия, энергия Гиббса, направление химических процессов.

В термодинамике весь объективный мир делится на систему и окружающую среду. **Система** – это некоторая часть материального мира, ограниченная реальной или воображаемой поверхностью. Система, у которой отсутствует обмен веществом с окружающей средой, называется **закрытой**, а если отсутствует также и обмен энергией – **изолированной** системой.

Совокупность всех свойств системы есть её состояние. Те свойства, которые задаются, называются **параметрами состояния**, а вычисляемые – **функциями состояния**. *Внутренняя энергия U (кДж), энтальпия H (кДж), энтропия S (Дж/К), энергия Гиббса G (кДж)* обычно выступают в качестве функции состояния и рассчитываются на один моль вещества, кДж/моль.

Химические процессы - это превращение одних веществ в другие. На разрыв связей в молекулах исходных веществ энергия затрачивается, а при образовании связей в молекулах продуктов реакции энергия выделяется. Если общее количество затраченной энергии больше выделенной, то процесс идет с поглощением энергии и является **эндотермическим** ($\Delta H > 0$). Если же количество выделенной энергии больше затраченной, то процесс осуществляется с выделением энергии и является **экзотермическим** ($\Delta H < 0$).

Уравнения химических реакций, в которых указываются агрегатные состояния веществ, количества и тепловые эффекты, называются **термохимическими**. Для возможности сопоставления энергетических эффектов различных процессов их принято измерять в **стандартных условиях**: химически чистые вещества, при температуре 25°C (298 К) и давлении в 1 атм. Тепловой эффект химической реакции при постоянном объёме (Q_V) равен изменению внутренней энергии: $Q_V = -\Delta U$. Тепловой эффект реакции при постоянном давлении (Q_P) равен изменению энтальпии: $Q_P = -\Delta H$. Энтальпию H можно рассматривать как энергию расширенной системы: $H = U + PV$.

Тепловой эффект реакции образования одного моля сложного вещества из простых веществ в модификациях устойчивых в стандартных условиях, называется **стандартной теплотой образования (стандартной энтальпией образования) данного вещества: $\Delta H^\circ_{обр}$ (кДж/моль)**. Теплота образования устойчивых модификаций простых веществ в стандартном состоянии принимается равной нулю. Важнейшим свойством любой функции состояния является независимость ее изменения от способа, или пути, изменения состояния системы. Данное заключение отражено в **законе Гесса: тепловой эффект химических реакций, протекающих при постоянном давлении или объеме, не зависит от пути протекания реакции и определяется состоянием исходных веществ и продуктов реакции**. Из закона Гесса вытекают 5 следствий. Тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях, как одно из следствий, равен разности сумм стандартных энтальпий образования продуктов реакции и стандартных энтальпий образования исходных веществ, с учётом числа молей соответствующих веществ:

$$\Delta H^{\circ} = \sum \text{прод} \Delta H^{\circ}_{обр.(\text{прод.})} - \sum \text{исх.} \Delta H^{\circ}_{обр.(\text{исх.})},$$

где $\mu_{\text{прод}}$ - количество вещества (моль) продукта реакции, $\mu_{\text{исх}}$ - количество вещества (моль) исходных реагентов, $\Delta H^{\circ}_{обр.(\text{прод.})}$ и $\Delta H^{\circ}_{обр.(\text{исх.})}$ – энтальпии образования продуктов и исходных реагентов [кДж/моль] соответственно.

В химических процессах одновременно действуют две силы: стремление частиц объединиться за счёт прочных связей, что **уменьшает энтальпию** системы $\Delta H < 0$, и стремление частиц разъединиться, что **увеличивает энтропию** $\Delta S > 0$. Энтропия S [Дж/(моль К)] является мерой свободы или мерой беспорядка. Две эти силы всегда направлены навстречу друг другу. При их равенстве система находится в равновесии. Результат действия энтальпийного (ΔH) и энтропийного ($T\Delta S$) факторов отражает термодинамический потенциал. В условиях постоянных температуры и давления этот потенциал называется **энергией Гиббса G или изобарно-изотермическим потенциалом: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$** . Изменение энергии Гиббса

(ΔG) является мерой самопроизвольного протекания химической реакции: **реакция может протекать самопроизвольно в сторону уменьшения энергии Гиббса ($\Delta G = G_2 - G_1 < 0$)** Как и в случае ΔH и ΔS , изменение энергии Гиббса (ΔG) в результате химической реакции не зависит от пути процесса. Стандартное изменение энергии Гиббса (ΔG°) в ходе реакции равно

$$\Delta G^\circ = \sum \text{прод } \Delta G^\circ_{\text{обр. (прод.)}} - \sum \text{исх } \Delta G^\circ_{\text{обр. (исх.)}},$$

где $\Delta G^\circ_{\text{обр. (прод.)}}$ и $\Delta G^\circ_{\text{обр. (исх.)}}$ – стандартные энергии Гиббса образования продуктов и исходных реагентов [кДж/моль] соответственно.

Лекция 7. Химическая кинетика и химическое равновесие

Ключевые слова: скорость химических реакций, закон действия масс, правило ВантГоффа, уравнение Аррениуса, энергия активации, гомогенный и гетерогенный катализ. обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие в гомо- и гетерогенных системах, константа равновесия, смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье, колебательные реакции.

Химическая кинетика – учение о скорости и механизме химических реакций. При рассмотрении вопроса о скорости реакций необходимо различать реакции, протекающие в **гомогенной** системе, и реакции, протекающие в **гетерогенной** системе. **Гомогенная система** состоит из одной фазы, а **гетерогенная** – из нескольких фаз. **Фазой** называется часть системы, отделённая от других частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком. В гомогенной системе реакция протекает *по всему объёму*, в гетерогенной системе – *на границе раздела фаз*. Скоростью **гомогенной** реакции называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции, за единицу времени в единице объёма системы. То есть **скорость гомогенной реакции** ($v_{\text{гомоген}}$) определяется как изменение концентрации (ΔC) реагирующих веществ за единицу времени (Δt). Средняя скорость реакции – величина положительная: $v_{\text{гомоген}} = \pm \Delta n / (\Delta t \cdot V) = \pm \Delta C / \Delta t$, [моль/(л·с)], где Δn – количество вещества, моль; Δt – время реакции, с; V – объём реакционной смеси, л; ΔC – изменение молярной концентрации, [моль/л].

Скоростью **гетерогенной** реакции ($v_{\text{гетерог}}$) называется количество вещества, вступившего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице площади поверхности раздела фаз: $v_{\text{гетерог}} = \pm \Delta n / (\Delta t \cdot S)$, [моль/(с·м²)], где S – площадь поверхности раздела фаз, м².

К важнейшим **факторам, влияющим на скорость реакции**, относятся следующие: природа реагирующих веществ, их концентрации, температура, природа растворителя, присутствие в системе катализаторов или ингибиторов. Скорость химической реакции пропорциональна числу соударений, которое тем больше, чем выше концентрация исходных веществ. **Влияние концентрации** реагирующих веществ на скорость реакции выражается **законом действия масс**: при постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях, численно равных коэффициентам в уравнении реакции. Таким образом, выражение для скорости реакции в соответствии с **законом действия масс** для процесса: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ будет иметь вид: $v = k[H_2] \cdot [Cl_2]$, где $[H_2]$ и $[Cl_2]$ – молярные концентрации H_2 и Cl_2 [моль/л] соответственно. Если реагенты газообразны, то вместо молярных концентраций в расчетах могут быть использованы величины **парциальных давлений ($P(H_2)$ и $P(Cl_2)$) исходных газов**: $v = k^1 P(H_2) \cdot P(Cl_2)$, где k и k^1 – коэффициенты пропорциональности или **константы скорости** химической реакции. Физический смысл этой величины раскрывается при равенстве концентраций исходных веществ 1 [моль/л], тогда $v = k$, то есть k – удельная скорость. Поэтому чаще скорость реакции оценивается по величине k . Для **гетерогенной реакции** в выражение закона действия масс входят величины концентраций только газообразных или растворённых веществ. Например, для реакции: $2C_{(тв.)} + O_2 = 2CO$, $v = k[O_2]$, где $[O_2]$ – молярная концентрация [моль/л].

Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается **правилом Вант-Гоффа**: при повышении температуры на 10°C скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза:

где $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{10^{T_2 - T_1}}$ и v_1 – скорости реакции при температурах T_2 и T_1 соответственно; γ – температурный коэффициент скорости реакции (для большинства реакций он равен от 2 до 4). Более точно зависимость константы скорости от температуры описывается **Уравнением Аррениуса**: $k = A \cdot \exp^{-E_a/RT}$, где k – константа скорости реакции, A – предэкспоненциальная постоянная, E_a – энергия активации для данного процесса, R – универсальная газовая постоянная, T – температура, К.

Всякая химическая реакция протекает через образование некоторого активного комплекса, который затем распадается на продукты реакции. В неустойчивом промежуточном – **переходном или активном комплексе** – старые связи еще не полностью разорвались, а новые еще не вполне образовались, ему соответствует такое состояние системы, при котором энергия максимальна. Для перехода системы в активный комплекс нужна энергия, равная энергии активации. **Энергия активации** – избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, для того чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества; это своеобразный энергетический барьер, который отделяет исходные вещества от продуктов реакции. **Катализатор** – вещество, которое увеличивает скорость реакции, но при этом не расходуется в результате протекания процесса. В большинстве случаев действие катализатора объясняется тем, что он снижает энергию активации реакции. **Ингибитор** – замедляет реакцию, в его присутствии энергия активации увеличивается. Реакции, протекающие под действием катализаторов, называются **каталитическими**. Различают **гомогенный** и **гетерогенный** катализ. В случае гомогенного катализа катализатор и реагирующие вещества образуют одну фазу (газ или раствор). В случае гетерогенного катализа катализатор находится в системе в виде самостоятельной отдельной фазы.

Химическое равновесие. **Необратимыми** химическими реакциями называют реакции, протекающие только в одном направлении до полного превращения исходных веществ. **Обратимыми** называют такие реакции, которые одновременно протекают в двух противоположных направлениях – прямом и обратном. Обратимые процессы не доходят до конца, а приводят к **химическому равновесию**, при котором концентрации всех реагирующих веществ не изменяются во времени. Для обратимых реакций наступает состояние химического равновесия, если изменение свободной энергии Гиббса равно нулю: $\Delta G = 0$. Химическое равновесие является **динамическим**. **В состоянии химического равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции**. Обратимость реакции отмечается знаком «обратимость» (\rightleftharpoons), например: $3H_2 + N_2$

$\rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Количественной характеристикой химического равновесия является **константа химического равновесия** (K_p). Константа равновесия - характерная величина для каждой обратимой химической реакции. Для **гомогенной реакции** в общем виде: $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ в состоянии равновесия скорости прямой (v_1) и обратной (v_2) реакций равны: $v_1 = v_2$; $v_1 = k_1 [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$; $v_2 = k_2 [\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$.

Тогда константа химического равновесия имеет вид: $K_p = k_1/k_2 = ([\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d)/([\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b)$, где $[\text{A}]$, $[\text{B}]$, $[\text{C}]$, $[\text{D}]$ – равновесные молярные концентрации веществ А, В, С и D, [моль/л] соответственно.

В выражение для константы равновесия входят равновесные молярные концентрации. **Константа равновесия** – отношение констант прямой (k_1) и обратной (k_2) реакций: $k_1/k_2 = K_p$. Она зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от концентраций.

Равновесие в гетерогенных системах. Так как концентрации твердых фаз не входят в уравнение скорости реакции, то они не будут входить в уравнение константы равновесия гетерогенных обратимых систем. Например, для реакции: $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$ константа химического равновесия рассчитывается по формуле $K_p = [\text{CO}_2]$.

Процесс изменения равновесных концентраций, вызванный нарушением равновесия, называется смещением или **сдвигом равновесия**. Воздействием различных внешних факторов можно добиться **смещения равновесия** в нужном направлении. Равновесие смещается в соответствии с **принципом ЛеШателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.

1. При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества; при уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества. Рассмотрим реакцию $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$. Введем в систему дополнительно некоторое количество угарного газа CO. Согласно закону действия масс: $v_1 = k_1 [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$, увеличение концентрации CO повлечет за собой увеличение скорости прямой реакции, тогда как скорость обратной реакции не изменится. В прямом направлении реакция теперь будет протекать быстрее, чем в обратном. В результате этого концентрации CO и O₂ будут уменьшаться.

2. При увеличении давления путем сжатия системы, равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газов, т.е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления. Рассмотрим влияние давления на реакцию $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$.

В состоянии равновесия концентрации газов имеют равновесные значения $[\text{NO}_2]$ и $[\text{N}_2\text{O}_4]$, а скорости прямой (v_1) и обратной (v_2) реакций определялись уравнениями: $v_1 = k_1 \cdot [\text{N}_2\text{O}_4]$ и $v_2 = k_2 \cdot [\text{NO}_2]^2$. Не изменяя температуры, уменьшим в 2 раза объем системы. В первый момент парциальные давления и концентрации всех газов возрастут вдвое, но при этом изменится соотношение между скоростями прямой и обратной реакций:

$v_1' = k_1 \cdot 2[\text{N}_2\text{O}_4] = 2v_1$ и $v_2' = k_2 \cdot (2[\text{NO}_2])^2 = 4v_2$. Таким образом, в результате увеличения давления скорость прямой реакции возросла только в 2 раза, а обратной - в 4 раза. Равновесие в системе нарушается, и обратная реакция будет преобладать над прямой – равновесие сместится влево, в сторону образования дополнительных количеств исходных реагентов.

3. Нарушение равновесия вследствие изменения температуры определяется знаком теплового эффекта реакции: при повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической ($\Delta H > 0$), а при понижении – в направлении экзотермической реакции ($\Delta H < 0$).

Лекция 8. Дисперсные системы. Растворы. Свойства растворов

Ключевые слова: растворы, растворенное вещество, растворитель, растворимость, насыщенные и ненасыщенные растворы, массовая доля растворенного вещества, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля, титр, осмотическое давление, понижение давления пара над раствором, эбулиоскопическая постоянная, криоскопическая постоянная, дисперсионная среда, дисперсная фаза, адсорбция, поверхностноактивные вещества (ПАВ).

Дисперсные системы – гетерогенные системы, состоящие из сплошной непрерывной фазы – дисперсионной среды – и находящихся в ней раздробленных частиц того или иного размера и формы – дисперсной фазы.

Количественной характеристикой дисперсности (раздробленности) вещества является степень дисперсности (D): $D = 1/a$, где a – размеры частиц.

По степени дисперсности все дисперсные системы можно разделить на три группы:

1. Грубодисперсные (взвеси) – размеры частиц 10^{-5} - 10^{-7} м.
2. Коллоидные растворы (золи) – размеры частиц 10^{-7} - 10^{-9} м.
3. Истинные растворы – размеры частиц менее 10^{-9} м.

Трем возможным агрегатным состояниям дисперсной фазы и дисперсионной среды соответствуют следующие типы гетерогенных дисперсионных систем. **Типы гетерогенных дисперсионных систем**

(классификация по агрегатным состояниям)

Агрегатное состояние дисперсионной среды	Агрегатное состояние дисперсной фазы		
	газообразное	жидкое	твердое
Газообразное	-	Г-Ж (туман)	Г-Т (дымы, пыли)
Жидкое	Ж-Г (пены)	Ж ₁ -Ж ₂ (эмульсии)	Ж-Т (суспензии)
Твердое	Т-Г (твердые пены)	Т-Ж	Т1-Т2

Таким образом, дисперсные системы – гетерогенные системы. В системах Ж-Г, Ж-Т, Г-Т и других каждая фаза ограничена внешней поверхностью. Состояние вещества у поверхности раздела соприкасающихся фаз отличается от его состояния внутри этих фаз. Это различие вызывает особые поверхностные явления на границе раздела фаз.

Чем больше поверхность раздела между фазами (или поверхность единицы объема системы), тем больше ее избыточная свободная энергия, сконцентрированная на поверхности раздела фаз. Следовательно, все дисперсные и особенно коллоидные системы обладают большим запасом, или избытком, свободной энергии, сконцентрированным на поверхности дисперсной фазы, чем обычные массивные тела. Условием устойчивого равновесия системы является минимум свободной энергии. Системы с большим запасом свободной энергии неравновесны, термодинамически неустойчивы, в них будут самопроизвольно протекать процессы, сопровождающиеся уменьшением запаса свободной энергии, которая всегда стремится к минимальному значению.

Раствор – это твердая, жидкая или газообразная гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов (составных частей), относительные количества которых могут изменяться в широких пределах. Всякий раствор состоит из *растворенных веществ* и *растворителя*, т. е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, т. е. раствор, находящийся в равновесии с растворимым веществом, называют **насыщенным**, а раствор, в котором еще можно растворить дополнительное количество данного вещества, **ненасыщенным**. Концентрацию растворов можно выражать следующими способами:

1. **Процентная концентрация по массе (ω , %)** – число единиц массы (например, число граммов) растворенного вещества ($m_{р.в.}$), содержащихся в 100 единицах массы (например, в 100 граммах) раствора ($m_{р-ра}$): $\omega = (m_{р.в.} \cdot 100\%) / m_{р-ра}$. Например, 15% раствор хлорида натрия – это такой раствор, в 100 г которого содержится 15 г NaCl и 85 г воды.

2. **Молярность (C_m)** – число моль (n) растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора: $C_m = n/V$. Так, 2М H₂SO₄ обозначает раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится два моля H₂SO₄, 196 г.

3. **Молярная концентрация эквивалента (нормальность) (C_H)**: – число моль эквивалентов ($n_{эkv}$) растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора: Так, 2н. H₂SO₄ означает раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится два эквивалента, т. е. 98 г H₂SO₄.

4. **Моляльность (C_m)** – число молей растворенного вещества, приходящихся на 1000 г растворителя. Так, 2m H₂SO₄ означает раствор серной кислоты, в котором на 1000 г воды приходится два моля H₂SO₄. Моляльно-массовая концентрация раствора – моляльность, в отличие от его молярности, не изменяется при изменении температуры.

5. **Молярная доля (N_i)** – отношение числа молей данного вещества (n_1) к общему числу молей всех веществ (n_1, n_2), имеющихся в растворе: $N_i = n_1 / (n_1 + n_2)$.

Пользуясь растворами, концентрация которых выражена нормальностью, легко заранее рассчитать, в каких объемных отношениях они должны быть смешаны, чтобы растворенные вещества прореагировали без остатка:

$C_{H1}V_1 = C_{H2}V_2$, где C_{H1}, C_{H2} – молярные концентрации эквивалента (моль) растворенного вещества 1 и 2 соответственно; V_1, V_2 – объемы растворов (л) 1 и 2 соответственно. Таким образом, объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям.

Лекция 9. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы

Ключевые слова: окислительно-восстановительные реакции (ОВР), степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление, метод электронного баланса, метод ионно-электронного баланса, направление протекания ОВР, электродвижущая сила (ЭДС), электродный потенциал, гальванический элемент, электрохимические цепи, стандартный водородный электрод, стандартный электродный потенциал металла, ряд стандартных электродных потенциалов.

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют реакции, протекающие с изменением степеней окисления участвующих в них элементов. **Степень окисления элемента** – формальный заряд, который был бы на атоме, если бы все связи в соединении были ионными. **Характерные степени окисления элемента** определяются конфигурацией валентного электронного слоя.

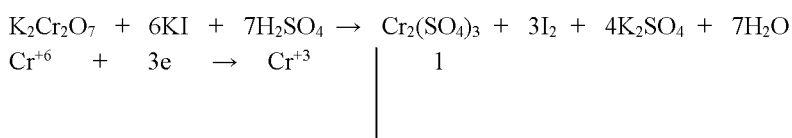
Окислитель – акцептор электронов, то есть «принимает электроны» и восстанавливается. **Восстановитель** является донором электронов, то есть «отдает электроны» и окисляется. В окислительно-восстановительных реакциях восстановитель переходит в соответствующую окисленную форму, и наоборот, окислитель – в соответствующую восстановленную форму. Каждый из реагентов со своим продуктом образует **сопряженную окислительно-восстановительную пару**.

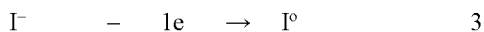
Окисление – процесс, в котором степень окисления элемента повышается вследствие отдачи электронов. **Восстановление** – процесс, в котором степень окисления элемента понижается вследствие присоединения электронов. Процессы окисления и восстановления протекают одновременно.

Окислительно-восстановительные реакции подразделяют на *межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования (или самоокисления-самовосстановления), контрпропорционирования*.

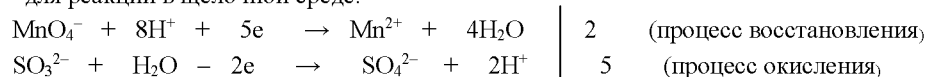
В уравнениях окислительно-восстановительных реакций должен быть отражен «электронный» и «материальный» баланс. **Электронный баланс:** число электронов, «отданных» восстановителем, должно быть равно числу электронов, «принятых» окислителем. **Материальный баланс:** число атомов одного элемента в левой и правой части уравнения должно быть одинаковым.

Метод электронного баланса применяют для составления уравнений реакций ОВР любого типа. Он включает определение степеней окисления элементов, наименьшего общего кратного числа «отданных» восстановителем и «принятых» окислителем электронов, определение коэффициентов электронного баланса:

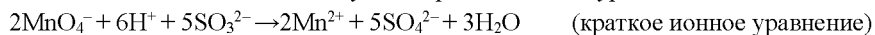




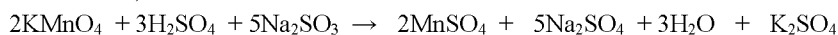
Метод ионно-электронного баланса применяют для составления уравнений ОВР, протекающих в водных растворах с учетом диссоциации сильных хорошо растворимых электролитов на ионы. Он включает составление полуреакций окисления и восстановления. Причем материальный баланс подбирается с использованием частиц H_2O и H^+ - для реакций в кислой среде и частиц H_2O и OH^- - для реакций в щелочной среде.



Далее определяют заряд каждой из систем до и после превращения; рассчитывают число «отданных» восстановителем и «принятых» окислителем электронов и определяют коэффициенты электронного баланса; проводят сложение полуреакций окисления и восстановления, умноженных на соответствующие коэффициенты электронного баланса и «приведение подобных членов». В итоге получают краткое ионное уравнение:



Коэффициенты, полученные в кратком ионном уравнении, переносятся в молекулярное уравнение (с учетом состава соединений):



Определяют коэффициенты перед элементами, не участвовавшими в ОВР (например, К).

Свойства сопряженной окислительно-восстановительной пары характеризует **окислительно-восстановительный потенциал** ($\varphi_{ок./вос.}$, В).

Окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно, если изменение свободной энергии Гиббса (ΔG) отрицательно: $\Delta G < 0$. Для окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водной среде, изменение свободной энергии Гиббса связано со значениями окислительно-восстановительных потенциалов соотношением $\Delta G = -nF(\varphi_{ок} - \varphi_{вос}) < 0$, где n - число электронов, F - постоянная Фарадея [Кул/моль], $\varphi_{ок}$ и $\varphi_{вос}$ - окислительно-восстановительные потенциалы (В) системы окислителя и восстановителя соответственно. Разность окислительно-восстановительных потенциалов окислителя и восстановителя называют **электродвижущей силой реакции (ЭДС)** и измеряют в вольтах (В). Таким образом, ОВР между данным окислителем и данным восстановителем протекает самопроизвольно в прямом направлении, если ЭДС положительна: $ЭДС = [\varphi_{ок} - \varphi_{вос}] > 0$ или $\varphi_{ок} > \varphi_{вос}$.

Если металлическую пластинку (электрод) опустить в воду, то катионы металла на ее поверхности гидратируются молекулами воды и переходят в жидкость. При этом электроны, остающиеся в металле, заряжают его поверхность отрицательно. В итоге установится равновесие между катионами и поверхностью металла:



где n — число отдаваемых электронов. На границе «металл – жидкость» возникает **двойной электрический слой**, характеризующийся определенным **скачком потенциала – электродным потенциалом**. Каждый металл обладает при равновесии определенным электродным потенциалом.

Стандартным электродным потенциалом металла называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственного иона с концентрацией 1 [моль/л] и при $T = 298 \text{ K}$ ($t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$), измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом.

Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов ($\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$), получаем так называемый **ряд стандартных электродных потенциалов**. Положение металла в ряду стандартных электродных потенциалов характеризует его восстановительную способность, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах. Чем меньше значение $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$, тем больше восстановительная способность металла и тем меньше окислительная способность его ионов.

Выводы по ряду стандартных электродных потенциалов:

1. Каждый металл способен вытеснить из растворов солей те металлы, которые стоят после него в ряду стандартных электродных потенциалов, т.е. имеют большую алгебраическую величину стандартного потенциала.
2. Водород может быть вытеснен из разбавленного раствора H_2SO_4 и HCl теми металлами, которые имеют стандартные потенциалы со знаком «минус».

Лекция 10 Электролиз расплавов и растворов солей

Ключевые слова: электролиз расплавов и растворов солей, катод, инертный и активный анод, потенциал разложения.

Электролиз - окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного тока через систему, включающую электролит.

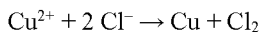
Химические реакции, протекающие при электролизе, осуществляются при помощи энергии электрического тока, подведенного извне. Следовательно, при электролизе происходит преобразование электрической энергии в химическую. Процессы окисления и восстановления в этом случае протекают раздельно, т.е. на различных электродах. Электрод, на котором происходит восстановление, называется **катодом**, а электрод, на котором происходит окисление, - **анодом**. Катод подключён к отрицательному полюсу, и поэтому к нему движутся катионы, анод – к положительному полюсу, к нему движутся анионы. Минимальный потенциал (В), при котором процесс электролиза становится возможным, называется **потенциалом (напряжением) разложения**. Его находят вычитанием электродного потенциала катиона из соответствующего значения электродного потенциала аниона, единица измерения вольт (В).

Электролиз расплава. Рассмотрим электролиз расплава $CuCl_2$, который диссоциирует на ионы Cu^{2+} и Cl^- . При подключении напряжения к электродам через расплав начинает протекать электрический ток. Так, при электролизе расплава хлорида меди (II) электродные процессы могут быть выражены полуреакциями:





Общая реакция электрохимического разложения вещества представляет собой сумму двух электродных полуреакций, и для хлорида меди она выразится уравнением



Электролиз растворов осложняется участием в электродных процессах ионов H^+ и OH^- . Кроме того, молекулы воды сами могут подвергаться электродному окислению или восстановлению.

Катодные процессы в водных растворах при электролизе не зависят от материала катода, а только от природы катиона (табл. 1).

Анодные процессы в водных растворах зависят от материала анода и природы аниона. При рассмотрении анодных процессов следует иметь в виду, что материал анода в ходе электролиза может окисляться.

В связи с этим различают **электролиз с инертным анодом** и **электролиз с активным анодом (растворимым)**. **Инертным** называется анод, материал которого не претерпевает окисления в ходе электролиза.

В случае электролиза растворов возможны конкурирующие реакции. Критерием, определяющим преимущество того или иного электродного процесса, служит величина его электродного потенциала. Чем выше потенциал, тем легче происходит восстановление на катоде и труднее осуществляется окисление на аноде.

Лекция 11 Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии

Ключевые слова: электрохимическая и химическая коррозия металлов, способы защиты от коррозии.

Коррозия – самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс разрушения металла при взаимодействии с окружающей средой. Среда, в которой происходит разрушение металла, называется коррозионной, а образующиеся в результате коррозии химические соединения – продуктами коррозии. Продукты – оксиды, сульфиды, карбонаты, сульфаты и т.д. – представляют собой прочные соединения, содержащие металлы в ионном виде, которые обладают существенно иными физическими свойствами. По механизму протекания различают два основных вида коррозии: **химическая и электрохимическая**.

Химическая коррозия подчиняется основным законам химической кинетики гетерогенных реакций. Химическая коррозия подразделяется на *газовую* – окисление металла кислородом или другими газами (SO_2 , CO_2 , H_2 и пр.) при высокой температуре и полном отсутствии влаги на поверхности металлического изделия и *коррозию в неэлектролитах* – разрушение металла в жидких или газообразных агрессивных средах, обладающих малой электропроводностью.

Электрохимическая коррозия – это окисление металлов в электропроводных средах, сопровождающееся образованием и протеканием электрического тока. С электрохимическим механизмом протекают следующие виды процесса коррозии: 1) *коррозия в электролитах*; 2) *почвенная коррозия*; 3) *электрокоррозия* – разрушение подземного металлического сооружения, вызванное блуждающими токами; 4) *атмосферная коррозия* – разрушение металлов в атмосфере воздуха или среде любого влажного газа; 5) *контактная коррозия* – коррозия, вызванная электрическими контактами двух металлов, имеющих различный электрохимический потенциал.

При электрохимической коррозии на металле протекают две реакции: *анодная* – ионизация атомов металла с переходом ионов металла в раствор электролита: $\text{Me} \rightarrow \text{Me}^{n+} + n\bar{e}$ (окисление 1); *катодная*: $\text{Ox} + n\bar{e} \rightarrow \text{Red}$ (восстановление 2).

Механизм электрохимической коррозии связан с возникновением и работой на поверхности металла во влажной среде микрогальваноэлементов. По характеру катодного процесса различают коррозию с водородной и кислородной деполаризацией. В водной среде окислителем являются катионы водорода (H^+) и растворенный в электролите кислород. Катодный процесс с водородной деполаризацией осуществляется в соответствии с уравнениями:

а) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ ($\text{pH} < 7$); б) $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ($\text{pH} \geq 7$); катодный процесс с кислородной деполаризацией протекает в соответствии: в) $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ ($\text{pH} < 7$); г) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$ ($\text{pH} \geq 7$).

Суммарные уравнения: 1. $2\text{Me} + 2\text{nH}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Me}^{n+} + \text{nH}_2 + 2\text{nOH}^-$ ($\text{pH} \geq 7$)
2. $4\text{Me} + \text{nO}_2 + 2\text{nH}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Me}^{n+} + 4\text{nOH}^-$ ($\text{pH} \geq 7$)

К основным методам защиты от коррозии относятся:

1. Защитные покрытия металлов. Покрытия подразделяются на металлические, неметаллические и образованные в результате химической или электрохимической обработки поверхности металла. Основная цель защитных покрытий – изолировать металл от воздействия агрессивной среды. Для *металлических покрытий* обычно применяют металлы, которые образуют на своей поверхности защитные пленки (Al, Cr, Zn, Cd, Ni и др.). Металлические покрытия подразделяют на *катодные* (металл покрытия менее активный) и *анодные* (металл покрытия более активный). К *неметаллическим покрытиям* относятся покрытия красками, лаками, эмалями, минеральными маслами, битумом; *металлокерамические* и *резиновые* покрытия. К *химическим покрытиям* относятся искусственно создаваемые защитные пленки различного состава (оксидные, фосфатные, хроматные, сульфидные и пр.), вызывающие пассивирование поверхности металлов.

2. Применение коррозионно-стойких материалов.

3. Обработка коррозионной среды реагентами. В роли реагентов, замедляющих коррозию, выступают ингибиторы. В зависимости от природы металла и окружающей среды применяются различные ингибиторы.

4. Электрохимические методы защиты металлических изделий подразделяются на протекторную, катодную, электродренажную и анодную защиты. *Протекторная защита* заключается в присоединении к защищаемому сооружению более активного металла, который выполняет роль протектора и разрушается, а металлическая конструкция (катод) сохраняется. Протектор периодически возобновляется в связи с его растворением. При *катодной защите* защищаемая конструкция присоединяется к отрицательному полюсу источника электрического тока. При *электродренажной защите* блуждающие токи с защищаемого трубопровода отводятся с помощью электродренажной установки к рельсовой сети

(источнику блуждающих токов). Смысл *анодной защиты* заключается в создании на поверхности защищаемой конструкции пассивирующей пленки с помощью анодной поляризации от внешнего источника постоянного тока, то есть переводом металла в устойчивое пассивное состояние.

Лекция 12 Конструкционные металлы. Алюминий. Хром. Железо

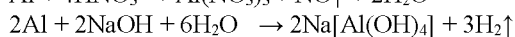
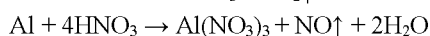
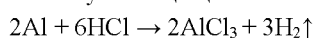
Ключевые слова: физические и химические свойства металлов, оксиды, гидроксиды, соли металлов.

Алюминий – основной представитель металлов главной подгруппы III группы периодической системы. Внешняя электронная конфигурация – $3s^23p^1$, в соединениях проявляет степень окисления +3.

Нахождение в природе. По распространенности занимает третье место среди всех элементов (после O и Si) и первое среди металлов. Важнейшие минералы: бокситы – смесь гидроксидов $Al(OH)_3$ и $AlO(OH)$; алюмосиликаты – $(Na,K)_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$; корунд (глинозем) – Al_2O_3 ; криолит – $3NaF \cdot AlF_3$. **Физические свойства.** Серебристо-белый металл, плотность (при 20°C) $2698,9 \text{ кг/м}^3$; $t_{пл} 660,24^\circ\text{C}$; $t_{кип}$ около 2500°C ;

Химические свойства. Алюминий является активным металлом, сильным восстановителем. Но наличие защитной оксидной пленки на его поверхности затрудняет его взаимодействие со многими окислителями при обычных условиях. При 25°C алюминий образует с хлором, бромом и иодом соответственно $AlCl_3$, $AlBr_3$, AlI_3 . Реакции с фтором, кислородом, азотом, серой происходят при достаточно высоких температурах.

В отличие от щелочных и щелочноземельных металлов, алюминий при обычных условиях не реагирует с водой, так как защищен пленкой нерастворимого в воде оксида. Однако эта пленка легко растворяется в растворах кислот и щелочей, поэтому не защищает алюминий от взаимодействия с ними:



Исключением являются концентрированные серная и азотная кислоты, в которых алюминий пассивируется.

Важным свойством алюминия является его способность восстанавливать некоторые металлы из их оксидов при высокой температуре. Этот способ получения металлов называется алумотермией: $4Al + 3MnO_2 \rightarrow 3Mn + 2Al_2O_3$. **Хром.** Внешняя электронная конфигурация атома хрома $3d^54s^1$. В соединениях обычно проявляет степени окисления +2, +3, +6, среди них наиболее устойчивы Cr^{3+} .

Нахождение в природе. Хром – довольно распространенный элемент на Земле. Его кларк (среднее содержание в земной коре) составляет $8,3 \cdot 10^{-3}\%$. Хром никогда не встречается в свободном состоянии. В хромовых рудах практическое значение имеет только хромит $FeCr_2O_4$.

Физические свойства. Хром – твердый, тяжелый, тугоплавкий металл. Плотность 7190 кг/м^3 ; $t_{пл} 1890^\circ\text{C}$; $t_{кип} 2480^\circ\text{C}$.

Химические свойства. Хром химически малоактивен. При обычных условиях устойчив к кислороду и влаге, но соединяется с фтором, образуя CrF_3 . Выше 600°C взаимодействует с парами воды, давая Cr_2O_3 ; с азотом – Cr_2N , CrN ; с углеродом – Cr_3C_2 ; с серой – Cr_2S_3 . Со многими металлами хром дает сплавы. Хром загорается в кислороде при 2000°C с образованием темно-зеленого оксида хрома (III) Cr_2O_3 . Помимо оксида (III), известны других соединения с кислородом, например CrO , CrO_3 , получаемые косвенным путем. Хром легко реагирует с разбавленными растворами соляной и серной кислот с образованием хлорида и сульфата хрома и выделением водорода; «царская водка» и азотная кислота пассивируют хром. С увеличением степени окисления возрастают кислотные и окислительные свойства хрома.

Железо. Конфигурация внешней электронной оболочки атома $3d^64s^2$. Железо проявляет переменную валентность (наиболее устойчивые степени окисления +2 и +3).

Нахождение в природе. По распространенности в земной коре занимает второе место среди металлов. Для извлечения железа используются в основном такие руды, как гематит (Fe_2O_3), магнитные железняки (Fe_3O_4), бурые железняки ($HFeO_2 \cdot nH_2O$), а также шпатовые железняки ($FeCO_3$).

Физические свойства. Плотность (20°C) 7874 кг/м^3 ; $t_{пл} 1539^\circ\text{C}$; $t_{кип} 3200^\circ\text{C}$.

Химические свойства. С кислородом железо образует оксид (II) FeO , оксид (III) Fe_2O_3 и оксид (II,III) Fe_3O_4 (соединение FeO с Fe_2O_3 , имеющее структуру шпинели). Во влажном воздухе при обычной температуре железо покрывается рыхлой ржавчиной ($Fe_2O_3 \cdot nH_2O$). Вследствие своей пористости ржавчина не препятствует доступу кислорода и влаги к металлу и поэтому не предохраняет его от дальнейшего окисления. При нагревании в водяном паре железо окисляется с образованием Fe_3O_4 (ниже 570°C) или FeO (выше 570°C) и выделением водорода.

Железо легко реагирует с галогенами и галогеноводородами, давая соли, например хлориды $FeCl_2$ и $FeCl_3$. При нагревании железа с серой образуются сульфиды FeS и FeS_2 . Карбиды железа – Fe_3C (цементит) и Fe_2C (ε-карбид) – выпадают из твердых растворов углерода в железе при охлаждении. Fe_3C выделяется также из растворов углерода в жидком железе при высоких концентрациях C. При нагревании железо энергично реагирует с кремнием и фосфором, образуя силициды (например, Fe_3Si и фосфида (например, Fe_3P).

Лекция 13 Полимеры

Ключевые слова: полимер, мономер, полимеризация, поликонденсация, пластмассы, эластомеры, каучуки, резины.

Высокомолекулярными соединениями (ВМС), или полимерами, называют сложные вещества с большими молекулярными массами (порядка сотен, тысяч и миллионов), молекулы которых построены из множества повторяющихся элементарных звеньев, образующихся в результате взаимодействия и соединения друг с другом одинаковых или разных простых молекул – *мономеров*.

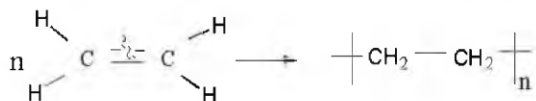
Классификация полимеров:

I. По методам получения выделяют *природные* – ВМС растительного и природного происхождения (крахмал, целлюлоза, белки, природные каучуки) и *химические*: 1) *искусственные ВМС* – получают путем переработки природных ВМС (эфир)

целлюлозы и т.д.); 2) *синтетические ВМС* – получают путем синтеза из низкомолекулярных веществ (полиэтилен, полистирол, синтетические каучуки, лавсан, капрон, нитрон).

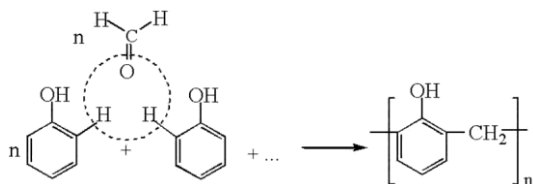
Получение полимеров из низкомолекулярных веществ может быть осуществлено двумя путями:

1. **Реакция полимеризации** — процесс, в результате которого молекулы низкомолекулярного соединения (мономера) соединяются друг с другом при помощи ковалентных связей, образуя новое вещество (полимер), молекулярная масса которого в целое число раз больше, чем у мономера; полимеризация характерна, главным образом, для соединений с кратными (двойными или тройными) связями, например для этилена:



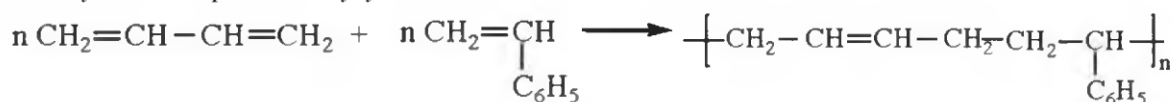
Полимеризацией также получают полипропилен, бутадиеновый каучук, полистирол, тефлон, полиметилметакрилат.

2. **Реакция поликонденсации** — процесс образования полимера из низкомолекулярных соединений, содержащих две или несколько функциональных групп, сопровождающийся выделением за счет этих групп таких веществ, как вода, аммиак, галогеноводород и т. п.; состав элементарного звена полимера в этом случае отличается от состава исходного мономера. Поликонденсацией получают фенолоформальдегидные смолы (ФФС) из формальдегида и фенола. Процесс сопровождается выделением воды:



Частным случаем полимеризации является *сополимеризация* – процесс образования полимеров из двух или нескольких различных мономеров.

Например, получение бутадиен-стирольного каучука:



II. По свойствам и применению выделяют следующие полимеры:

1. Пластмассы (термореактивные и термопластичные):

<i>Термопластичные</i>	<i>Термореактивные</i>
1 Линейные полимеры	1 Сетчатые полимеры
2 Отсутствуют прочные связи между цепями	2 Существуют прочные связи между отдельными цепями
3 Легко плавятся, используются для перешлапки	3 С трудом плавятся, не подвергаются перешлапке
Примеры: полиэтилен, шлексиглас (полиметилметакрилат)	Примеры: ФФС, эбонит

2. Эластомеры (каучуки, резина).

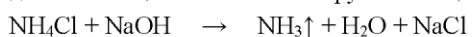
Лекция 14. Химическая идентификация, анализ вещества

Ключевые слова: химическая идентификация, качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, аналитическая реакция, групповой реагент, специфические реакции, дробный и систематический анализ, гравиметрический метод, титриметрический метод, метод нейтрализации, метод комплексонометрии, окислительно-восстановительное титрование, осадительное титрование. Химические, физико-химические, физические, биологические методы анализа.

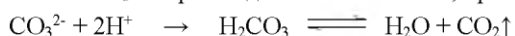
Химическая идентификация – это установление вида и состояния фаз, молекул, атомов, ионов и других составных частей вещества на основе сопоставления экспериментальных и соответствующих справочных данных для известных веществ. Идентификация – цель **качественного анализа** вещества, при котором определяют, из каких атомов, ионов, молекул состоит вещество. **Количественный анализ** – определение содержания (концентрации, массы и т.п.) компонентов в анализируемом веществе.

Все методы анализа можно разделить на **химические, физико-химические, физические и биологические**, в которых измеряют соответственно химические, физико-химические, физические и биологические параметры анализируемого вещества, которые зависят от его состава. При химических методах обнаруживаемый элемент переводят в какое-либо новое соединение, обладающее характерным свойством (**аналитический сигнал**). Происходящее при этом химическое превращение называется **аналитической реакцией**.

Любой катион можно идентифицировать с помощью какой-либо реакции, если удалить другие катионы, мешающие этой реакции. Существуют некоторые реакции, которые позволяют обнаружить то или иное вещество (ион) в присутствии других веществ, такие реакции называют **специфическими**. Так, катион NH_4^+ можно обнаружить в присутствии любых других действием щелочи на анализируемое вещество по характерному запаху аммиака.

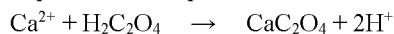


Анион CO_3^{2-} - при воздействии кислотой, при этом протекает реакция с образованием пузырьков диоксида углерода.



Применяя специфические реакции, открывают соответствующие ионы **дробным** методом, т.е. непосредственно в отдельных порциях исследуемого раствора. Если открытие ионов дробным методом невозможно, используют **систематический** анализ, при котором ионы выделяют из сложной смеси группами. Для этого используют **групповые реагенты**. Групповым реагентом для ионов Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+} является HCl , для ионов Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и т.д. Если присутствует несколько катионов, используют дробный анализ, в ходе которого осаждают все труднорастворимые соединения, а затем обнаруживают оставшиеся катионы с помощью специфических реакций.

Химические методы количественного анализа делят на **гравиметрический** и **объемный (титриметрический)**. Так, определить содержание Ca^{2+} в анализируемом веществе можно воздействием на него щавелевой кислоты.



По массе образующегося осадка определяют содержание Ca^{2+} в анализируемом веществе (гравиметрический метод).

Сущность **титриметрического метода** заключается в измерении объема рабочего раствора с точно известной концентрацией того или иного реагента, израсходованного на реакцию с анализируемым компонентом. Методы объемного химического анализа подразделяются по типу реакции, лежащей в основе анализа: **метод кислотно-основного титрования (нейтрализации)**, **методы осаждения** и **комплексобразования**, **метод окисления – восстановления**.

Метод нейтрализации основан на реакции $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. При **комплексометрическом титровании** происходит связывание исследуемого иона в комплекс. В основе **окислительно-восстановительного титрования** лежит реакция $\text{Ox} + \text{ne} \rightleftharpoons \text{Red}^{\text{n}}$. При **осадительном титровании** используются реакции, связанные с осаждением определяемого иона.

Физико-химические методы анализа основаны на изучении физических свойств веществ, меняющихся в ходе химической реакции. При потенциометрическом методе измеряется потенциал электрода в исследуемом растворе, при кондуктометрическом – электрическая проводимость и т. д. **Физические методы** анализа основаны на использовании зависимости между физическим свойством и составом вещества. К ним относят спектральные, люминесцентный метод и т. д.

Биологические методы основаны на изучении зависимости отклика микроорганизмов на то или иное вещество.

Список рекомендуемой литературы:

1. Глинка Н.Л., Ермаков А.И. Общая химия: учеб. пособие для вузов/ под ред. А.И. Ермакова. –29 - е изд., испр.–М.: Интеграл–Пресс, 2004. – 728 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. - М.: КНОРУС, 2009. – 752 с.
3. Глинка Н.Л., Рабинович В.А., Рубина Х.М. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студентов нехимических спец. вузов / под ред. В.А.Рабиновича, Х.М. Рубиной – изд. стер. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов – 4е изд. испр. – М: Высшая школа, 2002. – 743 с.
5. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направл. и спец. вузов – 7-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2006. – 557 с.

**ГОУ ВПО Кыргызско-Российский Славянский университет имени
первого Президента Российской Федерации Б.Н. Ельцина**

**Рецензия
на рабочие программы практик
основной профессиональной образовательной программы подготовки
08.03.01 - РФ, 750500 - КР Строительство, профиль подготовки
«Теплогазоснабжение и вентиляция»**

Составители:

1. Абдурасулов И.А. - доктор технических наук, профессор
2. Семенов В.С. - доктор технических наук, профессор
3. Касымова М.Т. - доктор технических наук, профессор
4. Жекишева С.Ж. - доктор технических наук, профессор
5. Асылбаев А.Б. - доктор технических наук, профессор
6. Тентиев Ж.Т. - доктор технических наук, профессор
7. Сардарбекова Э.К. - кандидат технических наук, доцент
8. Акматов А.К. - кандидат технических наук, доцент
9. Бердыбаева М.Т. - кандидат технических наук, доцент
10. Иманбеков С.Т. - кандидат технических наук, доцент 11 .Шабикова Г.А. - кандидат
технических наук, доцент
12. Адыракаева Г.Д. - кандидат технических наук
13. Тентекова Б.К. - старший преподаватель

Составители:

Рецензенты:

Кыдыралиева Кулсаана Оморовна к.т.н., доцент кафедры «Строительство» КРСУ

Абдылдабеков Кубанычбек Токтоболотович к.т.н., доцент - ведущий инженер Института научно - устойчивого развития и экологии «Керемет» Айтиев Улан Жамансартович - директор МП «Бишкектеплоэнерго»

Жумакадыров Самат Замирбекович - начальник службы проектноконструкторских работ филиала СМУ ОсОО «Газпром Кыргызстан»

Рабочие программы практик, формирующие УК, ОПК и ПК, являются частью основной профессиональной образовательной программы высшего профессионального образования 08.03.01 - РФ, 750500 - КР Строительство профиль подготовки «Теплогазоснабжение и вентиляция»

Рабочие программы практик, имеют четкую структуру и включает все необходимые элементы:
указание вида практики; цели и задачи практики;
способы и формы ее проведения;
перечень планируемых результатов обучения при прохождении практики, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы;
указание места практики в структуре образовательной программы; указание объема практики в зачетных единицах и ее продолжительности в неделях либо в академических часах; содержание практики; указание форм отчетности по практике;
фонд оценочных средств для проведения промежуточной и текущей аттестаций обучающихся по практике;
перечень учебной литературы и ресурсов сети «Интернет», необходимых для проведения практики;
перечень информационных технологий, используемых при проведении практики, включая перечень программного обеспечения;
описание материально-технической базы, необходимой для проведения практик;

технологическую карту практики.

Программы практик носят целостный характер, выделены структурные части, основные компоненты представлены внутри частей, согласованы цели, задачи и способы их достижения.

Рабочие программы практик составлены в соответствии с действующими ФГОС ВО РФ и ГОС ВПО КР с целью получения обучающимися профессиональных навыков.

№ п/п	Наименование практики	Формируемые компетенции	з.е.	часов
1	Учебная (ознакомительная) практика	УК-3; УК-6; ОПК-5	2	72
2	Учебная практика по получению первичных навыков научно- исследовательской работы	УК-1; УК-2; УК-3; УК-4; УК-5; УК-6; УК-8; УК-9; УК-10; ОПК-1; ОПК-2; ОПК- 3; ОПК-4; ОПК-5; ОПК-5; ОПК-7.	3	108
3	Учебная практика по получению первичных профессиональных умений и навыков, в том числе первичных умений и навыков научно-исследовательской деятельности: Геодезическая	УК-1; УК-6; ОПК-Ю; ОПК-5.	2	72

№ п/п	Наименование практики	Формируемые компетенции	з.е.	часов
4	Учебная практика по получению первичных профессиональных умений и навыков, в том числе первичных умений и навыков научно-исследовательской деятельности: Геологическая	УК-3; УК-6; ОПК-5; ОПК-3.	3	108
5	Производственная практика по получению профессиональных умений и опыта профессиональной деятельности	УК-1; УК-2; УК-3; УК-4; УК-5; УК-6; УК-8; УК-9; УК-10; ОПК-1; ОПК-2; ОПК-3; ОПК-4; ОПК-5; ПК-6; ОПК-7.	6	216
6	Технологическая практика	УК-3; УК-6; ОПК-5; ОПК-8; ОПК-9.	4	144
7	Преддипломная практика	УК-1; УК-2; УК-3; УК-4; УК-5; УК-6; УК-6; УК-8; УК-9; УК-7; УК-10; ОПК-1; ОПК-2; ОПК-3; ОПК-4; ОПК-5; ПК-6; ОПК-7; УК-8; УК-9; УК-10. ПК-1; ПК-2; ПК-3;	8	288

Рецензируемые рабочие программы практик позволяют реализовать поставленные перед ними задачи формирования умений, развития способностей, позволяющих магистрантам осуществлять следующие заданные виды профессиональной деятельности:

управленческую и проектно-экономическую.

Актуальность данных рабочих программ определяется их направленностью на приобретение навыков, необходимых в будущей профессиональной деятельности.

Методический материал изложен полностью и качественно. Научный и методологический уровни материала соответствуют требованиям, предъявляемым к рабочей учебной программе.

В качестве рекомендаций можно отметить, что при прохождении студентами производственной практики необходимо усилить получение обратной связи от руководителя практики от организации. Это является важной оценочной процедурой как для студента, так и для университета; а

возможно, и для организации, которая может принять решение оставить обучающегося практиканта у себя в качестве стажёра на постоянной основе. Обратная связь должна оформляться в виде отзыва. Форма отзыва должна быть приложена к рабочей программе производственной практики.

Представленные рабочие программы практик, формирующие УК, ОП и ПК, являющиеся частью основной профессиональной образовательной программы высшего профессионального образования 08.03.01 - РФ, 750500 - КР Строительство, профиль подготовки «Теплогасоснабжение и вентиляция» содержательны, имеют практическую направленность и ориентированы на региональный рынок труда и полностью отвечают требованиям к минимуму содержания и уровню подготовки студентов.

Рецензенты (внутренний):

Кыдыралиева Кулсаана Оморовна

к.т.н., доцент кафедры «Строительство»
КРСУ



М.П.

Рецензенты (внешние):

Абдылдабеков Кубанычбек Токтоболотович
к.т.н., - доцент, ведущий инженер Института научно -
устойчивого развития и экологии «Керемет»

Айтиев Улан Жамансартович директор МП
«Бишкектеплоэнерго»

Жумакадыров Самат Замирбекович

начальник службы проектно- конструкторских работ
филиала СМУ ОсОО «Газпром Кыргызстан»



М.П.

М.П.

М.П.