

Подписано электронной подписью:
Вержицкий Данил Григорьевич
Должность: Директор КГПИ ФГБОУ ВО «КемГУ»
Дата и время: 2024-02-21 00:00:00

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Кемеровский государственный университет»

*Новокузнецкий филиал-институт, центр педагогического
образования*

Рабочая программа дисциплины

Б2.Б.3 Химия

Направление подготовки
44.03.04 Профессиональное образование

Направленность (профиль) подготовки
Транспорт

Уровень бакалавриата

Форма обучения *очная, заочная*

СОДЕРЖАНИЕ

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине , соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы	22
2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата.....	22
3. Объем дисциплины в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам занятий) и на самостоятельную работу обучающихся.....	22
3.1. Объем дисциплины (модуля) по видам учебных занятий (в часах).....	23
4. Содержание дисциплины , структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий	24
4.1. Разделы дисциплины (модуля) и трудоемкость по видам учебных занятий (в академических часах).....	24
4.2 Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам)	25
5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине.....	28
6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)	29
6.1. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине (модулю).....	29
6.2. Типовые контрольные задания или иные материалы	29
6.2.1. Экзамен.....	29
ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ ПО ХИМИИ.....	29
6.3 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций	35
7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины	36
а) основная учебная литература:	36
1.Ардашникова Е.И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. учреждений высш. Проф. образования /Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова.-2-е изд.,стер.- М.:Изд. Центр «Академия», 2010.-208с.	36
б) дополнительная учебная литература:	36
8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (далее - сеть «Интернет»), необходимых для освоения дисциплины	37
9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.....	37
10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (при необходимости).....	38
11. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)	38
12. Иные сведения и (или) материалы.....	38
Занятие 1.Основные химические понятия и законы химии. Простейшие стехиометрические расчеты. Расчеты по химическим формулам, расчеты по химическим уравнениям.....	39
1.Дать определение следующим понятиям: атом, простое вещество, сложное вещество, абсолютная атомная масса, относительная атомная масса, атомная единица массы, относительная молекулярная масса, количество вещества, молярная масса, химическая формула, эквивалент, молярная масса эквивалентов.	39
2.Сформулировать основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объёмных отношений, закон Авогадро и следствия из него.	39
3.Решить следующие задачи	39

1. Рассчитайте количество вещества: а) азота массой 14 г; б) кислорода массой 48 г.	39
2. Определите массу: а) 0,1 моль NaOH ; б) 2 моль HCl; в) 1 моль H ₂ SO ₄	39
3. Сколько молекул содержится: а) в NaCl массой 5,85 кг; б) в CuO массой 0,8 т; в) в Na ₂ CO ₃ массой 106 кг.	39
4. Вычислить объем занимаемый при нормальных условиях : а) 11 г CO ₂ , б) 4 г CH ₄ ; в) 71 г Cl ₂ ; г) 8 г O ₂	39
5. Чему равна масса газов объемом 1 м ³ при нормальных условиях: а) N ₂ ; б) He; в) SO ₂	39
6. Какую массу имеют: а) 2 моль атомарного кислорода; б) 3 моль атомарного водорода; в) 0,01 моль атомарного хлора.	39
7. Сравните число атомов, содержащихся в хлоре и азоте массой по 10 г. В каком случае и во сколько раз число атомов больше?.....	40
8. Металл массой 0,864 г образовал хлорид массой 1,148 г. Определите эквивалентную массу металла.	40
9. Всегда ли постоянна эквивалентная масса соединения? Приведите примеры.	40
10. Вычислить массовые доли элементов в серной кислоте?	40
11. Какую реакцию на лакмус будет показывать раствор, содержащий 30 г азотной кислоты, после добавления к нему гидроксида калия массой 20 г? Какова масса образующейся соли?	40
12. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% (масс) Fe ₂ O ₃ ?.....	40
13. Вычислить объем гремучего газа (нормальные условия), образовавшегося при разложении 2 моль воды электрическим током.	40
14. Какой объем воздуха потребуется для сжигания 1 м ³ газа, имеющего следующий состав (по объему) 50% CH ₄ и 50% C ₂ H ₆ ?	40
15. Укажите какие из указанных газов легче воздуха: CH ₄ , C ₂ H ₆ , NO, SO ₂ , H ₂ O.	40
16. Давление в автомобильной шине при 27 °С равно 2*10 ⁵ Па. Как изменится давление, если температура понизилась до –23 °С?	40
17. Какой объем ацетилена (условия нормальные) можно получить из при взаимодействии воды с 0,8 кг карбида кальция (CaC ₂)?	40
Занятие 2. Строение атома, периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева Химическая связь.....	40
1. Современные представления о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома.....	40
2. Квантовые числа, принципы заполнения электронных орбиталей, электронные формулы.	40
3. Формулировка периодического закона. Структура периодической системы, физический смысл порядкового номера элементов. Связь между электронным строением атомов и положением элементов в периодической системе.....	40
4. Периодически изменяющиеся свойства элементов (эффективные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность). Непериодически изменяющиеся свойства элементов (удельная теплоемкость простых веществ, частота линий рентгеновского спектра).	40
5. Определение химической связи	40
6. Основные виды (ионная, ковалентная, металлическая, водородная) и характеристики химической связи (энергия и длина связи, валентный угол).	40
7. Ковалентная связь (определение, направленность, насыщенность, полярность, мера полярности связи, электрический момент диполя, поляризуемость).	41
8. Выполнить упражнения:	41
1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов? Дайте характеристику указанным	

элементам.....	41
2.Какие орбитали атома заполняют электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему?	41
3.Укажите тип гибридизации электронных орбиталей центрального атома и форму молекул: BF ₃ , BeCl ₂ , CF ₄	41
4.К каким типам связей (σ- или π-, полярной или неполярной) относятся связи между атомами в указанных молекулах: Br ₂ , CO, BeCl ₂ . ?.....	41
5.Полярны или неполярны молекулы: Br ₂ , CO, BeCl ₂ , CCl ₄ , MgO, CO ₂ ?.....	41
Занятие 3. Классы неорганических соединений. Классификация неорганических веществ, оксиды, пероксиды, кислоты, основания и соли.....	41
1.Классификация неорганических веществ.	41
2.Номенклатура и классификация оксидов.....	41
3.Номенклатура и классификация оснований.	41
4. Номенклатура и классификация кислот.....	41
5.Номенклатура и классификация солей.....	41
6.Важнейшие химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.	41
7.Выполните упражнения:	41
1.Назовите кислоты: HBO ₂ ; H ₃ BO ₃ ; H ₂ MnO ₄ ; HMnO ₄	41
2.Напишите формулы кислот: а) хромовой,	41
б) метахромистой, в) ортофосфорной.	41
3.Дайте названия ионам: SO ₄ ²⁻ , S ₂ O ₇ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , PbO ₂ ²⁻	41
4.Назовите соли: Na ₃ AsO ₄ , NaAsO ₃ , NaHCrO ₄ , (CrOH) ₃ (PO ₄) ₂	41
5.Напишите эмпирические и структурные формулы солей:	41
а) сульфата железа (III), б) дигидрофосфата калия,.....	41
в) сульфата цезия-алюминия.	41
6.Возможно ли получить Al(OH) ₃ согласно следующим уравнениям реакций:	41
Al ₂ O ₃ + H ₂ O →	41
Al ₂ (SO ₄) ₃ + NaOH →.....	42
AlCl ₃ + H ₂ O →.....	42
Al(NO ₃) ₃ + 3NaOH →	42
7.Осуществите следующий цикл превращений:	42
MgSO ₄ → Mg(OH) ₂ → MgO → MgCl ₂ → MgCO ₃ → Mg(HCO ₃) ₂	42
Занятие 4. Энергетика химических процессов.....	42
1.Основные понятия (термодинамическая система, фаза, параметры состояния системы, функции состояния, уравнения состояния; процессы изотермические, изобарные, изохорные, самопроизвольные и несамопроизвольные, обратимые и необратимые).	42
2.Первое начало термодинамики	42
3.Термохимия. Закон Гесса и следствие из него. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования.....	42
4.Второе начало термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии при фазовых превращениях и химических реакциях.	42
5.Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов.	42
6.Решите задачи:	42
1. Газообразный этиловый спирт C ₂ H ₅ OH можно получить при взаимодействии этилена C ₂ H ₄ (г) и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.....	42
2. Теплоты образования ΔH_{298}^0 оксида (II) и оксида (IV) азота соответственно равны +90,37 кДж и +33,85 кДж. Определите ΔS_{298}^0 и ΔG_{298}^0 для реакций получения NO и NO ₂ из простых веществ. Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?	42
3.При какой температуре наступит равновесие системы	

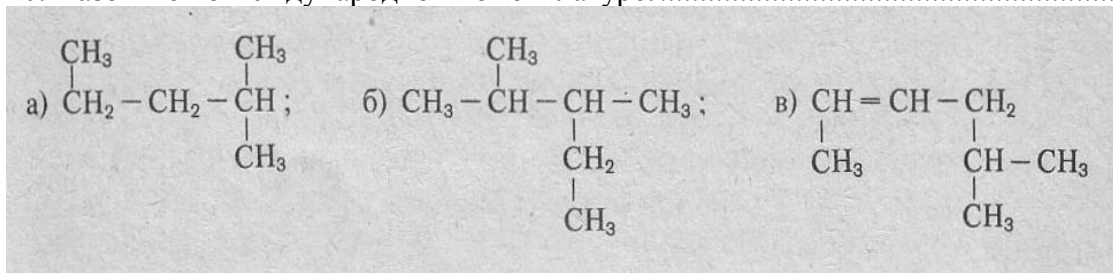
4HCl(г)+O ₂ (г)↔2H ₂ O(г)+2Cl ₂ (г); ΔH= -114,42 кДж? Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем и при каких температурах?	42
4. Восстановление Fe ₃ O ₄ оксидом углерода идет по уравнению Fe ₃ O ₄ (к)+CO(г)=3FeO(к)+CO ₂ (г). Вычислите ΔG ₂₉₈ ⁰ и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS ₂₉₈ ⁰ в этом процессе?	42
5. Реакция горения ацетилена идет по уравнению C ₂ H ₂ (г)+5/2O ₂ (г)=2CO ₂ (г)+H ₂ O(ж) . Вычислите ΔG ₂₉₈ ⁰ и ΔS ₂₉₈ ⁰ . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.	42
6. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе 2NO(г)+O ₂ (г)↔2NO ₂ (г) Ответ мотивируйте, вычислив ΔG ₂₉₈ ⁰ прямой реакции.	42
Занятие 5. Химическая кинетика. Механизмы химических реакций Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Фазовое равновесие. Адсорбционное равновесие.	43
1. Скорость химической реакции.	43
2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок и молекулярность химической реакции.	43
3. Особенность кинетики гетерогенных реакций.	43
4. Влияние температуры на скорость реакций. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.	43
5. Катализ. Основные понятия. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Ферментативный катализ.	43
6. Механизмы химических реакций. Одностадийные реакции. Сложные реакции. Цепные реакции.	43
7. Фотохимические реакции. Фотохимические реакции в нижних слоях атмосферы.	43
1. Общие понятия о дисперсных системах и их классификация.	44
2. Коллоидные растворы. Строение мицеллы гидрофобного золя.	44
3. Методы получения коллоидных растворов.	44
4. Оптические свойства коллоидных растворов (эффект Фарадея-Гиндаля, опалесценция).	44
5. Кинетические свойства коллоидных растворов (броуновское движение).	44
6. Электрические свойства коллоидных растворов (электроосмос и электрофорез).	44
7. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных растворов. Коагуляция коллоидов.	44
8. Коллоидные растворы в природе и технике.	44
9. Напишите формулу мицеллы золя хлорида серебра, полученной при взаимодействии нитрата серебра с избытком хлорида натрия.	44
10. Напишите формулу мицеллы золя сульфата бария, полученной при взаимодействии серной кислоты с избытком хлорида бария.	44
11. Основные понятия (растворитель и растворенное вещество, растворимость, кривые растворимости, насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы, растворы разбавленные и концентрированные)	44
12. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльность, молярная доля, титр).	44
13. Решить задачи:	44
1. Для подкормки растений потребовался раствор калийной селитры массой 150 кг с массовой долей селитры 0,5%. Какие массы воды и соли для этого понадобятся?	44
2. В 1 кг воды растворено 666 г КОН; плотность раствора равна 1,395 г/мл. Найти: а) массовую долю КОН; б) молярность; в) моляльность.	44
3. Какой объем воды надо прибавить к 100мл 20% (по массе) раствора H ₂ SO ₄ (ρ = 1,14 г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?	44

4.Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH плотность которого 1,328 г/см ³ ?	44
5.К 1 л раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.	44
6.К 3 л 10%-ного раствора HNO ₃ , плотность которого 1,054 г/см ³ , прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см ³ . Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л.	45
Занятие 7. Свойства водных растворов неэлектролитов. Теория электролитической диссоциации.	45
1. Что понимается под электролитической диссоциацией веществ в растворах? Какие вещества относят к электролитам и неэлектролитам? Какие электролиты относятся к слабым, а какие к сильным? Напишите выражение константы диссоциации для уксусной кислоты.	45
2. Дайте определение: активность ионов в растворе, коэффициент активности, ионная сила раствора.	45
2. Общие свойства растворов (понижение давления насыщенного пара растворителя, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения, осмотическое давление, экстракция и распределение вещества между двумя несмешивающимися жидкостями).	45
Решить задачи	45
1.Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы C ₆ H ₁₂ O ₆ при 25 ⁰ С?	45
2.В радиатор автомобиля налили 9 л. воды и прибавили 2 л. метилового спирта CH ₃ OH (ρ=0,8 г/мл). При какой самой низкой температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет? K _{кр} (H ₂ O)=1,86.	45
3.При какой температуре будет кипеть 50%-ый (по массе) раствор сахарозы C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ ? K _ж (H ₂ O)=0,52.	45
4.Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ , зная температуру кристаллизации раствора (-0,93 ⁰ С). Криоскопическая константа воды 1,86 град.	45
5.Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины (NH ₂) ₂ CO, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды 1,86 град.	45
6.Раствор содержит 3,04 г камфары C ₁₀ H ₁₆ O в 100 г бензола, кипит при 80,714 ⁰ С. Температура кипения бензола 80,2 ⁰ С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.	45
7.Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина C ₃ H ₅ (OH) ₃ зная, что этот раствор кипит при 100,39 ⁰ С. Эбуллиоскопическая константа воды 0,52 град.	45
8.Вычислите мольную массу неэлектролита, зная что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при -0,279 ⁰ С. Криоскопическая константа воды 1,86 град.	46
9.Вычислите температуру кристаллизации 2%- ного раствора этилового спирта C ₂ H ₅ OH, зная, что криоскопическая константа воды 1,86 град.	46
10. Из данных формул укажите формулы электролитов: C ₆ H ₆ , C ₂ H ₅ OH, Fe ₂ O ₃ , CuCl ₂ , FeSO ₄ , NaOH, CH ₃ COOH, CuO, H ₂ SO ₄ , HCl.	46
11.Что называется ионным произведением воды? Чему равна концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в кислой, нейтральной и щелочной среде.	46
12. Вычислить концентрацию ионов OH ⁻ , если концентрации ионов H ⁺ (моль/л) равны 1) 10 ⁻⁷ ; 2) 2·10 ⁻³ .	46
13.Вычислить pH раствора H ₂ SO ₄ , концентрация которой 0,00025 моль/л.	46
14.Вычислить pH раствора NaOH, концентрация которого 0,00025 моль/л.	46
15.Какие растворы относятся к буферным растворам?	46
16.Особенности реакций в растворах электролитов. Произведение растворимости.	46
17.Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к	

- образованию малорастворимых осадков или газов: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$; б) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$ г) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$ 46
18. Смешивают попарно растворы: а) NaOH и KCl ; б) K_2SO_3 и HCl ; в) CuCl_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) NaHCO_3 и H_2SO_4 ; д) H_2SO_4 и HCl . В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и молекулярно-ионные уравнения.46
19. Гидролиз солей. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) NaCN ; б) K_2CO_3 ; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; г) CuSO_4 ; д) KNO_3 ? Напишите возможные молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Укажите, какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей.46
- Занятие 8. Окислительно-восстановительные реакции Электродный потенциал. Гальванический элемент. Аккумуляторы.46**
1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры.46
2. Дайте определение следующим понятиям: процесс окисления и процесс восстановления; окислитель и восстановитель.46
3. По каким признакам можно отнести то или иное вещество только к окислителям, только к восстановителям или к веществам, проявляющим двойственность свойств?46
4. Дайте определение: электродный потенциал, стандартный электродный потенциал, водородный электрод, ряд напряжений металлов, гальванический элемент, электродвижущая сила элемента, аккумулятор.46
5. Рассказать об устройстве и принципе действия свинцового и железно-никелевого аккумуляторов, сухого элемента (электрической батарейки)47
6. Выполнить упражнения:47
1. Реакции выражаются схемами:47
- $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$ 47
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ 47
- Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое - восстанавливается. Чему равна эквивалентная масса фосфора?47
2. Какие из указанных ниже процессов можно осуществить газообразным хлором как окислителем: а) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ б) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7$ в) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ г) $\text{Br} \rightarrow \text{HBrO}$ 47
3. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Напишите анодный и катодный процессы, токообразующую реакцию. Рассчитайте ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса.47
4. Вычислите ЭДС и изменение величины энергии Гиббса для гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей с концентрациями ионов (моль/л): $C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-4}$, $C_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$. Сравните с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов.47
5. Какие процессы происходят у электродов медного концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов $C_{\text{Cu}^{2+}} = 1$ моль/л, а у другого – 10^{-3} моль/л? В каком направлении движутся электроны во внешней цепи? Ответ дайте, исходя из величины ЭДС и G47
6. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов $\text{Ni}^{2+} 10^{-4}$ моль/л, и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определите концентрацию ионов Ag^+ в растворе его соли.47
7. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} , равной 0,001 моль/л, и медью, погруженной в раствор её соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС цепи стала равной нулю?

.....	47
8.Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронных уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных: первый в 0,01 н., а второй в 0,1 н. Растворы AgNO_3 . Вычислите изменение величины энергии Гиббса.	47
Занятие 9,10. Электролиз. Получение гальванопокрытий. Коррозия металлов. Классификация, механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии. ...	47
1.Какой процесс называется электролизом? Анодное окисление и катодное восстановление. Применение электролиза.	48
2. Законы Фарадея. Основы гальванических методов нанесения металлических покрытий.	48
3.Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов.	48
4.Электрохимическая коррозия металлов. Механизм электрохимической коррозии.	48
5.Методы защиты металлов от коррозии: легирование металлов, защитные покрытия, электрохимическая защита, изменение свойств коррозионной среды, рациональное конструирование	48
6.Решить задачи:	48
1.Какой объем водорода (н.у.) выделится при пропускании электрического тока силой 2А в течение 42 мин через раствор серной кислоты? Напишите соответствующие уравнения реакций.	48
2. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?	48
3. Какой силы ток должен быть использован для того, чтобы выделить из раствора AgNO_3 серебро массой 108 г за 6 мин? Составьте схему электролиза этого раствора при использовании графитовых электродов.	48
4.Поясните, почему при никелировании железных деталей их предварительно покрывают медью, а потом – никелем. Составьте электронные схемы процессов при коррозии никелированной детали, если слой никеля поврежден.	48
5. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа при их контакте с водой? Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком. Определите, в каком случае коррозия протекает быстрее, ответ подтвердите расчетом.	48
6. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа при их контакте с водой? Напишите соответствующие уравнения реакций. Определите, в каком случае коррозия протекает быстрее, ответ подтвердите расчетом.	48
7. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. Составьте электронные уравнения водного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа? На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Ответ подтвердите расчетом.	48
Занятие 11,12. Особенности, теория химического строения и классификация органических соединений. Углеводороды.	48
1.Что является объектом исследования органической химии? Чем органические вещества отличаются от неорганических?	49
2.Назовите основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Дайте определения следующим понятиям: изомеры, изомерия, гомологи, гомологический ряд, приведите примеры.	49
3.Приведите классификацию углеводородов.	49
4.Приведите правила систематической номенклатуры IUPAC для углеводородов.	

- Напишите формулу углеводорода, которому соответствует следующее название: 3,3,5,5-тетраметилгептин-1.....49
- 5.Перечислите функциональные группы в порядке увеличения старшинства и соответствующие им классы соединений.....49
- 6.Выведите структурные формулы всех возможных изомеров гексана и назовите их по международной и рациональной номенклатуре.49
7. Выведите структурные формулы возможных этиленовых углеводородов C_4H_8 и назовите их по международной номенклатуре.49
8. Выведите структурные формулы всех возможных углеводородов C_4H_6 (ацетиленовых и диеновых) и назовите их по международной номенклатуре, а ацетиленовые также и по рациональной номенклатуре.49
9. Напишите структурные формулы следующих.углеводородов:.....49
а) диметилбутилметан; б) 2-метил-3-этилгексан; в) 2-метилбутен-2; г) 3-этилпентин-1;д) дивинил;е) винилацетилен.49
10. Назовите по международной номенклатуре:49



-49
11. Напишите формулы цис-транс-изомеров гексена-2.49
- 12.Напишите формулы следующих соединений: метан, муравьиная кислота, уксусная кислота, ацетон, этилацетат, бутилацетат, глицерин, этиленгликоль, масляная кислота, ацетилен, формальдегид, метанол, этанол, пропанол, стеариновая кислота, стеарат натрия.49
13. Составьте уравнения реакций синтеза полиэтилена, полипропилена, фенолформальдегидной смолы.....49
- 1.Расскажите о классификации аналитических методов.50
- 2.Какие существуют методы количественного анализ?50
- 3.Как классифицируются методы титриметрического (объёмного) анализа?50
- 4.Что такое титр, титрование, молярная концентрация эквивалента, молярная концентрация?50
- 5.Сформулируйте закон эквивалентов?50
6. Какие методы анализа относят к физико-химическим и как они классифицируются?50
- 7.Решить задачи:50
- 1.Чему равна масса гидроксида натрия, содержащегося в 100 мл раствора, если на титрование 10,00 мл его раствора потребовалось 8,76 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,96 моль/л?50
- 2.Чему равна жесткость воды, если на титрование 100мл потребовалось 2,20 мл раствора трилона Б, молярная концентрация которого 0,05 моль/л?50
- 3.Для полной нейтрализации 10,00 мл фосфорной кислоты потребовалось 5,25 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,10 моль/л. Чему равна молярная концентрация фосфорной кислоты в растворе?50
- 4.На титрование 10,00 мл раствора гидроксида кальция пошло 9,16 мл раствора хлороводородной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 10,10моль/л. Какое количество гидроксида кальция содержалось в исследуемом растворе? Какова масса растворенного гидроксида кальция?50
- 5.Студент получил для анализа неизвестную кислоту, которая могла быть уксусной CH_3COOH , пировиноградной $CH_3COCOOH$ или пропионовой CH_3CH_2COOH . Все указанные кислоты одноосновны. Для титрования был приготовлен раствор, содержащий

0,2000 г этой кислоты в 100мл раствора. На титрование 10,00 мл раствора кислоты пошло 2,26 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,10 моль/л. Какая кислота была дана для анализа?50

12.3.Дидактические материалы50

Примеры решения задач по теме «Основные понятия и законы химии»50

Пример 1 Определите молекулярную массу газа, если 5 г его при нормальных условиях занимают объем 4 л.50

Решение:50

На основании следствия из закона Авогадро находим массу 22,4 л газа:50

4 л газа - 5 г50

22,4 л газа - x $x = \frac{22,4 \cdot 5}{4} = 28$ г50

Молярная масса газа составляет $M = \frac{m}{\nu} = \frac{28}{1} = 28$ г/моль50

Пример 2 В каком количестве вещества Na_2SO_4 содержится: а) натрия массой 24 г; б) серы массой 96 г; в) кислорода массой 128 г.51

Решение:51

а) В одном моле вещества Na_2SO_4 содержится натрия 46 г, тогда:51

1 моль - 46 г51

x - 24 г $x = \frac{24 \cdot 1}{46} = 0,52$ моль51

б) В одном моле вещества Na_2SO_4 содержится серы 32 г, тогда:51

1 моль - 32 г51

x моль - 96 г $x = \frac{96 \cdot 1}{32} = 3$ моль51

в) В одном моле вещества Na_2SO_4 содержится 64 г кислорода, тогда:51

1 моль - 64 г51

x моль - 128 г $x = \frac{128 \cdot 1}{64} = 2$ моль51

Пример 3. Вычислите число атомов азота в 100 г карбоната аммония, содержащего 10% неазотистых примесей.51

Решение:51

Большинство расчетных задач лучше решать в молях. Масса чистого карбоната аммония равна $m((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 100 - 0,9 = 90$ г. Число молей карбоната аммония составляет $\nu((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = m/M = 90/96 = 0,938$ моль. Согласно химической формуле $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в одном его моле содержится два моля N, поэтому $\nu(\text{N}) = 2\nu((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 1,876$. Число атомов азота получается умножением числа молей азота на постоянную Авогадро: $N(\text{N}) = \nu \cdot N_A = 1,876 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,13 \cdot 10^{24}$51

Ответ. $1,13 \cdot 10^{24}$ атомов азота.51

Примеры решения задач по теме «Строение атома»51

Пример. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.51

Решение.51

Электронные формулы изображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов nl^* , где n - главное квантовое число, l - орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение - s, p, d, f), x - число электронов в данном подуровне (орбитали). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он будет обладать наименьшей энергией - меньшая сумма $n+l$. Заполнение энергетических уровней и

подуровней	идет	в	такой	последовательности:	
1s→2s→2p→3s→3p→4s→3d→4p→5s→4d→5p→6s→					51
→(5d ¹) →4f→5d→6p→7s→(6d ¹⁻²) →5f→6d→7p					52
Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И.Менделеева, то для элементов №16 (сера) и №22 (титан) электронные формулы имеют вид:					52
$_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$					52
$_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$					52
Классы неорганических соединений и периодическая система элементов.					52
К числу наиболее распространенных классов неорганических соединений относятся оксиды, кислоты и соли.					52
Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Оксиды подразделяются на солеобразующие (NO, CO, S ₂ O).					52
Солеобразующие оксиды по способностям к взаимодействию с веществами кислотного или основного характера могут быть соответственно основными (Na ₂ O, CaO) и кислотными (CO ₂ , SO ₃). Если же оксид (ZnO, Al ₂ O ₃) регулирует с веществами и кислотного и основного характера, его называют амфотерным.					52
$\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$					52
$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$					52
Неметаллические элементы образуют преимущественно кислотные оксиды, металлические – способны давать оксиды всех видов. При этом по мере увеличения степени окисления металла, характер его оксидов меняется от основного до кислотного: MnO (основной) MnO ₂ , (атмосферный) MnO ₃ , Mn ₂ O ₇ (кислотный). При высокой степени окисления (5, + 6, +7) металлы, как правило, образуют только кислотные оксиды. В периодах слева направо характер оксидов меняется от основного до кислотного.					52
В главных подгруппах кислотный характер оксидов ослабевает сверху вниз. Так, P ₂ O ₅ более кислотен, чем Sb ₂ O ₅ . Кислотный или основной характер оксидов определяется природой их внутренних химических связей. В кислотных оксидах элемент соединен с кислородом ковалентными связями; в основных – ионными, в амфотерных – связи частично ионные, частично ковалентные.					52
Основания и кислородные кислоты являются гидроксидами, поскольку их можно рассматривать как вещества, получившиеся в результате взаимодействия оксидов с водой. Однако, гидроксидами обычно называют только основания и амфотерные гидроксиды. Подвергаясь в растворах электролитической диссоциации, кислоты образуют ионы водорода и ионы кислотного остатка, основания – ионы металла и гидроксильные ионы.					52
$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$					52
$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$					52
Амфотерным оксидами соответствуют амфотерные гидроксиды, способные к взаимодействию и с кислотами, и с основаниями.					53
$\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$					53
$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$					53
Предполагается, что эта способность основана на том, что амфотерные гидроксиды в состоянии диссоциировать и по основному типу, образуя ионы OH ⁻ , и по кислотному, образуя ионы H ⁺ .					53
В первом случае имеет место					53
$\text{Zn(OH)}_2 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$					53
Во втором					53
$\text{Zn(OH)}_2 = 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$					53
Диссоциация по кислотному типу происходит в щелочной среде, по щелочному – в кислотной. Существует и другая теория, дающая объяснение своеобразным свойствам амфотерных электролитов – теория комплексных соединений. Амфотерность гидроксидов объясняется их способностью к образованию комплексов.					53

Типичные амфотерные гидроксиды образованы элементами второй группы – Be (OH)₂, Zn (OH)₂, третьей – Al(OH)₃, Ga(OH)₃, In(OH)₃. Характерна амфотерность и для гидроксидов элементов четвертой группы – Sn(OH)₂, Sn(OH)₄, Pb(OH)₂, Pb(OH)₄.53

Выяснить причину основности или кислотности того или другого гидроксида можно оценив характер химической связи между центральным атомом и группами OH.53

Если это ковалентные связи, как H₂SO₄, то гидроксид оказывается кислотой, если же ионные как в NaOH, то основанием. Объясняется это тем, что при наличии в гидроксиде ковалентной связи (в нашем примере связи между серой и кислородом) молекулы растворителя не будут действовать на нее достаточно интенсивно, а подействуют вместо этого на более полярную связь O – H. Это и повлечет за собой появление в растворе ионов H⁺, типичных для кислоты. И в случае же едкого натра полярные молекулы растворителя в первую очередь действуют на связь Na – O, как ионную, после чего в раствор переходят ионы OH⁻, типичные для щелочей.53

Так как неметаллы соединяются с кислородом ковалентными связями, то их гидроксиды могут диссоциировать в водных растворах только по кислотному типу. Связи же атомов металлов с кислородом значительно разнообразней по степени своей ионности (или ковалентности) и поэтому среди гидроксидов металлов встречаются как кислоты, так и основания и амфотерные соединения. Например Cr(OH)₂ – основание, Cr(OH)₃ – амфотерное соединение, H₂CrO₄ – кислота. Основной характер Cr(OH)₂ вызван тем, что связь хрома со степенью окисления +2 с кислородом более ионна, чем связь кислорода с водородом. Амфотерность Cr(OH)₃ обусловлена примерно одинаковой степенью ионности связи Cr со степенью окисления +3 с кислородом и связей кислорода с водородом. Кислотность H₂CrO₄ объясняет высокой положительной валентностью хрома (+6) обеспечивающей самостоятельное существование ионов CrO₄²⁻ в растворе.53

Связи между атомами хрома и кислорода в CrO₄²⁻ ковалентны, поэтому в растворе разрываются не они, а более полярные связи O – H, т.е. вещество диссоциирует по кислотному типу.54

Рост положительной степени окисления слева направо в периодах, а также уменьшение радиусов атомов элементов в периодах способствует усилению ковалентного характера в химических связях между атомами этих элементов и атомами кислорода, и тем самым приводит к усилению кислотности оксидов и гидроксидов элементов.54

Соль представляет собой продукт замещения водорода кислоты металлом или группой атомов, способной образовать положительные ионы (например NH₄⁺ – ион аммония). Если водород кислоты полностью замещен на металл (Na₂SO₄ сульфат натрия) соль называют средней; при частичном замещении – кислой (NaHSO₄ – гидросульфат натрия). Соли металлов, гидроксиды которых малорастворимы, могут содержать группы OH или атомы кислорода. Такие соли называются основными, например, CuOHCl – хлорид гидроксимеди, FeOCl – хлорид оксожелеза(III). Если при одном кислотном остатке находятся два металла, то такие соли называются двойными, например, NaKCO₃ – карбонат натрия – калия.54

Примеры диссоциации солей54

Na₂SO₄ = 2Na⁺ + SO₄²⁻54

KNaCO₃ = K⁺ + Na⁺ + CO₃²⁻54

Кислые и основные соли диссоциируют по стадиям.54

NaHSO₄ = Na⁺ + HSO₄⁻54

HSO₄⁻ = H⁺ + SO₄²⁻54

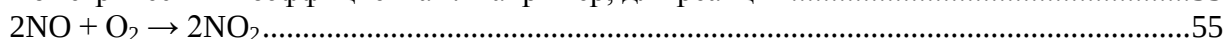
CuOHCl = CuOH⁺ + Cl⁻54

CuOH⁺ = Cu²⁺ + OH⁻54

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ54

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).54

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Например, для реакции.....55



закон действия масс может быть записан55

$$v = kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}, \dots\dots\dots 55$$

где v — скорость химической реакции; k — константа скорости; C_{NO} и C_{O_2} — концентрации реагирующих веществ.55

Реакция в гетерогенной системе [например, $\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г})$] осуществляется на поверхности раздела между фазами. Поэтому скорость гетерогенных реакций при постоянной температуре зависит не только от концентрации веществ, но и от площади поверхности раздела. Так, для реакции55



закон действия масс имеет вид : $v = kC_{\text{O}_2}S$,55

где k — константа скорости; C_{O_2} — концентрация кислорода; S — площадь поверхности раздела между фазами.55

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:55

$$v_{\dot{\text{O}}_2} = v_{\dot{\text{O}}_1} \gamma^{\frac{\dot{\text{O}}_2 - \dot{\text{O}}_1}{10}} \dots\dots\dots 55$$

где $v_{\dot{\text{O}}_2}$ и $v_{\dot{\text{O}}_1}$ — скорости реакций при T_2 и T_1 ; γ — температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°55

Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания.55

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т. е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом увеличивается.55

Примеры решения задач по теме «Кинетика»55

Пример 1. Определить скорость прямой элементарной газовой реакции в начальный момент времени и через некоторое время при изменении концентрации реагентов.....55

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, если $[\text{SO}_2] = 5$ моль/л, $[\text{O}_2] = 3$ моль/л, $k = 6$. Изменение концентрации O_2 на 1 моль/л.55

Решение: В начальный момент времени скорость прямой реакции была равна:56

$$v = kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2} = 6 \cdot 5^2 \cdot 3 = 450 \text{ моль/л с} \dots\dots\dots 56$$

Найдем концентрацию исходных веществ через какое-то время, когда концентрация кислорода изменилась на 1 моль/л, тогда $[\text{O}_2] = 3 - 1 = 2$ моль/л. С изменением кислорода меняется концентрация и $[\text{SO}_2]$ соответственно, составляем пропорцию :56

1 моль - на 1 моль/л56

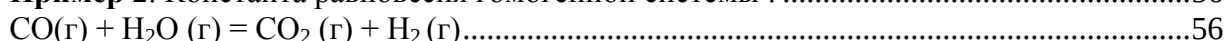
2 моля - на x моль/л56

$$x = \frac{2 \cdot 1}{1} = 2 \text{ моль/л, следовательно } [\text{SO}_2] = 5 - 2 = 3 \text{ моль/л.} \dots\dots\dots 56$$

Тогда скорость по истечении времени станет равна:56

$$v = kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2} = 6 \cdot 3^2 \cdot 2 = 108 \text{ моль/л с.} \dots\dots\dots 56$$

Пример 2. Константа равновесия гомогенной системы :56



при 850°C равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2$ моль/л.56

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы: 56

$$v_{\text{пр}} = k_1 [\text{CO}][\text{H}_2\text{O}] ; v = k_2 [\text{CO}_2][\text{H}_2]; \dots\dots\dots 56$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \dots\dots\dots 56$$

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение K_c входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации $[\text{CO}_2] = x$ моль/л. Согласно уравнению системы число молей образовавшегося водорода при этом будет также x моль/л. По столько же молей (x моль/л) CO и H_2O расходуется для образования по x молей CO_2 и H_2 . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ 56

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = x \text{ моль/л} ; [\text{CO}] = (3 - x) \text{ моль/л} ; [\text{H}_2\text{O}] = (2 - x) \text{ моль/л.} \dots\dots\dots 56$$

Зная константу равновесия, находим значение x , а затем исходные концентрации всех

$$\text{веществ: } 1 = \frac{x^2}{(3-x)(2-x)} ; x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2 ; 5x = 6 ; x = 1,2 \text{ моль/л.} \dots\dots\dots 56$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации: 56

$$[\text{CO}] = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л} ; [\text{H}_2\text{O}] = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л} ; [\text{CO}_2] = 1,2 \text{ моль/л} ; [\text{H}_2] = 1,2 \text{ моль/л.} \dots 56$$

Пример 3. Эндотермическая реакция разложения пентохлорида фосфора протекает по уравнению: $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) ; \Delta H = +92,59 \text{ кДж} \dots\dots\dots 56$

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции - разложения PCl_5 ? 57

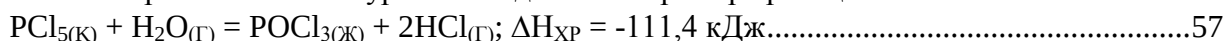
Решение. Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле Шателье: а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta H = +92,59$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 57

Примеры решения задач по теме «Энергетика химических реакций» 57

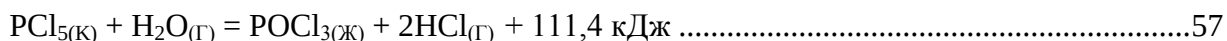
Пример 1 При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (V) с парами воды образуются жидкий POCl_3 и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции. 57

Решение. Уравнение реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называются термохимическими. В термохимических уравнениях, если это специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении Q_p , равные изменению энтальпии системы ΔH . Значение ΔH приводят обычно в правой части уравнения, отделяя его запятой или точкой с запятой. Приняты следующие сокращения обозначения агрегатного состояния веществ: г - газообразное, ж - жидкое, к - кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно. 57

Если в результате реакций выделяется теплота, то $\Delta H < 0$. Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение данной в примере реакции: 57



или 57



Вещество 57

Состояние 57

ΔH_{298} , кДж/моль	57
Вещество	57
Состояние	57
ΔH_{298} , кДж/моль	57
CS_2	57
Г	57
+115,28	57
CH_3OH	57
Г	57
-201,17	57
NO	57
Г	57
+90,37	57
C_2H_5OH	57
Г	57
-235,31	57
C_6H_6	58
Г	58
+82,93	58
H_2O	58
Г	58
-241,83	58
C_2H_4	58
Г	58
+52,28	58
H_2O	58
ж	58
-285,84	58
H_2S	58
Г	58
-20,15	58
NH_4Cl	58
к	58
-315,39	58
NH_3	58
Г	58
-46,19	58
CO_2	58
Г	58
-393,51	58
CH_4	58
Г	58
-74,85	58
Fe_2O_3	58
к	58
-822,1	58
C_2H_6	58
Г	58
-84,67	58
$Ca(OH)_2$	58
к	58
-986,5	58

HCl	58
Г	58
-92,31	58
Al ₂ O ₃	58
К	58
1669,8	58
CO	58
Г	58
-110,52	58
Пример 2. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H^0 = -393,5$ кДж/моль) и термохимического уравнения	58
$C_{\text{(графит)}} + 2N_2O_{\text{(г)}} = CO_{2\text{(г)}} + 2N_{2\text{(г)}}$, $\Delta H^0 = -557,5$ кДж/моль (1)	58
вычислить теплоту образования $N_2O_{\text{(г)}}$	58
Решение. Обозначив искомую величину через x , запишем термохимическое уравнение образования $N_2O_{\text{(г)}}$ из простых веществ:	58
$N_{2\text{(г)}} + 1/2O_{2\text{(г)}} = N_2O_{\text{(г)}}$, $\Delta H^0_1 = x$ кДж/моль (2)	58
Запишем также термохимическое уравнение реакции образования $CO_{2\text{(г)}}$ из простых веществ :	58
$C_{\text{(графит)}} + O_{2\text{(г)}} = CO_{2\text{(г)}}$, $\Delta H^0_2 = -393,5$ кДж/моль (3)	58
Из уравнения (2) и (3) можно получить уравнение (1). Для этого умножим уравнение (2) на два и вычтем найденное уравнение из (3). Имеем :	58
$C_{\text{(графит)}} + 2N_2O_{\text{(г)}} = CO_{2\text{(г)}} + 2N_{2\text{(г)}}$, $\Delta H^0 = (-393,5 - 2x)$ кДж/моль (4)	58
Сравнивая уравнение (1) и (4) находим: $-393,5 - 2x = -557,5$, откуда $x = 82$ кДж/моль	58
Пример 3. Дано уравнение реакции:	58
$3Fe_2O_3(к) + H_2(г) = 2Fe_3O_4(к) + H_2O(г)$	58
ΔH , кДж/моль -822,2 0 -1117,1 -241,7	58
ΔS , Дж/моль К 87,4 130,5 146,2 188,7	59
ΔG , кДж/моль -740,3 0 -1014,2 -228,6	59
Найти изменение энтальпии, и определить будет ли протекать процесс самопроизвольно при $T = 298, 500, 1000$ К.	59
Решение.	59
1. Определим изменение энтальпии:	59
$\Delta H = H_{\text{кон}} - H_{\text{исх}} = (2(-1117,1) + (-241,7)) - (3(-822,2) + 0) = -9,3$ кДж/моль	59
2. Определим изменение энтропии для определения энергии Гиббса	59
$\Delta S = S_{\text{кон}} - S_{\text{исх}} = (2 \cdot 146,2 + 188,7) - (3 \cdot 87,4 + 130,5) = 88,4$ Дж/моль К	59
3. Рассчитаем энергию Гиббса для трех температур	59
$\Delta G_{298} = \Delta H - T\Delta S = -9,3 \cdot 10^3 - 298 \cdot 88,4 = -35,64$ кДж/моль	59
$\Delta G_{500} = \Delta H - T\Delta S = -9,3 \cdot 10^3 - 500 \cdot 88,4 = -53,5$ кДж/моль	59
$\Delta G_{1000} = \Delta H - T\Delta S = -9,3 \cdot 10^3 - 1000 \cdot 88,4 = -97,7$ кДж/моль	59
Следовательно, энергия Гиббса отрицательная величина, поэтому процесс самопроизвольно протекать будет.	59
Пример 4 Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению:	59
$Fe_2O_3(к) + 3H_2(г) = 2Fe(к) + 3H_2O(г)$; $\Delta H = +96,61$ кДж. Возможна ли реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S = 0,1387$ кДж/моль·К. При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?	59
Решение.	59
Вычисляем ΔG реакции $\Delta G = \Delta H - \Delta S \cdot T = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28$ кДж. Так как $\Delta G > 0$, то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия). Найдем температуру, при которой $\Delta G = 0$:	

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{96,61}{0,1387} = 696,5\text{K}$$

. Следовательно при температуре $\approx 696,5$ К начнется реакция восстановления Fe_2O_3 . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции. 59

Решение задач по теме «Растворы»59

Пример 1 Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2%-ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$59

Решение. По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (Δt) по сравнению с температурами кристаллизации и

$$\Delta t = K \frac{m1000}{Mm_1}$$

кипения растворителя выражается уравнением59

где K - криоскопическая или эбуллиоскопическая константы. Для воды они соответственно равны 1,86 и 0,52 град. m и M - соответственно масса растворенного вещества и его молярная масса; m_1 - масса растворителя.59

$$\Delta t = 1,86 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21$$

Понижение температуры кристаллизации 2%-ного раствора60
град.

Вода кристаллизуется при 0°C , следовательно, температура кристаллизации раствора $0 - 0,21 = -0,21^\circ\text{C}$60

$$\Delta t = 0,52 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06$$

Повышение температуры кипения 2%-ного раствора глюкозы60
град.

Вода кипит при 100°C , следовательно, температура кипения этого раствора $100 + 0,06 = 100,06^\circ\text{C}$60

Пример 2. Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ в 100 г сероуглерода, кипит при $46,529^\circ\text{C}$. Температура кипения сероуглерода $46,3^\circ\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу сероуглерода.60

Решение. Повышение температуры кипения $\Delta t = 46,529 - 46,3 = 0,229$ град. Молярная масса кислоты 122 г/моль. По формуле находим:60

$$K = \frac{\Delta t M m_1}{m 1000} = \frac{0,229 \cdot 122 \cdot 100}{1,22 \cdot 1000} = 2,29$$

град.60

Решение задач по теме «Окислительно-восстановительные реакции»60

Ионные реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными реакциями. Типичный процесс окисления-восстановления наглядно можно наблюдать в следующем эксперименте.60

Если слить подкисленные эквимоллярные растворы перманганата калия, имеющего красно-фиолетовую окраску, и нитрита натрия, то через некоторое время реакционная смесь обесцвечивается. Качественный анализ образовавшейся смеси показывает, что в ней содержится ничтожно мало ионов NO_2^- и MnO_4^- и значительное количество ионов NO_3^- и Mn^{2+} . Очевидно, произошло превращение60



В отдельности растворенные перманганат калия и нитрит натрия могут храниться долгое время без изменения, следовательно, наблюдаемая реакция обусловлена двумя взаимосвязанными переходами, в результате которых изменяется степень окисления (валентное состояние) азота и марганца:60



Первый переход представляет собой реакцию окисления, второй—реакцию восстановления.60

Для составления уравнения окислительно-восстановительной реакции, протекающей в водном растворе, удобно использовать *метод электронно-ионного баланса*. Этот метод

рассмотрен ниже на примере составления уравнения реакции между перманганатом калия и нитритом калия в водном растворе.61

Сначала составляют уравнение реакций окисления и восстановления. В схеме процесса окисления число атомов азота, входящих в ионы нитрита и нитрата, одно и то же, число атомов кислорода разное. Для уравнивания числа атомов кислорода в левую часть схемы этого перехода записывают молекулу воды (или ионы OH^- для щелочной среды):61

$$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- \dots\dots\dots 61$$

Число атомов N и O в обеих частях этой схемы одинаково, а атомы водорода указаны только в левой части. Для уравнивания числа атомов водорода справа в схему приписывают недостающее их число в виде ионов водорода:61

$$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \dots\dots\dots 61$$

В данной записи не выполняется равенство суммарных зарядов:61

сумма зарядов слева (—1) не равна сумме зарядов справа (+1). С учетом правила сохранения зарядов ионное уравнение этого процесса должно быть записано так:.....61

$$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \dots\dots\dots 61$$

Аналогичные операции проводят при составлении ионного уравнения перехода перманганат-иона в двухвалентный ион марганца:.....61

$$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}, \dots\dots\dots 61$$

$$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 61$$

$$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 61$$

Разумеется, при составлении уравнений реакции их не следует переписывать несколько раз, а нужно последовательно дополнять недостающими ионами и молекулами и расставлять стехиометрические коэффициенты.61

Таким образом получают уравнения двух процессов, одновременно протекающих в растворе:.....61

$$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \dots\dots\dots 61$$

$$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 61$$

В первой реакции происходит присоединение электронов, это реакция восстановления, а ион MnO_4^- - окислитель. Во второй реакции происходит отдача электронов, это реакция окисления, а ион NO_2^- - восстановитель.61

В общем уравнении окислительно-восстановительного процесса число принятых окислителем электронов должно равняться числу электронов, отданных восстановителем, поэтому умножают стехиометрические коэффициенты первого уравнения на 2, а второго — на 5 (чтобы получить наименьшее одинаковое число принятых и отданных электронов) и суммируют оба выражения:61

$$5\text{NO}_2^- + 5\text{H}_2\text{O} - 10\text{e}^- = 5\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ \dots\dots\dots 62$$

$$2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{e}^- = 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 62$$

$$5\text{NO}_2^- + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ = 5\text{NO}_3^- + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 62$$

В левой части уравнения находятся ионы водорода, что говорит о необходимости проведения реакции в кислой среде. Если растворы были подкислены серной кислотой, то процесс описывается следующим молекулярным уравнением:.....62

$$5\text{KNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{KNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots 62$$

При составлении молекулярного уравнения требуется уравнивать число катионов, входящих в состав солей.62

Метод электронно-ионного баланса используется в основном для подбора стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах. Этот метод имеет то преимущество, что при его применении необязательно знать степени окисления атомов, участвующих в реакции ионов.62

Коэффициенты в уравнениях реакций, проходящих в газовом или кристаллическом состоянии, а также в водных растворах, можно подбирать методом электронного баланса. Разберем этот метод на примере составления уравнения реакции разложения хлората калия.

Этот процесс протекает по схеме:62



В результате этого процесса хлор в состоянии Cl^{5+} (в KClO_3) Переходит в Cl^- (в KCl) и Cl^{7+} (в KClO_4). Для нахождения стехиометрических коэффициентов подбирают множители, уравнивающие число отданных и принятых электронов:62

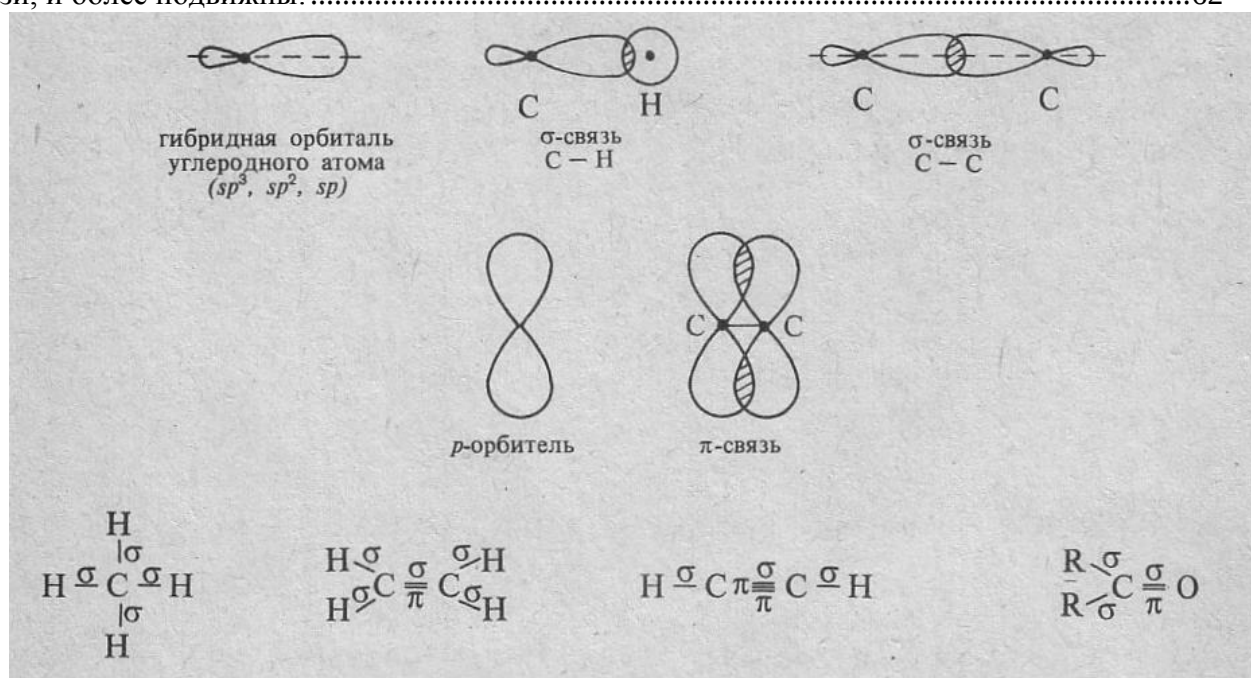


Следовательно, молекулярное уравнение окислительно-восстановительного процесса разложения хлората калия следует записать так:62



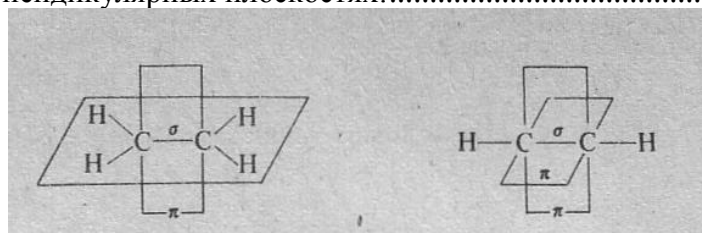
УГЛЕВОДОРОДЫ62

Углеводородами называются соединения, состоящие из углерода и водорода. Углеводороды делятся на предельные и непредельные; предельные содержат только простые или ординарные связи между атомами углерода, непредельные содержат также и кратные связи – двойные или тройные. Любая простая связь атома углерода с другим атомом (в том числе и атомом углерода) является δ -связью; для нее характерно перекрывание электронных орбиталей вдоль линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов. В образовании δ -связи со стороны атома углерода всегда участвует гибридная sp^3 -, sp^2 - или sp -орбиталь. Одна из кратных связей углеродного атома в различных соединениях также является δ -связью, другие связи образованы не гибридными, а p -орбиталями и называются π -связями. π -Связи образуются за счет перекрывания p -орбиталей по обе стороны линии, соединяющей центры атомов; они менее прочны, чем δ -связи, и более подвижны:62



.....63

π -Связь в этилене расположена в плоскости, перпендикулярной плоскости расположения δ -связей. В ацетилене имеющиеся две π -связи расположены в двух взаимно перпендикулярных плоскостях:63



.....63

Общая формула предельных углеводородов (алканов, парафинов) C_nH_{2n+2} Они образуют гомологический ряд, который часто называют рядом метана. Он является основой, из которой выводятся все остальные классы органических соединений.....63

При отнятии одного атома водорода от алкана получается радикал, называемый алкилом и обозначаемый R или Alk, который имеет общую формулу C_nH_{2n+1} . Для алканов характерен суффикс-ан, для радикалов – -ил.....63

Алканы(формула)	63
Алканы(название).....	63
Радикал (формула).....	63
Радикал (название)	63
CH_4	63
метан	63
$CH_3—$	63
метил.....	63
C_2H_6	64
этан.....	64
$C_2H_5—$	64
этил.....	64
C_3H_8	64
пропан.....	64
$C_3H_7—$	64
пропил.....	64
C_4H_{10}	64
бутан	64
$C_4H_9—$	64
бутил	64
C_5H_{12}	64
пентан	64
$C_5H_{11—}$	64
пентил (амил).....	64
C_6H_{14}	64
гексан	64
$C_6H_{13—}$	64
гексил.....	64
C_7H_{16}	64
гептан	64
$C_7H_{15—}$	64
гептил.....	64
C_8H_{18}	64
октан.....	64
$C_8H_{17—}$	64
октил	64
C_9H_{20}	64
нонан	64
$C_9H_{19—}$	64
нонил.....	64
$C_{10}H_{22}$	64
декан	64
$C_{10}H_{21—}$	64
децил	64
$C_{11}H_{24}$	64
ундекан	64

$C_{11}H_{23}$ —	64
ундецил.....	64

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине , соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

В результате освоения ООП бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине (модулю):

<i>Коды компетенции</i>	Результаты освоения ООП <i>Содержание компетенций</i>	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОК-14	наличие целостного представления о картине мира, его научных основах;	знать фундаментальные и современные разделы химии в необходимом объеме для осуществления профессионально-педагогической деятельности; уметь использовать знания химии в профессионально-педагогической деятельности. владеть методами научного познания действительности.
ОК-16	способность выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессионально-педагогической деятельности.	знать понятия и современные законы естественнонаучных дисциплин; уметь применять знания естественных наук при анализе проблем и решении задач профессионально-педагогической деятельности; владеть методами и принципами познания естественных наук.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Данная дисциплина относится к числу базовых математического и естественнонаучного цикла Б2.

Дисциплина изучается на 1 курсе во 2 семестре. Ее изучение основано на знаниях, умениях и готовности студентов, сформированных в общеобразовательных учреждениях, а также на компетенциях формирующихся при изучении Математики. Параллельно начинается изучение такой взаимосвязанной дисциплины как Физика.

При этом освоение данной дисциплины является основой для изучения такой дисциплины как Материаловедение и технология конструкционных материалов.

3. Объем дисциплины в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам занятий) и на самостоятельную работу

обучающихся

Общая трудоемкость (объем) дисциплины (модуля) составляет 4 зачетных единиц (ЗЕ), 144 академических часов.

3.1. Объем дисциплины (модуля) по видам учебных занятий (в часах)

Объём дисциплины	Всего часов	
	для очной формы обучения	для заочной (очно- заочной) формы обучения
Общая трудоемкость дисциплины	144	144
Контактная работа обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) (всего)		
Аудиторная работа (всего):	40	12
в т. числе:		
Лекции	20	6
Семинары, практические занятия	10	6
Практикумы	10	
Лабораторные работы		
в т.ч. интерактивных формах	16	4
Внеаудиторная работа (всего):		
В том числе, индивидуальная работа обучающихся с преподавателем:		
Курсовое проектирование		
Групповая, индивидуальная консультация и иные виды учебной деятельности, предусматривающие групповую или индивидуальную работу обучающихся с преподавателем		
Творческая работа (эссе)		
Самостоятельная работа обучающихся (всего)	68	123
Вид промежуточной аттестации обучающегося: экзамен	36	9

4. Содержание дисциплины , структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий

4.1. Разделы дисциплины (модуля) и трудоемкость по видам учебных занятий (в академических часах)

для очной формы обучения

№ п/п	Раздел дисциплины	Общая трудоемкость (в часах)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость (в часах)			Формы текущего контроля успеваемости
			аудиторные учебные занятия		самостоятель ная работа обучающихся	
		всего	лекции	семинары, практические занятия		
1.	Основные понятия и законы химии. Строение атома, периодический закон и система Д.И.Менделеева. Химическая связь. Реакционная способность веществ	18	4	4	10	Тестирование
2.	Энергетика химических процессов. Химическая кинетика	16	4	2	10	Индивидуальное задание
3.	Коллоидно-дисперсные системы. Растворы.	14	4	-	10	Контрольная работа
4.	Окислительно-восстановительные процессы	14	4	-	10	Тестирование
5.	Элементы органической химии. Органические полимерные материалы	18	4	4	10	Реферат с презентацией
6.	Химический практикум	28		10	18	Контрольная работа

для заочной (очно-заочной) формы обучения

№ п/п	Раздел дисциплины	Общая трудоемкост ь (в часах)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость (в часах)		Формы текущего контроля успеваемости
----------	----------------------	--	--	--	---

		всего	аудиторные учебные занятия		самостоятельная работа обучающихся	
			лекции	семинары, практические занятия		
1.	Основные понятия и законы химии. Строение атома, периодический закон и система Д.И.Менделеева. Химическая связь. Реакционная способность веществ	22	2	-	20	Задание домашней контрольной работы
2.	Энергетика химических процессов. Химическая кинетика	22	2	-	20	Задание домашней контрольной работы
3.	Коллоидно-дисперсные системы. Растворы.	19	1	-	18	Задание домашней контрольной работы
4.	Окислительно-восстановительные процессы	19	1	-	18	Задание домашней контрольной работы
5.	Элементы органической химии. Органические полимерные материалы	20	-	2	18	Задание домашней контрольной работы
6.	Химический практикум	33	-	4	29	Задание домашней контрольной работы

4.2 Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам)

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
1 Основные понятия и законы химии. Строение атома, периодический закон и система Д.И.Менделеева. Химическая связь. Реакционная способность веществ		
<i>Содержание лекционного курса</i>		
1.1.	Основные понятия и законы химии. Современные представления о строении атома.	Доказательства сложности строения атома. Планетарная модель строения атома. Атомные спектры. Корпускулярно-волновые свойства микрочастиц. Электронная орбиталь. Квантовые числа Принципы заполнения атомных орбиталей. Электронные формулы Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева
1.2	Химическая связь и строение	Определение и характеристики химической связи.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
	вещества.	Основные виды связей. Ковалентная связь. Направленность, насыщенность, полярность и поляризуемость. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия. Понятия о комплексных соединениях.
<i>Темы практических/семинарских занятий</i>		
1.3	Основные химические понятия и законы химии Простейшие стехиометрические расчеты	Основные химические понятия (атом, простое вещество, сложное вещество, абсолютная атомная масса, относительная атомная масса, атомная единица массы, относительная молекулярная масса, количество вещества, молярная масса, химическая формула эквивалент, молярная масса эквивалентов). Основные законы химии (закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объёмных отношений, закон Авогадро и следствия из него). Расчеты по химическим формулам, расчеты по химическим уравнениям.
1.4	Строение атома. Периодическая система и периодический закон химических элементов. Химическая связь.	Электронная орбиталь. Квантовые числа. Принципы заполнения атомных орбиталей. Электронные формулы. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Характеристика элемента по положению в ПС. Основные виды связей. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия. Классификация неорганических веществ
2 Энергетика химических процессов. Химическая кинетика		
<i>Содержание лекционного курса</i>		
2.1	Основы химической термодинамики	Параметры состояния, процессы изобарные, изохорные, изотермические, функции состояния системы (внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса). Внутренняя энергия, теплота, работа. Первый закон термодинамики, энтальпия. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. Теплота (энтальпия) образования. Закон Гесса и следствие из него. Теплота сгорания топлива, удельная теплота сгорания. Калориметрия. Калорийность пищи. Изменение энтальпии в фазовых превращениях. Энтропия и её изменение при химических реакциях. Энергия Гиббса.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
2.2	Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Фазовое равновесие, адсорбционное равновесие.	Скорость реакции для гомогенных и гетерогенных реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов, порядок и молекулярность реакции. Влияние температуры на скорость химических реакций, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Константа химического равновесия, принцип Ле Шателье. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Фазовые равновесия. Поверхностное натяжение, адсорбенты и адсорбтивы, физическая и химическая адсорбция, ионообменная адсорбция, понятие о хроматографии.
<i>Темы практических/семинарских занятий</i>		
2.3	Химическая кинетика. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Фазовое равновесие. Адсорбционное равновесие.	Скорость химических реакций и её зависимость от температуры, концентрации. Химическое равновесие. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Фазовое равновесие. Адсорбционное равновесие (Основные понятия)
3 Коллоидно-дисперсные системы. Растворы.		
<i>Содержание лекционного курса</i>		
3.1	Дисперсные системы. Растворы неэлектролитов	Общие понятия, классификация. Коллоидные растворы, строение мицеллы гидрофобного золя. Методы получения коллоидных растворов. Оптические, кинетические и электрические свойства коллоидных растворов. Коллоидные растворы в природе и технике Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Давление насыщенного пара, температура кипения и замерзания
3.2	Свойства растворов электролитов. Буферные растворы. Ионные реакции в растворах электролитов. Гидролиз.	Теория электролитической диссоциации. Слабые электролиты Константа и степень диссоциации. Сильные электролиты, активность электролитов в водных растворах. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель Буферные растворы. Ионные реакции в растворах электролитов. Гидролиз.
4 Окислительно-восстановительные процессы		
<i>Содержание лекционного курса</i>		
4.1	Окислительно-восстановительные реакции.	Определение ОВР, классификация. Электродный потенциал, стандартный водородный электрод, электрохимический ряд напряжений металлов. Гальванический элемент. Аккумуляторы
4.2	Электролиз. Законы Фарадея. Коррозия металлов.	Электролиз. Законы Фарадея. Получение гальванопокрытий. Электрохимическая анодная обработка металлов и сплавов. Коррозия металлов. Классификация, механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от коррозии.
5 Элементы органической химии. Органические полимерные материалы		

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
<i>Содержание лекционного курса</i>		
5.1	Элементы органической химии.	Общая характеристика органических соединений, их особенности, теория химического строения и классификация органических соединений.
5.2	Органические полимерные материалы	Органические полимерные материалы. Методы получения полимеров (полимеризация и поликонденсация). Термопластичные и термореактивные полимеры. Форма и структура макромолекул полимеров (форма линейная, разветвленная, сетчатая, структура регулярная и нерегулярная). Полимеры кристаллические и аморфные.
<i>Темы практических/семинарских занятий</i>		
5.3	Особенности, теория химического строения и классификация органических соединений.	Основные положения теории химического строения. Изомеры и изомерия. Номенклатура органических соединений.
5.4	Углеводороды и полимеры	Классификация углеводородов, их основные химические свойства. Химический состав нефти. Способы переработки нефти. Автомобильные бензины. Требования к качеству бензинов. Автомобильные дизельные топлива Классификация полимеров.
6. Химический практикум		
6.1	Энергетические эффекты химических реакций.	Термохимические расчеты. Энтропия и её изменение при химических реакциях. Энергия Гиббса и направленность химических процессов.
6.2	Дисперсные системы. Коллоидные растворы. Общие свойства растворов. Свойства водных растворов неэлектролитов	Расчет осмотического давления растворов, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов неэлектролитов.
6.3	Растворы электролитов. Водородный показатель Гидролиз.	ТЭД. Слабые и сильные электролиты Константа и степень диссоциации. Расчет водородного показателя сильных кислот и оснований.
6.4	Окислительно-восстановительные реакции.	Составление уравнений ОВР методом электронного баланса и методом полуреакций. Составление схем гальванических элементов, определение направлений ОВР.
6.5	Электролиз. Законы Фарадея.	Составление схем электролиза солей, решение задач на законы Фарадея. Защита металлов от коррозии.

5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

По дисциплине «Химия» имеется учебно-методический комплекс, который студенты получают в электронном варианте, где указаны темы практических

занятий, вопросы к ним, а также задачи и упражнения. Данный комплекс студенты могут использовать для подготовки к практическим занятиям и контрольным работам. На практических занятиях студентам выдаются справочные материалы. Кроме того, рекомендовано использовать следующие пособия: 1. Черемнова Т.В. Классы неорганических соединений. Учеб. пособие/ Т.В. Черемнова – Новокузнецк: изд-во КузГПА, 2009. 27с

2. Черемнова Т.В. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум для студентов естественно-географического факультета Часть 1/ Т.В. Черемнова – Новокузнецк: изд-во КузГПА, 2013. 62с.

При выполнении самостоятельной работы студенты могут использовать научно-популярную, учебную литературу, указанную в рабочей программе.

6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)

6.1. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине (модулю)

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины (результаты по разделам)	Код контролируемой компетенции (или её части) / и ее формулировка	наименование оценочного средства
1.	Основные понятия и законы химии. Строение атома, периодический закон и система Д.И.Менделеева. Химическая связь. Реакционная способность веществ	ОК-16,14	тестирование
2.	Энергетика химических процессов. Химическая кинетика	ОК-16	тестирование
3.	Коллоидно-дисперсные системы. Растворы.	ОК-14	тестирование
4.	Окислительно-восстановительные процессы	ОК-14	Контрольная работа
5.	Элементы органической химии. Органические полимерные материалы	ОК-14	Контрольная работа
6.	Основы аналитической химии	ОК-16	Контрольная работа

6.2. Типовые контрольные задания или иные материалы

6.2.1. Экзамен

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ ПО ХИМИИ

1. Основные понятия химии: атом, молекула, химический элемент, виды химических формул, относительная атомная и молекулярная масса, эквивалент, моль, молярная масса, эквивалентная молярная масса, химические реакции и уравнения.

2. Основные количественные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон эквивалентов, закон кратных отношений, закон постоянства состава, закон Авогадро и следствия из него.

3. Строение атома: доказательства сложности строения атома, планетарная модель строения атома, атомные спектры, постулаты Бора, двойственная природа электрона, принцип неопределенности, уравнение Шредингера.

4. Атомные орбитали, квантовые числа, принципы заполнения орбиталей (принцип минимальной энергии, принцип запрета Паули, правило Гунда, правило Клечковского), электронные формулы.

5. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронное строение атома (формулировка Менделеева, современная формулировка, структура периодической системы, физический смысл порядкового номера элемента, связь между электронным строением атомов и положением элементов в периодической системе.)

6. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов: радиусы атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

7. Классификации и номенклатура неорганических веществ.

8. Химическая связь: определение и характеристики химической связи, основные виды связей. Метод валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи, гибридизация атомных орбиталей. Полярность связей и молекул.

9. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия, силы отталкивания и суммарное взаимодействие. Водородная связь.

10. Основы химической термодинамики: предмет химической термодинамики, основные понятия (система, параметры состояния, термодинамические функции, энергия системы, теплота и работа, термодинамические процессы).

11. Первый закон термодинамики, энтальпия. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. Энтальпия (теплота) образования и сгорания.

12. Основной закон термохимии и следствия из него. Калорийность пищи. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее изменения при различных процессах. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

13. Химическая кинетика: скорость химической реакции, зависимость скорости реакции от различных факторов, порядок и молекулярность реакции, катализ и его виды.

14. Химическое равновесие, константа химического равновесия, смещение равновесия, принцип Ле Шателье.

15. Растворы: способы выражения концентраций растворов, физико-химические свойства разбавленных растворов неэлектролитов (осмос, давление пара над раствором, температуры кипения и замерзания, растворение газов в жидкостях, экстракция). Криоскопия и эбулиоскопия.

16. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации, слабые и

сильные электролиты, диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный показатель.

17. Основные типы химических реакций в растворах: реакция гидролиза, нейтрализации, осаждения и растворения. Кислотно-основные буферные системы.

18. Сильные электролиты. Произведение растворимости.

19. Дисперсные системы. Коллоидные растворы, растворы высокомолекулярных соединений.

20. Редокс-процессы: степень окисления, отличие от валентности; важнейшие окислители и восстановители, типы окислительно-восстановительных реакций, методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

21. Электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Окислительно-восстановительные потенциалы и определение направления окислительно-восстановительных процессов. Гальванические элементы.

22. Электролиз. Законы электролиза. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.

23. Предмет органической химии. Теория строения органических соединений Бутлерова, ее положения; развитие теории строения органических соединений в свете новых электронных представлений начала XX века: квантовая теория, атомные орбитали, электронная конфигурация атома, гибридизация, типы гибридизации.

24. Классификация органических соединений.

25. Полимеры. Методы получения полимеров: полимеризация, поликонденсация. Полимеры терморезистивные и термопластичные.

26. Строение полимеров: линейные, разветвленные и сетчатые полимеры. Регулярная и нерегулярная структура полимеров. Кристаллические и аморфные полимеры.

27. Свойства полимеров: химические свойства, механические и электрические. Органические полупроводники и электролиты. Применение полимеров: волокна, пленки, резины, лаки, клеи, пластмассы, композиционные материалы.

28. Основы аналитической химии. Качественный и количественный анализ. Физико-химические методы анализа.

а) критерии оценивания компетенций (результатов)

Материалы, определяющие порядок и содержание проведения промежуточных итоговых аттестаций, соответствуют требованиям ГОС, приказам, распоряжениям и рекомендациям ФАО и учебно-методического отдела университета.

Контроль знаний студентов проводится по следующей схеме:

- промежуточная аттестация знаний и умений в течение семестра;
- аттестация по итогам 2-х семестров в форме дифференцированного зачета.

Материалы, определяющие порядок и содержание промежуточных и итоговой аттестаций, включают:

- контрольные вопросы по темам дисциплины;

- фонд домашних заданий;
- фонд тестовых заданий по дисциплине;
- вопросы к экзамену;
- дидактические материалы к решению задач

Знания и умения студентов при итоговом контроле по дисциплине оцениваются на «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Критерии оценки знаний студентов по дисциплине:

- «отлично» - выставляется студенту, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания учебной программы дисциплины и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач;
- «хорошо» - выставляется студенту, показавшему полные знания учебной программы дисциплины, умение применять их на практике и допустившему в ответе или в решении задач некоторые неточности;
- «удовлетворительно» - выставляется студенту, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, при этом он владеет основными разделами учебной программы, необходимыми для дальнейшего обучения и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации;
- «неудовлетворительно» - выставляется студенту, ответ которого содержит существенные пробелы в знании основного содержания учебной программы дисциплины и не умеющего использовать полученные знания при решении практических задач.

в) описание шкалы оценивания

Итоговая оценка знаний и умений по дисциплине складывается из трех частей:

- 20 % оценки текущего контроля;
- 30 % оценка за тестовые задания;
- 50 % оценка за экзамен

6.2.2 Наименование оценочного средства* (в соответствии с таблицей 6.1)

а) типовые задания – образец

Основные понятия и законы химии. Реакционная способность веществ

1. Формула высшего оксида элемента, образующего летучее водородное соединение ЭН₄, имеет вид 1) ЭО₂ 2) ЭО₄ 3) ЭО 4) ЭО₃
2. Амфотерными являются гидроксиды: 1) марганца (VII) 2) кальция 3) бериллия 4) алюминия
3. Оксиды образуются при: 1) растворении негашёной извести 2) горении железа в хлоре 3) растворении хлора в воде 4) горении природного газа
4. Средняя соль образуется при взаимодействии: 1) 1 моль Са(ОН)₂ и 2 моль НСl 2) 1 моль Ва(ОН)₂ и 1 моль НСl 3) 2 моль Mg(ОН)₂ и 1 моль НСl 4) 1 моль Cu(ОН)₂ и 2 моль H₂SO₄
5. Для растворения в соляной кислоте 280 г оксида кальция необходимо _____ г соляной кислоты 1) 730 г 2) 365 г 3) 73 г 4) 36,5 г

Строение атома и химическая связь

1. Квантовое число n характеризует...
 - 1) форму электроннй орбитали ○ 2) энергию электроннй орбитали
 - 3) ориентацию электроннй орбитали ○ 4) собственный магнитный момент
2. Химическому элементу с формулой высшего оксида $\text{Э}_2\text{O}_3$ соответствует электронная конфигурация внешнего энергетического уровня...
 - 1) $ns^2 np^2$ ○ 2) $ns^2 np^4$ ○ 3) $ns^2 np^1$ ○ 4) $ns^2 np^3$
3. В группах с увеличением порядкового номера электроотрицательность элементов... 1) изменяется периодически 2) уменьшается 3) увеличивается 4) не изменяется
4. Угол между связями в молекуле SiH_4 равен : 1) 120° 2) 180° 3) 90° 4) $109^\circ 28'$
5. Для простых веществ характерны следующие типы химической связи...
 - 1) Ковалентная полярная и металлическая 2) Ковалентная неполярная и ионная -
 - 3) Ионная и металлическая 4) Ковалентная неполярная и металлическая

Энергетика химических процессов. Химическая кинетика

1. В системе, находящейся при постоянном давлении и температуре, самопроизвольно могут протекать процессы, для которых ...
 - 1) $\Delta S < 0$ 2) $\Delta H > 0$ 3) $\Delta G > 0$ 4) $\Delta G < 0$
2. В соответствии с термохимическим уравнением реакции $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, $\Delta_r H = - 802$ кДж для получения 500 кДж теплоты необходимо сжечь _____ литр(ов) (н.у.) метана: 1) 56 2) 28 3) 14 4) 42
3. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(\text{г})}$, при условии ее элементарности, увеличится в ____ раз.
 - 1) 50 2) 100 3) 20 4) 5
4. Количественное влияние температуры на скорость химической реакции выражается ...
 - 1) правилом Вант-Гоффа 2) законом действующих масс
 - 3) законом Гесса 4) законом Рауля
5. Для смещения равновесия в системе $\text{MgO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{MgCO}_{3(\text{т})}$, $\Delta_r H < 0$ в сторону продуктов реакции необходимо ...
 - 1) Понизить давление 2) Понизить температуру
 - 3) Ввести катализатор 4) Ввести ингибитор
6. Состояние равновесия характеризуется равенством....
 - 1) температуры продуктов и исходных веществ 2) концентраций продуктов и исходных веществ
 - 3) количеств веществ в системе
 - 4) скоростей, прямого и обратного процессов

Растворы. Дисперсные системы

1. Формула для нахождения молярной концентрации растворённого вещества имеет вид: _____ (вставьте формулу)
2. Для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH требуется _____ г гидроксида натрия : 1) 40 2) 8 3) 4 4) 10
3. Для повышения температуры кипения раствора на $1,04^\circ\text{C}$, необходимо, чтобы концентрация растворённого в нём неэлектролита составляла _____ моль/кг ($E \text{ H}_2\text{O} = 0,52$ (град · кг)/моль) : 1) 0,2 2) 2 3) 1 4) 0,1

4. Степень электролитической диссоциации может принимать значения

- 1) $\alpha > 1$ и $\alpha = 0$ 2) $\alpha > 1$ и $\alpha < 1$
3) $\alpha < 1$ и $\alpha = 1$ 4) $\alpha \leq 1$ и $\alpha \geq 0$

5. Химическое взаимодействие возможно между веществами

- 1) LiCl и KOH 2) NH_4Cl и KOH 3) FeCl_2 и KOH 4) NaCl и KOH

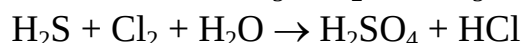
6. Формула соли, не подвергающейся гидролизу, имеет вид

- 1) FeCl_3 2) K_2CO_3 3) K_2SO_4 4) As_2S_3

Окислительно-восстановительные процессы

Контрольная работа

1. Реакции выражаются схемами: $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое - восстанавливается. Чему равна эквивалентная масса фосфора?

2. Какие из указанных ниже процессов можно осуществить газообразным хлором как окислителем: а) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ б) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7$ в) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ г) $\text{Br} \rightarrow \text{HBrO}$

3. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Напишите анодный и катодный процессы, токообразующую реакцию. Рассчитайте ЭДС этого элемента.

4. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?

Элементы органической химии. Органические полимерные материалы

Контрольная работа

1. Выведите структурные формулы всех возможных углеводородов C_5H_8 (ацетиленовых и диеновых) и назовите их по международной номенклатуре.

2. Напишите структурные формулы следующих углеводородов:

а) 2-метил-3-этилгексан; б) 2-метилбутен-2; в) дивинил; г) винилацетилен.

3. Напишите формулы цис, транс-изомеров гексена-2.

4. Напишите формулы следующих соединений: метан, муравьиная кислота, уксусная кислота, ацетон, этилацетат, бутилацетат, глицерин, этиленгликоль, масляная кислота, ацетилен, формальдегид, метанол, этанол, пропанол, стеариновая кислота, стеарат натрия.

5. Составьте уравнения реакций синтеза полиэтилена, полипропилена, фенолформальдегидной смолы.

Основы аналитической химии

Контрольная работа

1. Чему равна жесткость воды, если на титрование 100мл потребовалось 2,20 мл раствора трилона Б, молярная концентрация которого 0,05 моль/л?
2. Для полной нейтрализации 10,00 мл фосфорной кислоты потребовалось 5,25 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,10 моль/л. Чему равна молярная концентрация фосфорной кислоты в растворе?
3. На титрование 10,00 мл раствора гидроксида кальция пошло 9,16 мл раствора хлороводородной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 10,10моль/л. Какое количество гидроксида кальция содержалось в исследуемом растворе? Какова масса растворенного гидроксида кальция?

б) критерии оценивания компетенций (результатов)

Тестирование и контрольные работы являются текущей формой оценки знаний. Тесты выполняются на занятиях, а контрольные работы являются домашними заданиями. Критерием оценивания является полнота выполнения и время сдачи работ.

в) описание шкалы оценивания

Тестирование оценивается в 5 баллов, если правильно даны все ответы и тест сдан вовремя; если правильных ответов не ниже 70% и тест сдан вовремя, то студент получает оценку 4. Если тест сдан позже, то выше чем 3 балла он не оценивается.

Аналогично проводится оценка контрольной работы.

6.3 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций

Контроль знаний студентов проводится по следующей схеме:

- промежуточная аттестация знаний и умений в течение семестра;
 - аттестация по итогам 2-х семестров в форме дифференцированного зачета.
- Материалы, определяющие порядок и содержание промежуточных и итоговой аттестаций, включают:
- контрольные вопросы по темам дисциплины;
 - фонд домашних заданий;
 - фонд тестовых заданий по дисциплине;
 - вопросы к зачету;
 - методические указания к выполнению практических работ.

Знания и умения студентов при итоговом контроле по дисциплине

оцениваются на «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Итоговая оценка знаний и умений по дисциплине складывается из трех частей:

- 20 % оценки текущего контроля;
- 30 % оценка за тестовые задания;
- 50 % оценка за зачет.

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

а) основная учебная литература:

1. Ардашникова Е.И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. учреждений высш. Проф. Образования /Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова.-2-е изд.,стер.- М.:Изд. Центр «Академия», 2010.-208с.
2. Общая и биоорганическая химия: учеб. для студ .учреждений высш. Проф. Образования/под ред. В.А. Попкова, А.С. Берлянда.-М.: Издательский центр «Академия», 2010.-368с
- 3.Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В.Коровин.-9-е изд. перераб.-М.: Высш. Шк.2007.-557с .
4. Черемнова Т.В. Классы неорганических соединений: учеб. пособие/ Т.В. Черемнова; г. Новокузнецк. изд-во КузГПА.- 2009.- 27с.

б) дополнительная учебная литература:

- 1.Артеменко А.И. Органическая химия: Учеб. Пособие/ А.И.Артеменко.- М.:Высш.шк.,2003.-605с.
2. Ахметов Н.С. Общая неорганическая химия: Учеб. для вузов/ Н.С. Ахметов – М.: Высшая школа, 1988. – 679 с.
3. Беляева И.И. и др. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии. – М.: Просвещение, 1989. – 189 с.
4. Габриэлян О.С. Химия: учеб. Для студ. сред. проф. учеб. заведений/ О.С. Габриэлян, И.Г. Остроумов. – 2-е изд. – М.: Издательский центр «Академия», 2005. – 336с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов/Под ред. А.И. Ермакова.- изд. 30-е, исправленное -М.: Интеграл-Пресс, 2004.-728с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. Пособие для вузов/ Под ред В.А. Рабиновича – М.: Интеграл-Пресс 2003.-240с.
7. Грандберг И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов, обучающихся по агроном. спец./И.И. Грандберг.-5-е изд.,- М.: Дрофа, 2002- 672с.
8. Дробашева Т.И. Общая химия: Учеб. для вузов /Т. И. Дробашева-Ростов н/Д: Феникс, 2004. – 448с.
- 9.Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии: Учеб. пособие для техн. направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин ,Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова-3-е изд.- М.: Высш. Шк.,2001-256с.

10. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Учеб. для вузов /Б.В. Некрасов – М.: Химия, 1981.-416с.
11. Нечаев А.П., Ефременко Т.В. Органическая химия. Учеб. для вузов/ Нечаев А.П., Ефременко Т.В. – М.: Высшая школа, 1985. – 463 с.
11. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов/ Н.Н. Павлов – М.: Дрофа, 2002.-448с.
12. Степаненко Б.Н. Курс органической химии. Учеб. для вузов/ Б.Н. Степаненко – М.: Высшая школа, 1979. – 432 с.
13. Суворов А.В. Вопросы и задачи по общей химии/ А.В. Суворов, А.Б. Никольский.- СПб: Химиздат ,2002.-304с.

8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (далее - сеть «Интернет»), необходимых для освоения дисциплины

1. Химический каталог. Неорганическая химия. Сайты и книги
<http://www.ximicat.com>
2. Chemnet - официальное электронное издание Химического факультета МГУ
<http://www.chem.msu.ru/rus>
3. Справочно-информационный сайт по химии <http://www.alhimikov.net>

9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Успешное освоение дисциплины предполагает напряженную, активную, творческую работу студентов. Лекции необходимо дополнять решением задач и выполнением упражнений. Обязательным условием успешного усвоения дисциплины является подготовка к практическим занятиям и активная работа на них, которая оценивается преподавателем и учитывается на зачете. Готовьтесь к каждому занятию по химии, пользуясь лекциями, учебником и сборником задач и упражнений. Обратите внимание на темы, выносимые для самостоятельной работы, составьте по ним конспект, он поможет вам при подготовке к экзамену. Вовремя выполняйте и сдавайте на проверку контрольные работы.

Изучение химии необходимо начать с повторения основных понятий и законов химии, проведения простейших стехиометрических расчетов, что позволяет осуществить разумную преемственность в уровне сложности и разнообразии задач, соответствующих школьным и вузовским программам по химии. Затем рассматривается строение атома, которое объясняет периодичность в изменении свойств элементов, т.е. суть периодического закона химических элементов. Без знания строения атомов невозможно понять причины возникновения между ними химических связей. В свою очередь, изучение химических связей позволяет объяснить многие свойства веществ, рассмотреть взаимодействие частиц в газах, жидкостях и твердых телах и свойства веществ в этих состояниях, а также понять причины и возможности превращения одних веществ в другие. Изучение термодинамических и кинетических характеристик реакций позволит получить студенту

представления об энергетическом обмене в организме человека, специфических особенностях кинетики реакций горения и катализа. Знание общих свойств растворов необходимы при обучении профессии педагога по специальности: профессиональное обучение (экономика и управление) так как растворы и процессы, которые в них протекают, играют важнейшую роль в жизнедеятельности любого организма. Многие смеси веществ, окружающие человека, являются дисперсными системами, поэтому рассматриваются вопросы их классификации. Механизм возникновения электродных и окислительно-восстановительных потенциалов поможет понять принципы действия гальванических элементов, аккумуляторов, причины коррозии и способы защиты от неё.

Для изучения основ органической химии отводится только две лекции, на которых рассматриваются общие закономерности реакционной способности органических соединений, их классификация. Поэтому для успешного изучения данного раздела необходимо серьезно повторить школьный курс органической химии, готовиться к практическим занятиям и выполнить домашнюю контрольную работу.

Дисциплина «Химия» изучается в течение двух семестров. Текущая проверка знаний студентов осуществляется на практических занятиях, при выполнении контрольных и тестовых работ. Итоговый контроль знаний проводится на экзамене.

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

Чтение лекций осуществляется с использованием презентаций в программе «Microsoft PowerPoint».

11. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

Для проведения некоторых лекционных занятий аудитория должна быть оснащена мультимедийным оборудованием. Имеются схемы, наборы таблиц, плакатов по основным разделам программы.

12. Иные сведения и (или) материалы

12.1. Перечень образовательных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине.

По дисциплине предусмотрено проведение лекционных, практических занятий, контрольных работ и тестирования, а также самостоятельная работа студентов. Ведущим звеном учебного процесса являются лекции, определяющие содержание практических занятий и направляющие самостоятельную работу студентов. В лекциях рекомендуется излагать наиболее существенные, трудные для усвоения вопросы программы или недостаточно освещённые в учебной

литературе понятия и закономерности. При изложении теоретического материала используются активные методы проведения занятий – каждая лекция начинается с блиц-опроса по материалам предыдущей лекции. На самостоятельную работу выносятся темы, неохваченные лекционными занятиями.

Важной составной частью процесса изучения химии являются практические занятия, на которые отводится 50% всего учебного времени. Решение задач и выполнение упражнений способствует закреплению лекционного материала, развивает у студента логическое химическое мышление.

Контрольные работы проводятся в форме письменного или программированного контроля по индивидуальным заданиям после проработки лекционного материала и проведения практических занятий. Индивидуальные задания охватывают несколько тем.

Итог самостоятельной работы – интерактивные занятия – студенты работают по группам, которые готовят сообщения с презентацией по выбранной теме. Каждое сообщение обсуждается и оценивается слушателями. Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах для направлений составляет 10% от аудиторных занятий.

12.2. Вопросы и задачи для практических занятий

Занятие 1. Основные химические понятия и законы химии. Простейшие стехиометрические расчеты. Расчеты по химическим формулам, расчеты по химическим уравнениям.

1. Дать определение следующим понятиям: атом, простое вещество, сложное вещество, абсолютная атомная масса, относительная атомная масса, атомная единица массы, относительная молекулярная масса, количество вещества, молярная масса, химическая формула, эквивалент, молярная масса эквивалентов.

2. Сформулировать основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объёмных отношений, закон Авогадро и следствия из него.

3. Решить следующие задачи

1. Рассчитайте количество вещества: а) азота массой 14 г; б) кислорода массой 48 г.

2. Определите массу: а) 0,1 моль NaOH ; б) 2 моль HCl; в) 1 моль H₂SO₄.

3. Сколько молекул содержится: а) в NaCl массой 5,85 кг; б) в CuO массой 0,8 т; в) в Na₂CO₃ массой 106 кг.

4. Вычислить объём занимаемый при нормальных условиях : а) 11 г CO₂, б) 4 г CH₄; в) 71 г Cl₂ ; г) 8 г O₂.

5. Чему равна масса газов объемом 1 м³ при нормальных условиях: а) N₂ ; б) He; в) SO₂.

6. Какую массу имеют: а) 2 моль атомарного кислорода; б) 3 моль атомарного

водорода; в) 0,01 моль атомарного хлора.

7. Сравните число атомов, содержащихся в хлоре и азоте массой по 10 г. В каком случае и во сколько раз число атомов больше?

8. Металл массой 0,864 г образовал хлорид массой 1,148 г. Определите эквивалентную массу металла.

9. Всегда ли постоянна эквивалентная масса соединения? Приведите примеры.

10. Вычислить массовые доли элементов в серной кислоте?

11. Какую реакцию на лакмус будет показывать раствор, содержащий 30 г азотной кислоты, после добавления к нему гидроксида калия массой 20 г? Какова масса образующейся соли?

12. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% (масс) Fe_2O_3 ?

13. Вычислить объём гремучего газа (нормальные условия), образовавшегося при разложении 2 моль воды электрическим током.

14. Какой объём воздуха потребуется для сжигания 1 м³ газа, имеющего следующий состав (по объёму) 50% CH_4 и 50% C_2H_6 ?

15. Укажите какие из указанных газов легче воздуха: CH_4 , C_2H_6 , NO , SO_2 , H_2O .

16. Давление в автомобильной шине при 27 °C равно $2 \cdot 10^5$ Па. Как изменится давление, если температура понизилась до -23 °C?

17. Какой объём ацетилен (условия нормальные) можно получить из при взаимодействии воды с 0,8 кг карбида кальция (CaC_2)?

Занятие 2. Строение атома, периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева Химическая связь.

1. Современные представления о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома.

2. Квантовые числа, принципы заполнения электронных орбиталей, электронные формулы.

3. Формулировка периодического закона. Структура периодической системы, физический смысл порядкового номера элементов. Связь между электронным строением атомов и положением элементов в периодической системе.

4. Периодически изменяющиеся свойства элементов (эффективные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность). Непериодически изменяющиеся свойства элементов (удельная теплоемкость простых веществ, частота линий рентгеновского спектра).

5. Определение химической связи

6. Основные виды (ионная, ковалентная, металлическая, водородная) и

характеристики химической связи (энергия и длина связи, валентный угол).

7. Ковалентная связь (определение, направленность, насыщенность, полярность, мера полярности связи, электрический момент диполя, поляризуемость).

8. Выполнить упражнения:

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов? Дайте характеристику указанным элементам.

2. Какие орбитали атома заполняют электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему?

3. Укажите тип гибридизации электронных орбиталей центрального атома и форму молекул: BF_3 , BeCl_2 , CF_4

4. К каким типам связей (σ - или π -, полярной или неполярной) относятся связи между атомами в указанных молекулах: Br_2 , CO, BeCl_2 . ?

5. Полярны или неполярны молекулы: Br_2 , CO, BeCl_2 , CCl_4 , MgO, CO_2 ?

Занятие 3. Классы неорганических соединений. Классификация неорганических веществ, оксиды, пероксиды, кислоты, основания и соли

1. Классификация неорганических веществ.

2. Номенклатура и классификация оксидов

3. Номенклатура и классификация оснований.

4. Номенклатура и классификация кислот.

5. Номенклатура и классификация солей

6. Важнейшие химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

7. Выполните упражнения:

1. Назовите кислоты: HBO_2 ; H_3BO_3 ; H_2MnO_4 ; HMnO_4 .

2. Напишите формулы кислот: а) хромовой,
б) метахромистой, в) ортофосфорной.

3. Дайте названия ионам: SO_4^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$, PO_4^{3-} , PbO_2^{2-} .

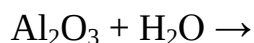
4. Назовите соли: Na_3AsO_4 , NaAsO_3 , NaHCrO_4 , $(\text{CrOH})_3(\text{PO}_4)_2$.

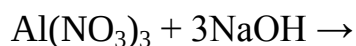
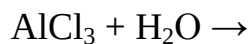
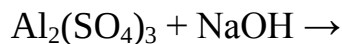
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей:

а) сульфата железа (III), б) дигидрофосфата калия,

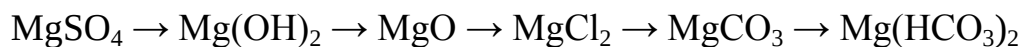
в) сульфата цезия-алюминия.

6. Возможно ли получить $\text{Al}(\text{OH})_3$ согласно следующим уравнениям реакций:





7. Осуществите следующий цикл превращений:



Занятие 4. Энергетика химических процессов.

1. Основные понятия (термодинамическая система, фаза, параметры состояния системы, функции состояния, уравнения состояния; процессы изотермические, изобарные, изохорные, самопроизвольные и несамопроизвольные, обратимые и необратимые).

2. Первое начало термодинамики

3. Термохимия. Закон Гесса и следствие из него. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования.

4. Второе начало термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии при фазовых превращениях и химических реакциях.

5. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов.

6. Решите задачи:

1. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии этилена $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

2. Теплоты образования ΔH_{298}^0 оксида (II) и оксида (IV) азота соответственно равны +90,37 кДж и +33,85 кДж. Определите ΔS_{298}^0 и ΔG_{298}^0 для реакций получения NO и NO₂ из простых веществ. Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?

3. При какой температуре наступит равновесие системы

$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$; $\Delta H = -114,42$ кДж? Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем и при каких температурах?

4. Восстановление Fe₃O₄ оксидом углерода идет по уравнению

$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = 3\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$. Вычислите ΔG_{298}^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS_{298}^0 в этом процессе?

5. Реакция горения ацетилена идет по уравнению

$\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5/2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Вычислите ΔG_{298}^0 и ΔS_{298}^0 . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

6. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ Ответ мотивируйте, вычислив ΔG_{298}^0 прямой

реакции.

Занятие 5. Химическая кинетика. Механизмы химических реакций Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Фазовое равновесие. Адсорбционное равновесие.

1. Скорость химической реакции.
2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок и молекулярность химической реакции.
3. Особенность кинетики гетерогенных реакций.
4. Влияние температуры на скорость реакций. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
5. Катализ. Основные понятия. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Ферментативный катализ.
6. Механизмы химических реакций. Одностадийные реакции. Сложные реакции. Цепные реакции.
7. Фотохимические реакции. Фотохимические реакции в нижних слоях атмосферы.
8. Условие химического равновесия. Константа химического равновесия для гомогенных систем.
9. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
10. Равновесия в гетерогенных системах.
11. Фазовое равновесие. Правило фаз. Фазовые диаграммы для однокомпонентных систем на примере фазовой диаграммы воды. Диаграммы плавкости.
12. Адсорбционное равновесие. Поверхностная энергия. Адсорбция. Поверхностно-активные вещества.
13. Применение адсорбции. Хроматография.
14. Решить задачи

1. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям: а) $S_{(к)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$; б) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$. Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?
2. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции - образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?
3. Реакция идет по уравнению $N_2 + O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были $[N_2] = 0,049$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент когда $[NO] = 0,005$ моль/л.
4. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были $[N_2] = 0,80$ моль/л , $[H_2] = 1,5$ моль/л , $[NH_3] = 0,10$ моль/л . Вычислите концентрацию водорода и аммиака , когда $[N_2] = 0,5$ моль/л.
5. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 = 2HI$. Константа скорости этой реакции при $508^\circ C$ равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ $[H_2] = 0,04$ моль/л , $[I_2] = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее,

когда $[H_2]=0,03$ моль/л.

6. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80⁰С. Температурный коэффициент скорости реакции 3.

Занятие 6. Дисперсные системы. Коллоидные растворы. Общие свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов.

1. Общие понятия о дисперсных системах и их классификация.
2. Коллоидные растворы. Строение мицеллы гидрофобного золя.
3. Методы получения коллоидных растворов.
4. Оптические свойства коллоидных растворов (эффект Фарадея-Тиндаля, опалесценция).
5. Кинетические свойства коллоидных растворов (броуновское движение).
6. Электрические свойства коллоидных растворов (электроосмос и электрофорез).
7. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных растворов. Коагуляция коллоидов.
8. Коллоидные растворы в природе и технике.
9. Напишите формулу мицеллы золя хлорида серебра, полученной при взаимодействии нитрата серебра с избытком хлорида натрия.
10. Напишите формулу мицеллы золя сульфата бария, полученной при взаимодействии серной кислоты с избытком хлорида бария.
11. Основные понятия (растворитель и растворенное вещество, растворимость, кривые растворимости, насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы, растворы разбавленные и концентрированные)
12. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльность, молярная доля, титр.)
13. Решить задачи:
 1. Для подкормки растений потребовался раствор калийной селитры массой 150 кг с массовой долей селитры 0,5%. Какие массы воды и соли для этого понадобятся?
 2. В 1 кг воды растворено 666 г КОН; плотность раствора равна 1,395 г/мл. Найти: а) массовую долю КОН; б) молярность; в) моляльность.
 3. Какой объём воды надо прибавить к 100мл 20% (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?
 4. Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH плотность которого 1,328 г/см³?
 5. К 1 л раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию

полученного раствора.

6. К 3 л 10%-ного раствора HNO_3 , плотность которого $1,054 \text{ г/см}^3$, прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью $1,009 \text{ г/см}^3$. Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л.

Занятие 7. Свойства водных растворов неэлектролитов. Теория электролитической диссоциации.

1. Что понимается под электролитической диссоциацией веществ в растворах? Какие вещества относят к электролитам и неэлектролитам? Какие электролиты относятся к слабым, а какие к сильным? Напишите выражение константы диссоциации для уксусной кислоты.

2. Дайте определение: активность ионов в растворе, коэффициент активности, ионная сила раствора.

2. Общие свойства растворов (понижение давления насыщенного пара растворителя, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения, осмотическое давление, экстракция и распределение вещества между двумя несмешивающимися жидкостями).

Решить задачи

1. Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при 25°C ?

2. В радиатор автомобиля налили 9 л. воды и прибавили 2 л. метилового спирта CH_3OH ($\rho = 0,8 \text{ г/мл}$). При какой самой низкой температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет? $K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$.

3. При какой температуре будет кипеть 50%-ый (по массе) раствор сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$? $K_{36}(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$.

4. Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, зная температуру кристаллизации раствора ($-0,93^\circ\text{C}$). Криоскопическая константа воды $1,86$ град.

5. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды $1,86$ град.

6. Раствор содержит 3,04 г камфары $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола, кипит при $80,714^\circ\text{C}$. Температура кипения бензола $80,2^\circ\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.

7. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ зная, что этот раствор кипит при $100,39^\circ\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$ град.

8. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при $-0,279^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа воды 1,86 град.

9. Вычислите температуру кристаллизации 2%- ного раствора этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, зная, что криоскопическая константа воды 1,86 град.

10. Из данных формул укажите формулы электролитов: C_6H_6 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, Fe_2O_3 , CuCl_2 , FeSO_4 , NaOH , CH_3COOH , CuO , H_2SO_4 , HCl .

11. Что называется ионным произведением воды? Чему равна концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в кислой, нейтральной и щелочной среде.

12. Вычислить концентрацию ионов OH^- , если концентрации ионов H^+ (моль/л) равны 1) 10^{-7} ; 2) $2 \cdot 10^{-3}$.

13. Вычислить pH раствора H_2SO_4 , концентрация которой 0,00025 моль/л.

14. Вычислить pH раствора NaOH , концентрация которого 0,00025 моль/л.

15. Какие растворы относятся к буферным растворам?

16. Особенности реакций в растворах электролитов. Произведение растворимости.

17. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$; б) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$ г) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$

18. Смешивают попарно растворы: а) NaOH и KCl ; б) K_2SO_3 и HCl ; в) CuCl_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) HCOONa и H_2SO_4 ; д) H_2SO_4 и HCl . В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и молекулярно-ионные уравнения.

19. Гидролиз солей. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) NaCN ; б) K_2CO_3 ; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; г) CuSO_4 ; д) KNO_3 ? Напишите возможные молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Укажите, какое значение pH (>7 $<$) имеют растворы этих солей.

Занятие 8. Окислительно-восстановительные реакции Электродный потенциал. Гальванический элемент. Аккумуляторы.

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры.

2. Дайте определение следующим понятиям: процесс окисления и процесс восстановления; окислитель и восстановитель.

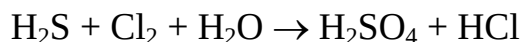
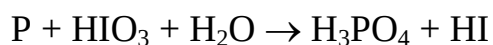
3. По каким признакам можно отнести то или иное вещество только к окислителям, только к восстановителям или к веществам, проявляющим двойственность свойств?

4. Дайте определение: электродный потенциал, стандартный электродный потенциал, водородный электрод, ряд напряжений металлов, гальванический элемент, электродвижущая сила элемента, аккумулятор.

5. Рассказать об устройстве и принципе действия свинцового и железно-никелевого аккумуляторов, сухого элемента (электрической батарейки)

6. Выполнить упражнения:

1. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое - восстанавливается. Чему равна эквивалентная масса фосфора?

2. Какие из указанных ниже процессов можно осуществить газообразным хлором как окислителем: а) $Cr \rightarrow Cr^{3+}$ б) $Cr \rightarrow Cr_2O_7$ в) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ г) $Br \rightarrow HBrO$

3. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Напишите анодный и катодный процессы, токообразующую реакцию. Рассчитайте ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса.

4. Вычислите ЭДС и изменение величины энергии Гиббса для гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей с концентрациями ионов (моль/л): $C_{Mg^{2+}} = 10^{-4}$, $C_{Zn^{2+}} = 10^{-2}$. Сравните с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов.

5. Какие процессы происходят у электродов медного концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов $C_{Cu^{2+}} = 1$ моль/л, а у другого – 10^{-3} моль/л? В каком направлении движутся электроны во внешней цепи? Ответ дайте, исходя из величины ЭДС и G .

6. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов $Ni^{2+} 10^{-4}$ моль/л, и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определите концентрацию ионов Ag^+ в растворе его соли.

7. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} , равной 0,001 моль/л, и медью, погруженной в раствор её соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС цепи стала равной нулю?

8. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных: первый в 0,01 н., а второй в 0,1 н. Растворы $AgNO_3$. Вычислите изменение величины энергии Гиббса.

Занятие 9,10. Электролиз. Получение гальванопокрытий. Коррозия металлов. Классификация, механизм электрохимической коррозии. Защита металлов от

коррозии.

1. Какой процесс называется электролизом? Анодное окисление и катодное восстановление. Применение электролиза.

2. Законы Фарадея. Основы гальванических методов нанесения металлических покрытий.

3. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов.

4. Электрохимическая коррозия металлов. Механизм электрохимической коррозии.

5. Методы защиты металлов от коррозии: легирование металлов, защитные покрытия, электрохимическая защита, изменение свойств коррозионной среды, рациональное конструирование

6. Решить задачи:

1. Какой объем водорода (н.у.) выделится при пропускании электрического тока силой 2А в течение 42 мин через раствор серной кислоты? Напишите соответствующие уравнения реакций.

2. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?

3. Какой силы ток должен быть использован для того, чтобы выделить из раствора $AgNO_3$ серебро массой 108 г за 6 мин? Составьте схему электролиза этого раствора при использовании графитовых электродов.

4. Поясните, почему при никелировании железных деталей их предварительно покрывают медью, а потом – никелем. Составьте электронные схемы процессов при коррозии никелированной детали, если слой никеля поврежден.

5. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа при их контакте с водой? Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком. Определите, в каком случае коррозия протекает быстрее, ответ подтвердите расчетом.

6. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа при их контакте с водой? Напишите соответствующие уравнения реакций. Определите, в каком случае коррозия протекает быстрее, ответ подтвердите расчетом.

7. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. Составьте электронные уравнения водного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа? На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Ответ подтвердите расчетом.

Занятие 11,12. Особенности, теория химического строения и классификация

органических соединений. Углеводороды.

1. Что является объектом исследования органической химии? Чем органические вещества отличаются от неорганических?

2. Назовите основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Дайте определения следующим понятиям: изомеры, изомерия, гомологи, гомологический ряд, приведите примеры.

3. Приведите классификацию углеводородов.

4. Приведите правила систематической номенклатуры IUPAC для углеводородов. Напишите формулу углеводорода, которому соответствует следующее название: 3,3,5,5-тетраметилгептин-1.

5. Перечислите функциональные группы в порядке увеличения старшинства и соответствующие им классы соединений.

6. Выведите структурные формулы всех возможных изомеров гексана и назовите их по международной и рациональной номенклатуре.

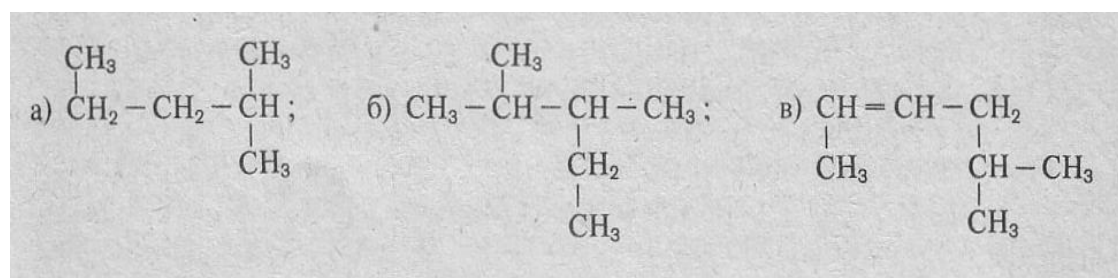
7. Выведите структурные формулы возможных этиленовых углеводородов C_4H_8 и назовите их по международной номенклатуре.

8. Выведите структурные формулы всех возможных углеводородов C_4H_6 (ацетиленовых и диеновых) и назовите их по международной номенклатуре, а ацетиленовые также и по рациональной номенклатуре.

9. Напишите структурные формулы следующих углеводородов:

а) диметилбутилметан; б) 2-метил-3-этилгексан; в) 2-метилбутен-2; г) 3-этилпентин-1; д) дивинил; е) винилацетилен.

10. Назовите по международной номенклатуре:



11. Напишите формулы цис-транс-изомеров гексена-2.

12. Напишите формулы следующих соединений: метан, муравьиная кислота, уксусная кислота, ацетон, этилацетат, бутилацетат, глицерин, этиленгликоль, масляная кислота, ацетилен, формальдегид, метанол, этанол, пропанол, стеариновая кислота, стеарат натрия.

13. Составьте уравнения реакций синтеза полиэтилена, полипропилена, фенолформальдегидной смолы.

14. Химический состав нефти. Способы переработки нефти.

Занятие 18. Основы аналитической химии

- 1.Расскажите о классификации аналитических методов.
- 2.Какие существуют методы количественного анализ?
- 3.Как классифицируются методы титриметрического (объёмного) анализа?
- 4.Что такое титр, титрование, молярная концентрация эквивалента, молярная концентрация?
- 5.Сформулируйте закон эквивалентов?
6. Какие методы анализа относят к физико-химическим и как они классифицируются?
- 7.Решить задачи:

1.Чему равна масса гидроксида натрия, содержащегося в 100 мл раствора, если на титрование 10,00 мл его раствора потребовалось 8,76 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,96 моль/л?

2.Чему равна жесткость воды, если на титрование 100мл потребовалось 2,20 мл раствора трилона Б, молярная концентрация которого 0,05 моль/л?

3.Для полной нейтрализации 10,00 мл фосфорной кислоты потребовалось 5,25 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,10 моль/л. Чему равна молярная концентрация фосфорной кислоты в растворе?

4.На титрование 10,00 мл раствора гидроксида кальция пошло 9,16 мл раствора хлороводородной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 10,10моль/л. Какое количество гидроксида кальция содержалось в исследуемом растворе? Какова масса растворенного гидроксида кальция?

5.Студент получил для анализа неизвестную кислоту, которая могла быть уксусной CH_3COOH , пировиноградной CH_3COCOON или пропионовой $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COON}$. Все указанные кислоты одноосновны. Для титрования был приготовлен раствор, содержащий 0,2000 г этой кислоты в 100мл раствора. На титрование 10,00 мл раствора кислоты пошло 2,26 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,10 моль/л. Какая кислота была дана для анализа?

12.3.Дидактические материалы

Примеры решения задач по теме «Основные понятия и законы химии»

Пример 1 Определите молекулярную массу газа, если 5 г его при нормальных условиях занимают объем 4 л.

Решение:

На основании следствия из закона Авогадро находим массу 22,4 л газа:

4 л газа - 5 г

22,4 л газа - x

$$x = \frac{22,4 \cdot 5}{4} = 28 \text{ г}$$

Молярная масса газа составляет

$$M = \frac{m}{\nu} = \frac{28}{1} = 28 \text{ г/моль}$$

Пример 2 В каком количестве вещества Na_2SO_4 содержится: а) натрия массой 24 г; б) серы массой 96 г; в) кислорода массой 128 г.

Решение:

а) В одном моле вещества Na_2SO_4 содержится натрия 46 г, тогда:

1 моль - 46 г

$$x \text{ моль} - 24 \text{ г} \quad x = \frac{24 \cdot 1}{46} = 0,52 \text{ моль}$$

б) В одном моле вещества Na_2SO_4 содержится серы 32 г, тогда:

1 моль - 32 г

$$x \text{ моль} - 96 \text{ г} \quad x = \frac{96 \cdot 1}{32} = 3 \text{ моль}$$

в) В одном моле вещества Na_2SO_4 содержится 64 г кислорода, тогда:

1 моль - 64 г

$$x \text{ моль} - 128 \text{ г} \quad x = \frac{128 \cdot 1}{64} = 2 \text{ моль}$$

Пример 3. Вычислите число атомов азота в 100 г карбоната аммония, содержащего 10% неазотистых примесей.

Решение:

Большинство расчетных задач лучше решать в молях. Масса чистого карбоната аммония равна $m((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 100 - 0,9 = 90$ г. Число молей карбоната аммония составляет $\nu((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = m/M = 90/96 = 0,938$ моль. Согласно химической формуле $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в одном его моле содержится два моля N, поэтому $\nu(\text{N}) = 2\nu((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 1,876$. Число атомов азота получается умножением числа молей азота на постоянную Авогадро: $N(\text{N}) = \nu \cdot N_A = 1,876 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,13 \cdot 10^{24}$.

Ответ. $1,13 \cdot 10^{24}$ атомов азота.

Примеры решения задач по теме «Строение атома»

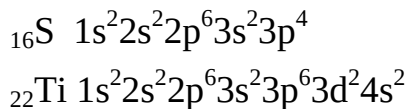
Пример. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.

Решение.

Электронные формулы изображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов nl^x , где n - главное квантовое число, l - орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение - s, p, d, f), x - число электронов в данном подуровне (орбиталях). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он будет обладать наименьшей энергией - меньшая сумма $n+l$. Заполнение энергетических уровней и подуровней идет в такой последовательности:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow$
 $\rightarrow (5d^1) \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^{1-2}) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$

Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И.Менделеева, то для элементов №16 (сера) и №22 (титан) электронные формулы имеют вид:

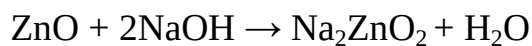
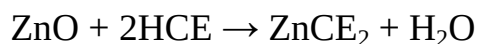


Классы неорганических соединений и периодическая система элементов.

К числу наиболее распространенных классов неорганических соединений относятся оксиды, кислоты и соли.

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Оксиды подразделяются на солеобразующие (NO , CO , S_2O).

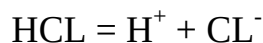
Солеобразующие оксиды по способностям к взаимодействию с веществами кислотного или основного характера могут быть соответственно основными (Na_2O , CaO) и кислотными (CO_2 , SO_3). Если же оксид (ZnO , Al_2O_3) регулирует с веществами и кислотного и основного характера, его называют амфотерным.



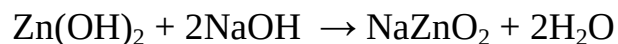
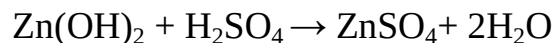
Неметаллические элементы образуют преимущественно кислотные оксиды, металлические – способны давать оксиды всех видов. При этом по мере увеличения степени окисления металла, характер его оксидов меняется от основного до кислотного: MnO (основной) MnO_2 , (атмосферный) MnO_3 , Mn_2O_7 (кислотный). При высокой степени окисления (5, +6, +7) металлы, как правило, образуют только кислотные оксиды. В периодах слева направо характер оксидов меняется от основного до кислотного.

В главных подгруппах кислотный характер оксидов ослабевает сверху вниз. Так, P_2O_5 более кислотен, чем Sb_2O_5 . Кислотный или основной характер оксидов определяется природой их внутренних химических связей. В кислотных оксидах элемент соединен с кислородом ковалентными связями; в основных – ионными, в амфотерных – связи частично ионные, частично ковалентные.

Основания и кислородные кислоты являются гидроксидами, поскольку их можно рассматривать как вещества, получившиеся в результате взаимодействия оксидов с водой. Однако, гидроксидами обычно называют только основания и амфотерные гидроксиды. Подвергаясь в растворах электролитической диссоциации, кислоты образуют ионы водорода и ионы кислотного остатка, основания – ионы металла и гидроксильные ионы.

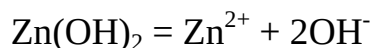


Амфотерным оксидами соответствуют амфотерные гидроксиды, способные к взаимодействию и с кислотами, и с основаниями.

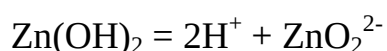


Предполагается, что эта способность основана на том, что амфотерные гидроксиды в состоянии диссоциировать и по основному типу, образуя ионы OH^- , и по кислотному, образуя ионы H^+ .

В первом случае имеет место



Во втором



Диссоциация по кислотному типу происходит в щелочной среде, по щелочному – в кислотной. Существует и другая теория, дающая объяснение своеобразным свойствам амфотерных электролитов – теория комплексных соединений. Амфотерность гидроксидов объясняется их способностью к образованию комплексов.

Типичные амфотерные гидроксиды образованы элементами второй группы – Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , третьей – Al(OH)_3 , Ga(OH)_3 , In(OH)_3 . Характерна амфотерность и для гидроксидов элементов четвертой группы – Sn(OH)_2 , Sn(OH)_4 , Pb(OH)_2 , Pb(OH)_4 .

Выяснить причину основности или кислотности того или другого гидроксида можно оценив характер химической связи между центральным атомом и группами OH .

Если это ковалентные связи, как H_2SO_4 , то гидроксид оказывается кислотой, если же ионные как в NaOH , то – основанием. Объясняется это тем, что при наличии в гидроксиде ковалентной связи (в нашем примере связи между серой и кислородом) молекулы растворителя не будут действовать на нее достаточно интенсивно, а подействуют вместо этого на более полярную связь $\text{O} - \text{H}$. Это и повлечет за собой появление в растворе ионов H^+ , типичных для кислоты. И в случае же едкого натра полярные молекулы растворителя в первую очередь действуют на связь $\text{Na} - \text{O}$, как ионную, после чего в раствор переходят ионы OH^- , типичные для щелочей.

Так как неметаллы соединяются с кислородом ковалентными связями, то их гидроксиды могут диссоциировать в водных растворах только по кислотному типу. Связи же атомов металлов с кислородом значительно разнообразней по степени своей ионности (или ковалентности) и поэтому среди гидроксидов металлов встречаются как кислоты, так и основания и амфотерные соединения. Например Cr(OH)_2 – основание, Cr(OH)_3 – амфотерное соединение, H_2CrO_4 – кислота. Основной характер Cr(OH)_2 вызван тем, что связь хрома со степенью

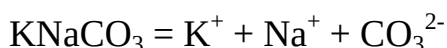
окисления +2 с кислородом более ионна, чем связь кислорода с водородом. Амфотерность $\text{Cr}(\text{OH})_3$ обусловлена примерно одинаковой степенью ионности связи Cr со степенью окисления +3 с кислородом и связью кислорода с водородом. Кислотность H_2CrO_4 объясняет высокой положительной валентностью хрома (+6) обеспечивающей самостоятельное существование ионов CrO_4^{2-} в растворе.

Связи между атомами хрома и кислорода в CrO_4^{2-} ковалентны, поэтому в растворе разрываются не они, а более полярные связи $\text{O} - \text{H}$, т.е. вещество диссоциирует по кислотному типу.

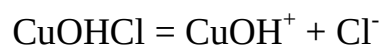
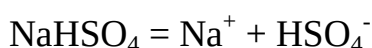
Рост положительной степени окисления слева направо в периодах, а также уменьшение радиусов атомов элементов в периодах способствует усилению ковалентного характера в химических связях между атомами этих элементов и атомами кислорода, и тем самым приводит к усилению кислотности оксидов и гидроксидов элементов.

Соль представляет собой продукт замещения водорода кислоты металлом или группой атомов, способной образовать положительные ионы (например NH_4^+ – ион аммония). Если водород кислоты полностью замещен на металл (Na_2SO_4 сульфат натрия) соль называют средней; при частичном замещении – кислой (NaHSO_4 – гидросульфат натрия). Соли металлов, гидроксиды которых малорастворимы, могут содержать группы OH или атомы кислорода. Такие соли называются основными, например, CuOHCl – хлорид гидроксимеди, FeOCl – хлорид оксожелеза(III). Если при одном кислотном остатке находятся два металла, то такие соли называются двойными, например, NaKCO_3 – карбонат натрия – калия.

Примеры диссоциации солей



Кислые и основные соли диссоциируют по стадиям.



КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Например, для реакции

$$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$$

закон действия масс может быть записан

$$v = k C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2},$$

где v — скорость химической реакции; k — константа скорости; C_{NO} и C_{O_2} — концентрации реагирующих веществ.

Реакция в гетерогенной системе [например, $\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г})$] осуществляется на поверхности раздела между фазами. Поэтому скорость гетерогенных реакций при постоянной температуре зависит не только от концентрации веществ, но и от площади поверхности раздела. Так, для реакции

$$\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г})$$

закон действия масс имеет вид : $v = k C_{\text{O}_2} S$,

где k — константа скорости; C_{O_2} — концентрация кислорода; S — площадь поверхности раздела между фазами.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$v_{\dot{\text{O}}_2} = v_{\dot{\text{O}}_1} \gamma^{\frac{\dot{\text{O}}_2 - \dot{\text{O}}_1}{10}},$$

где $v_{\dot{\text{O}}_2}$ и $v_{\dot{\text{O}}_1}$ — скорости реакций при T_2 и T_1 ; γ — температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10° .

Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания.

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т. е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом увеличивается.

Примеры решения задач по теме «Кинетика»

Пример 1. Определить скорость прямой элементарной газовой реакции в начальный момент времени и через некоторое время при изменении концентрации реагентов.

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, если $[\text{SO}_2] = 5$ моль/л, $[\text{O}_2] = 3$ моль/л, $k = 6$. Изменение концентрации O_2 на 1 моль/л.

Решение: В начальный момент времени скорость прямой реакции была равна:

$$v = kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2} = 6 \cdot 5^2 \cdot 3 = 450 \text{ моль/л с}$$

Найдем концентрацию исходных веществ через какое-то время, когда концентрация кислорода изменилась на 1 моль/л, тогда $[O_2] = 3 - 1 = 2$ моль/л. С изменением кислорода меняется концентрация и $[SO_2]$ соответственно, составляем пропорцию :

1 моль - на 1 моль/л

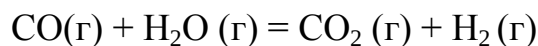
2 моля - на x моль/л

$$\text{тогда } x = \frac{2 \cdot 1}{1} = 2 \text{ моль/л, следовательно } [SO_2] = 5 - 2 = 3 \text{ моль/л.}$$

Тогда скорость по истечении времени станет равна:

$$v = kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2} = 6 \cdot 3^2 \cdot 2 = 108 \text{ моль/л с.}$$

Пример 2. Константа равновесия гомогенной системы :



при 850⁰С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[CO]_{\text{исх}} = 3$ моль/л, $[H_2O]_{\text{исх}} = 2$ моль/л.

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы:

$$v_{\text{пр}} = k_1 [CO][H_2O] ; v = k_2 [CO_2][H_2];$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение K_c входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации $[CO_2] = x$ моль/л. Согласно уравнению системы число молей образовавшегося водорода при этом будет также x моль/л. По столько же молей (x моль/л) CO и H₂O расходуется для образования по x молей CO₂ и H₂. Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ

$$[CO_2] = [H_2] = x \text{ моль/л} ; [CO] = (3 - x) \text{ моль/л} ; [H_2O] = (2 - x) \text{ моль/л.}$$

Зная константу равновесия, находим значение x, а затем исходные концентрации

$$\text{всех веществ: } 1 = \frac{x^2}{(3-x)(2-x)} ; x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2 ; 5x = 6 ; x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации:

$$[CO] = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л} ; [H_2O] = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л} ; [CO_2] = 1,2 \text{ моль/л} ; [H_2] = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Пример 3. Эндотермическая реакция разложения пентохлорида фосфора

протекает по уравнению: $\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$; $\Delta H = +92,59$ кДж

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции - разложения PCl_5 ?

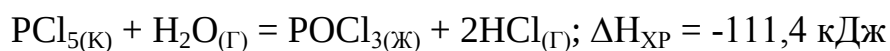
Решение. Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле Шателье: а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta H = +92,59$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Примеры решения задач по теме «Энергетика химических реакций»

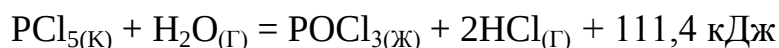
Пример 1 При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (V) с парами воды образуются жидкий POCl_3 и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

Решение. Уравнение реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называются термохимическими. В термохимических уравнениях, если это специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении Q_p , равные изменению энтальпии системы ΔH . Значение ΔH приводят обычно в правой части уравнения, отделяя его запятой или точкой с запятой. Приняты следующие сокращения обозначения агрегатного состояния веществ: г - газообразное, ж - жидкое, к - кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно.

Если в результате реакций выделяется теплота, то $\Delta H < 0$. Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение данной в примере реакции:



или



Вещество	Состояние	ΔH_{298} , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH_{298} , кДж/моль
CS_2	г	+115,28	CH_3OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	г	-235,31

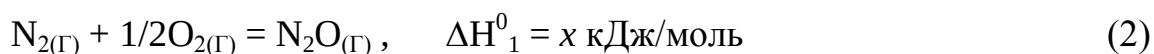
C ₆ H ₆	г	+82,93	H ₂ O	г	-241,83
C ₂ H ₄	г	+52,28	H ₂ O	ж	-285,84
H ₂ S	г	-20,15	NH ₄ Cl	к	-315,39
NH ₃	г	-46,19	CO ₂	г	-393,51
CH ₄	г	-74,85	Fe ₂ O ₃	к	-822,1
C ₂ H ₆	г	-84,67	Ca(OH) ₂	к	-986,5
HCl	г	-92,31	Al ₂ O ₃	к	1669,8
CO	г	-110,52			

Пример 2. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H^0 = -393,5$ кДж/моль) и термохимического уравнения

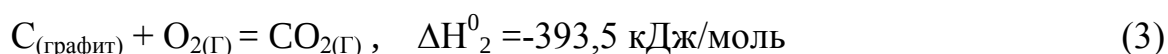


вычислить теплоту образования $N_2O_{\text{(г)}}$.

Решение. Обозначив искомую величину через x , запишем термохимическое уравнение образования $N_2O_{\text{(г)}}$ из простых веществ:



Запишем также термохимическое уравнение реакции образования $CO_{2\text{(г)}}$ из простых веществ :

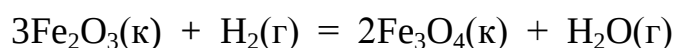


Из уравнения (2) и (3) можно получить уравнение (1). Для этого умножим уравнение (2) на два и вычтем найденное уравнение из (3). Имеем :



Сравнивая уравнение (1) и (4) находим: $-393,5 - 2x = -557,5$, откуда $x = 82$ кДж/моль.

Пример 3. Дано уравнение реакции:



ΔH , кДж/моль -822,2 0 -1117,1 -241,7

ΔS , Дж/моль К	87,4	130,5	146,2	188,7
ΔG , кДж/моль	-740,3	0	-1014,2	-228,6

Найти изменение энтальпии, и определить будет ли протекать процесс самопроизвольно при $T = 298, 500, 1000$ К.

Решение

1. Определим изменение энтальпии:

$$\Delta H = H_{\text{кон}} - H_{\text{исх}} = (2(-1117,1) + (-241,7)) - (3(-822,2) + 0) = -9,3 \text{ кДж/моль}$$

2. Определим изменение энтропии для определения энергии Гиббса

$$\Delta S = S_{\text{кон}} - S_{\text{исх}} = (2 \cdot 146,2 + 188,7) - (3 \cdot 87,4 + 130,5) = 88,4 \text{ Дж/моль К}$$

3. Рассчитаем энергию Гиббса для трех температур.

$$\Delta G_{298} = \Delta H - T\Delta S = -9,3 \cdot 10^3 - 298 \cdot 88,4 = -35,64 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{500} = \Delta H - T\Delta S = -9,3 \cdot 10^3 - 500 \cdot 88,4 = -53,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{1000} = \Delta H - T\Delta S = -9,3 \cdot 10^3 - 1000 \cdot 88,4 = -97,7 \text{ кДж/моль}$$

Следовательно, энергия Гиббса отрицательная величина, поэтому процесс самопроизвольно протекать будет.

Пример 4 Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению:

$\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{к}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{г})$; $\Delta H = +96,61$ кДж. Возможна ли реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S = 0,1387$ кДж/моль·К. При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?

Решение.

Вычисляем ΔG реакции $\Delta G = \Delta H - \Delta S \cdot T = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28$ кДж. Так как $\Delta G > 0$, то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия). Найдем

температуру, при которой $\Delta G = 0$: $T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{96,61}{0,1387} = 696,5 \text{ К}$. Следовательно при температуре $\approx 696,5$ К начнется реакция восстановления Fe_2O_3 . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

Решение задач по теме «Растворы»

Пример 1 Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2%-ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Решение. По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (Δt) по сравнению с температурами

кристаллизации и кипения растворителя выражается уравнением
$$\Delta t = K \frac{m \cdot 1000}{M_m}$$

где K - криоскопическая или эбуллиоскопическая константы. Для воды они

соответственно равны 1,86 и 0,52 град. m и M - соответственно масса растворенного вещества и его молярная масса; m_1 - масса растворителя.

Понижение температуры кристаллизации 2%-ного раствора $\Delta t = 1,86 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21$ град.

Вода кристаллизуется при 0°C , следовательно, температура кристаллизации раствора $0 - 0,21 = -0,21^\circ\text{C}$.

Повышение температуры кипения 2%-ного раствора глюкозы

$$\Delta t = 0,52 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06 \text{ град.}$$

Вода кипит при 100°C , следовательно, температура кипения этого раствора $100 + 0,06 = 100,06^\circ\text{C}$.

Пример 2. Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ в 100 г сероуглерода, кипит при $46,529^\circ\text{C}$. Температура кипения сероуглерода $46,3^\circ\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу сероуглерода.

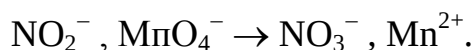
Решение. Повышение температуры кипения $\Delta t = 46,529 - 46,3 = 0,229$ град. Молярная масса кислоты 122 г/моль. По формуле находим:

$$K = \frac{\Delta t M m_1}{m 1000} = \frac{0,229 \cdot 122 \cdot 100}{1,22 \cdot 1000} = 2,29 \text{ град.}$$

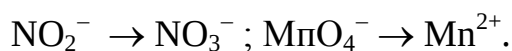
Решение задач по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

Ионные реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными реакциями. Типичный процесс окисления-восстановления наглядно можно наблюдать в следующем эксперименте.

Если слить подкисленные эквимольные растворы перманганата калия, имеющего красно-фиолетовую окраску, и нитрита натрия, то через некоторое время реакционная смесь обесцвечивается. Качественный анализ образовавшейся смеси показывает, что в ней содержится ничтожно мало ионов NO_2^- и MnO_4^- и значительное количество ионов NO_3^- и Mn^{2+} . Очевидно, произошло превращение



В отдельности растворенные перманганат калия и нитрит натрия могут храниться долгое время без изменения, следовательно, наблюдаемая реакция обусловлена двумя взаимосвязанными переходами, в результате которых изменяется степень окисления (валентное состояние) азота и марганца:



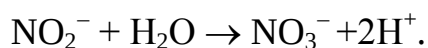
Первый переход представляет собой реакцию окисления, второй—реакцию восстановления.

Для составления уравнения окислительно-восстановительной реакции, протекающей в водном растворе, удобно использовать *метод электронно-ионного баланса*. Этот метод рассмотрен ниже на примере составления уравнения реакции между перманганатом калия и нитритом калия в водном растворе.

Сначала составляют уравнение реакций окисления и восстановления. В схеме процесса окисления число атомов азота, входящих в ионы нитрита и нитрата, одно и то же, число атомов кислорода разное. Для уравнивания числа атомов кислорода в левую часть схемы этого перехода записывают молекулу воды (или ионы OH^- для щелочной среды):

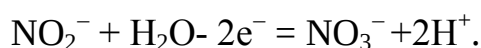


Число атомов N и O в обеих частях этой схемы одинаково, а атомы водорода указаны только в левой части. Для уравнивания числа атомов водорода справа в схему приписывают недостающее их число в виде ионов водорода:

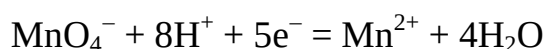
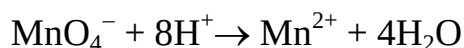


В данной записи не выполняется равенство суммарных зарядов:

сумма зарядов слева (-1) не равна сумме зарядов справа ($+1$). С учетом правила сохранения зарядов ионное уравнение этого процесса должно быть записано так:

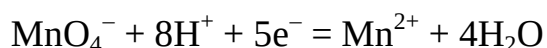
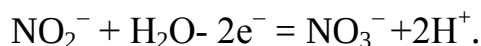


Аналогичные операции проводят при составлении ионного уравнения перехода перманганат-иона в двухвалентный ион марганца:



Разумеется, при составлении уравнений реакции их не следует переписывать несколько раз, а нужно последовательно дополнять недостающими ионами и молекулами и расставлять стехиометрические коэффициенты.

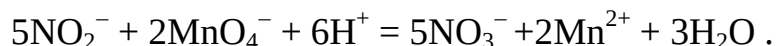
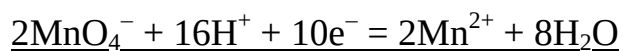
Таким образом получают уравнения двух процессов, одновременно протекающих в растворе:



В первой реакции происходит присоединение электронов, это реакция восстановления, а ион MnO_4^- - *окислитель*. Во второй реакции происходит отдача электронов, это реакция окисления, а ион NO_2^- - *восстановитель*.

В общем уравнении окислительно-восстановительного процесса число принятых окислителем электронов должно равняться числу электронов, отданных восстановителем, поэтому умножают стехиометрические коэффициенты первого уравнения на 2, а второго — на 5 (чтобы получить наименьшее одинаковое

число принятых и отданных электронов) и суммируют оба выражения:



В левой части уравнения находятся ионы водорода, что говорит о необходимости проведения реакции в кислой среде. Если растворы были подкислены серной кислотой, то процесс описывается следующим молекулярным уравнением:



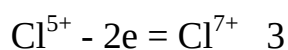
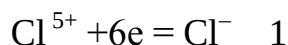
При составлении молекулярного уравнения требуется уравнивать число катионов, входящих в состав солей.

Метод электронно-ионного баланса используется в основном для подбора стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах. Этот метод имеет то преимущество, что при его применении необязательно знать степени окисления атомов, участвующих в реакции ионов.

Коэффициенты в уравнениях реакций, проходящих в газовом или кристаллическом состоянии, а также в водных растворах, можно подбирать методом электронного баланса. Разберем этот метод на примере составления уравнения реакции разложения хлората калия. Этот процесс протекает по схеме:



В результате этого процесса хлор в состоянии Cl^{5+} (в KClO_3) Переходит в Cl^- (в KCl) и Cl^{7+} (в KClO_4). Для нахождения стехиометрических коэффициентов подбирают множители, уравнивающие число отданных и принятых электронов:



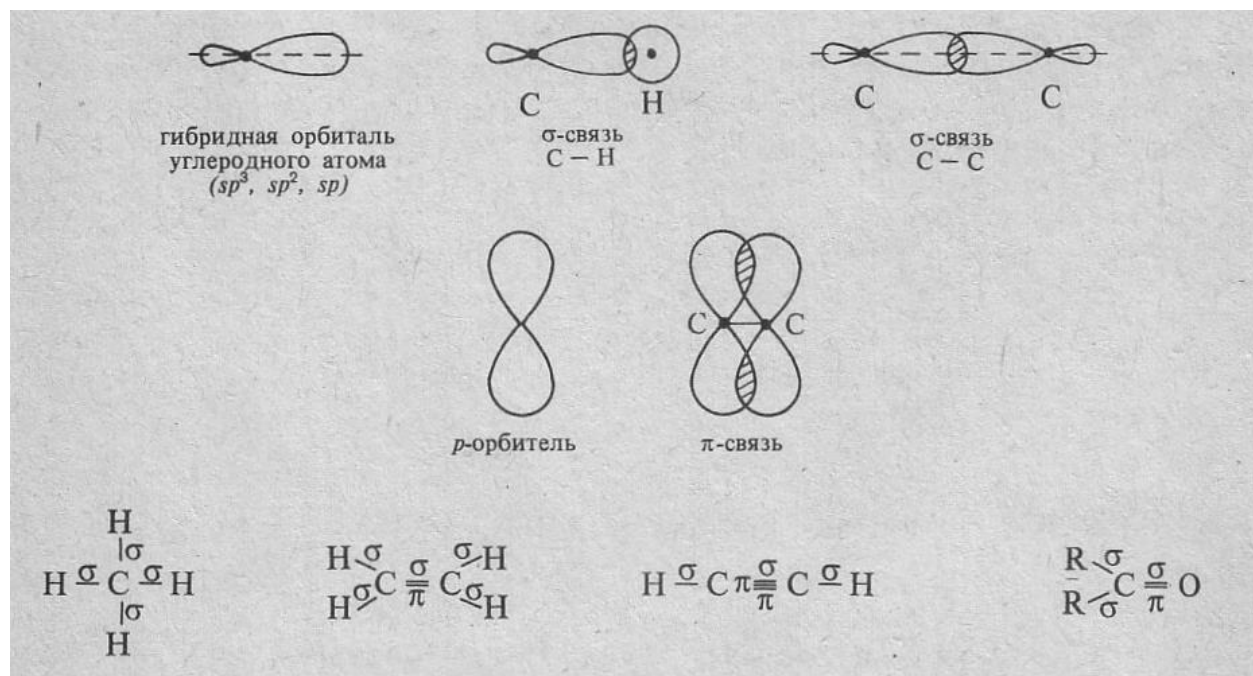
Следовательно, молекулярное уравнение окислительно-восстановительного процесса разложения хлората калия следует записать так:



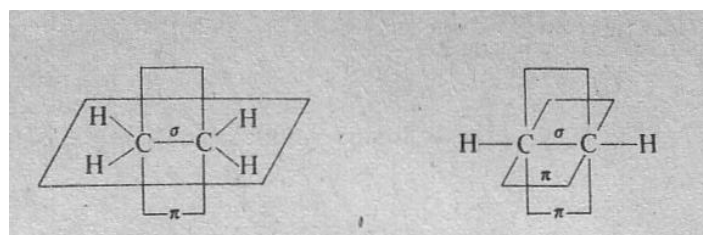
УГЛЕВОДОРОДЫ

Углеводородами называются соединения, состоящие из углерода и водорода. Углеводороды делятся на предельные и непредельные; предельные содержат только простые или ординарные связи между атомами углерода, непредельные содержат также и кратные связи – двойные или тройные. Любая простая связь атома углерода с другим атомом (в том числе и атомом углерода) является δ -связью; для нее характерно перекрывание электронных орбиталей вдоль линии,

соединяющей центры взаимодействующих атомов. В образовании δ -связи со стороны атома углерода всегда участвует гибридная sp^3 -, sp^2 - или sp -орбиталь. Одна из кратных связей углеродного атома в различных соединениях также является δ -связью, другие связи образованы не гибридными, а p -орбиталями и называются π -связями. π -Связи образуются за счет перекрывания p -орбиталей по обе стороны линии, соединяющей центры атомов; они менее прочны, чем δ -связи, и более подвижны:



π -Связь в этилене расположена в плоскости, перпендикулярной плоскости расположения δ -связей. В ацетилене имеющиеся две π -связи расположены в двух взаимно перпендикулярных плоскостях:



Общая формула предельных углеводородов (алканов, парафинов) C_nH_{2n+2} . Они образуют гомологический ряд, который часто называют рядом метана. Он является основой, из которой выводятся все остальные классы органических соединений.

При отнятии одного атома водорода от алкана получается радикал, называемый алкилом и обозначаемый R или Alk, который имеет общую формулу C_nH_{2n+1} . Для алканов характерен суффикс-ан, для радикалов – -ил.

Алканы(формула)	Алканы(название)	Радикал (формула)	Радикал (название)
CH_4	метан	CH_3-	метил

C_2H_6	этан	C_2H_5 —	этил
C_3H_8	пропан	C_3H_7 —	пропил
C_4H_{10}	бутан	C_4H_9 —	бутил
C_5H_{12}	пентан	C_5H_{11} —	пентил (амил)
C_6H_{14}	гексан	C_6H_{13} —	гексил
C_7H_{16}	гептан	C_7H_{15} —	гептил
C_8H_{18}	октан	C_8H_{17} —	октил
C_9H_{20}	нонан	C_9H_{19} —	нонил
$C_{10}H_{22}$	декан	$C_{10}H_{21}$ —	децил
$C_{11}H_{24}$	ундекан	$C_{11}H_{23}$ —	ундецил

Составитель: Черемнова Т.В. доцент кафедры Б и МПБ центра
педагогического образования НФИ КемГУ, канд хим наук