

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Курганский государственный университет»

Кафедра физической и прикладной химии

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным занятиям по химии для студентов
1 курса направления 02100.62, 011200.62, 022000.62

Часть I

Курган 2013

Кафедра: «Физическая и прикладная химия»

Дисциплина: «Химия», «Общая химия» (направления подготовки 02100.62, 011200.62, 022000.62)

Составили: доцент, канд. биол. наук С.Н. Елизарова
доцент, канд. хим. наук Л.В. Мосталыгина

Утверждены на заседании кафедры «25» июня 2012 г.

Рекомендованы методическим советом университета «18» декабря 2012 г.

СОДЕРЖАНИЕ

Раздел 1. Основы строения вещества	4
Тема 1: Основные понятия и законы химии	4
Тема 2: Строение атома	5
Тема 3: Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	6
Тема 4: Виды химической связи. Строение вещества	8
Раздел 2. Химическая термодинамика и кинетика	11
Тема 1: Основы химической термодинамики	11
Тема 2: Скорость химических реакций	12
Тема 3: Химическое равновесие	14
Раздел 3. Растворы. Дисперсные системы	16
Тема 1: Теория электролитической диссоциации	16
Тема 2: Ионное произведение воды, водородный показатель Реакции ионного обмена.	17
Тема 3: Гидролиз солей. Буферные растворы	20
Раздел 4. Окислительно-восстановительные реакции	22
Тема 1: Окислительно-восстановительные реакции	22
Тема 2: Электрохимические процессы	24
Раздел 5. Органические соединения	25
Тема 1: Органические соединения и органическая химия. Углеводороды	25
Тема 2: Кислородсодержащие органические соединения	27
Список литературы	29

Раздел 1. Основы строения вещества

Тема 1: Основные понятия и законы химии

Основные вопросы теории

1. Атомно-молекулярное учение.
2. Химический элемент. Изотопы. Простое вещество. Аллотропия. Сложное вещество
3. Атомы и молекулы. Размеры и массы атомов и молекул. Относительные атомные и молекулярные массы.
4. Моль - единица количества вещества. Число Авогадро. Молярная масса. Молярный объём.
5. Закон сохранения массы и энергии при химических реакциях. Понятие о взаимосвязи массы и энергии. Уравнение химической реакции как отражение закона сохранения массы вещества.
6. Закон постоянства состава вещества. Химическая формула как отражение закона постоянства состава. Простейшие и истинные формулы вещества. Дальтониды и бертоллиды.
7. Закон кратных отношений. Границы применимости закона.
8. Эквивалент и эквивалентная масса элемента и соединения. Закон эквивалентов.
9. Закон простых объёмных отношений. Закон Авогадро и следствия из него.

Задачи для самостоятельного решения

1. Вычислите: а) относительную молекулярную массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, б) абсолютную молекулярную массу H_2SO_4 .
2. Масса образца сероводорода равна 1,7 г. Вычислите число молекул сероводорода в данном образце и массу одной молекулы.
3. Смешали растворы, содержащие 15 г BaCl_2 и 11 г Na_2SO_4 . Какое вещество и в каком количестве останется в избытке после смешения?
4. В состав химического соединения входят Na, P, O. Массовая доля натрия составляет 34,6%, фосфора – 23,3%, кислорода – 42,1%. Определите простейшую формулу соединения.
5. На воздухе прокалили 5,4 г металла, при этом получили 10,2 г его оксида Me_2O_3 . Определите, какой металл был взят.

Тема 2: Строение атома

Основные вопросы теории

1. Экспериментальные обоснования сложности строения атома.
2. Экспериментальные и теоретические основы квантовой механики: волновые и корпускулярные свойства света. Фотоэффект, фотоны; корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц, волны де Бройля; принцип неопределённости Гейзенберга. Описание состояния электрона в атоме квантовой механикой.
3. Вероятностная модель атома водорода. Волновая функция, атомная орбиталь.
4. Квантовые числа, их физический смысл.
5. Принципы заполнения атомных орбиталей.

Тестовое задание

1. Ядро атома криптона-80 ${}_{36}^{80}\text{Kr}$ содержит:
а) 80р и 36n; б) 36р и 44е; в) 36р и 80n; г) 36р и 44n.
2. Какое число электронов у иона хрома Cr^{3+} ?
а) 21; б) 24; в) 27; г) 52.
3. Электронную конфигурацию благородного газа имеет:
а) Te^{2-} ; б) Ga^+ ; в) Fe^{2+} ; г) Cr^{3+} .
4. Три частицы: Ne , Na^+ , F^- имеют одинаковое:
а) массовое число; в) число электронов;
б) число нейтронов; г) число протонов.
5. Закончите схему реакции ${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{12}_6\text{C}$, выбрав один из предложенных вариантов:
а) ${}^1_1\text{p}$; б) ${}^1_0\text{n}$; в) ${}^2_1\text{H}$; г) ${}^0_{-1}\text{e}$.
6. В случае перехода ${}^{41}_{20}\text{Ca} \rightarrow {}^{41}_{19}\text{K}$ имеет место превращение типа:
а) α -распад; в) электронный захват;
б) β -распад; г) испускание протона.

7. Атомы ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ и ${}_{19}^{40}\text{K}$ являются

а) изобарами; б) изотопами.

Задачи для самостоятельного решения

1. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n = 3, l = 0, m_l = 0$.

Атомы каких элементов имеют такой электрон?

2. Напишите электронную формулу иона Mn^{2+} .

3. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 33 и 43. Чему равен максимальный спин р-электронов у атомов первого и d-электронов у атомов второго элемента.

Тема 3: Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Основные вопросы теории

1. Таблица химических элементов. Периодический закон и периодическая система химических элементов в свете теории строения атома.

2. Группы и подгруппы (главная и побочная). Периоды и ряды.

3. Периодичность в изменении свойств элементов; радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, валентности и степени окисления.

4. Периодичность в изменении свойств кислородных соединений элементов (оксидов и гидроксидов) по периодам и группам.

5. Периодичность в изменении свойств водородных соединений элементов в периодах и группах.

Тестовое задание

1. Сколько неспаренных электронов имеет ион Co^{3+} ?

а) 4; б) 3; в) 2; г) 1.

2. Энергия, которая указана в уравнении $\text{Cl}^0_{(г)} \rightarrow \text{Cl}^+_{(г)} + e - 1254 \text{ кДж}$, является для атома хлора

а) энергией химической связи; в) электроотрицательностью;

б) энергией ионизации; г) сродством к электрону.

3. Какой ион имеет наибольший радиус? Дайте ответ на основании положения соответствующих элементов в периодической системе:

а) Ca^{2+} ; б) K^+ ; в) F^- ; г) Cl^- .

4. Элемент с порядковым номером 114 должен обладать свойствами, сходными

а) с платиной; б) со свинцом; в) с мышьяком; г) с ртутью.

5. Высший оксид элемента отвечает формулу ЭО_3 . Его водородное соединение содержит 2,47% водорода. Этот элемент

а) S; б) Se; в) Te; г) Po.

6. Символ элемента с валентными электронами атома ... $3d^{10} 4s^1$

а) Cr; б) Mn; в) Cu; г) Zn.

7. Порядковый номер элемента с сокращенной электронной формулой атома $[\text{Ar}]3d^3 4s^2$

а) 20; б) 24; в) 19; г) 23.

8. Какой из элементов имеет наибольшее значение энергии ионизации?

а) ${}_3\text{Li}$; б) ${}_9\text{F}$; в) ${}_{26}\text{Fe}$; г) ${}_{53}\text{I}$.

9. Какая частица имеет большее число протонов, чем электронов?

а) ион Na; б) сульфид-ион; в) атом Na; г) атом S.

10. В ряду S — Se — Sn - Sr пара элементов с однотипными химическими свойствами - это:

а) Sn, Sr; б) S, Sn; в) Se, Sn; г) S, Se.

Задачи для самостоятельного решения

1. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления и назовите их.

2. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Исходя из положения приведенных элементов в периодической системе, указать, какой имеет наибольшую энергию сродства к электрону: Ga, Br, Se, Ge, As.

3. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется величина энергии ионизации в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Из перечисленных элементов

- выбери имеющий наибольшее значение энергии ионизации: Li, F, Fe, I.
4. Каков физический смысл порядкового номера элемента? Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23 по его положению в периодической системе.
5. Какие электронные семейства элементов вы знаете? Укажите, к какому электронному семейству относится каждый из следующих элементов: ${}_{72}\text{Hf}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{88}\text{Ra}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{10}\text{Ne}$.
6. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

ПЛАН ИЗУЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

1. По положению элемента в периодической системе опишите строение атома (заряд ядра, электронная конфигурация – распределение электронов по квантовым ячейкам), его возможные степени окисления.
2. По структуре атома сделайте заключение:
 - а) образует ли элемент в обычных условиях молекулу простого вещества?
 - б) какую кристаллическую решетку (атомную, молекулярную, металлическую) имеет простое вещество в твердом состоянии?
 - в) какие можно предположить физические свойства данного простого вещества: металлический блеск, электрическая проводимость, теплопроводность, хрупкость, легко- или тугоплавкость?
3. Исходя из возможных степеней окисления элемента, определите, в какой роли – окислителя или восстановителя – может выступать простое вещество?
4. По положению элемента в периодической системе и его возможным степеням окисления определите:
 - а) форму высшего оксида и его гидроксида;
 - б) кислотно-основные свойства оксида и гидроксида.

Тема 4: **Виды химической связи. Строение вещества**

Основные вопросы теории

1. Химическая связь. Основные характеристики химической связи.
2. Характеристика ковалентной связи. Ковалентная полярная и неполярная связь. Полярность связи и полярность молекулы. Два механизма образования связи: обменный и донорно-акцепторный.
3. Гибридизация орбиталей. δ - и π -связи. Кратность связи.
4. Ионная связь, механизм его образования.

5. Металлическая связь.

6. Межмолекулярное взаимодействие.

7. Твёрдое состояние вещества: атомные, ионные, молекулярные и металлические кристаллические решётки.

Тестовое задание

1. Примером неполярной молекулы, имеющей полярную ковалентную связь, будет:

- а) N_2 ; б) H_2O ; в) NH_3 ; г) CCl_4 .

2. Наиболее ионным является соединение

- а) CCl_4 (ж); б) SiO_2 (тв.); в) KCl (тв.); г) NH_3 .

3. Валентные орбитали атома бора в молекуле BF_3 гибридизованы по типу:

- а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) $d^2 sp^3$;

а молекула имеет структуру: 1) линейную; 2) плоскую;

3) тетраэдрическую; 4) октаэдрическую.

4. Наибольшее число молекул содержится при обычных условиях в 1 л

- а) H_2S ; б) H_2O ; в) HCl ; г) H_2 .

5. При одинаковых t и p 1,0 л газообразного кислорода и 1,0 л газообразного водорода имеют равные

- а) массы; б) число молекул; в) плотности;
г) скорости движения молекул.

6. Между атомами кислорода и водорода может образоваться только:

- а) σ -связь; б) π -связь; в) ионная связь.

7. «Твёрдое, легкоплавкое, летучее» – можно сказать о веществе

- а) сахара; б) диоксид кремния; в) фенол; г) этанол.

Задачи для самостоятельного решения

Вариант 1

1. Ковалентная связь (характеристика и виды ковалентной связи). Примеры веществ с ковалентной связью.

2. Расположите формулы соединений в порядке возрастания полярности химической связи: SnO , B_2O_3 , CO_2 , NO , H_2O .

3. Даны вещества: Br_2 , $ZnCl_2$, SO_3 .

Определите:

- а) виды химической связи;
- б) тип кристаллической решетки в твердом состоянии;
- в) свойства веществ (агрегатное состояние, летучесть, температура кипения и температура плавления, растворимость в воде).

Вариант 2

1. Ковалентная связь (механизмы образования ковалентной связи).
2. В каких из перечисленных соединений химические связи наиболее полярны: HCl , F_2 , H_2O , H_2S ?
3. Определите вид химической связи в соединениях: NCl_3 , O_2 , Cl_2 , H_2O , CaCl_2 , H_2S .
Составьте электронные формулы хлора и сероводорода. Какой тип кристаллической решетки у этих веществ в твердом состоянии?

Вариант 3

1. Ионная связь.
2. Какой атом выступает в роли донора, а какой – в роли акцептора электронной пары при образовании иона BF_4^- по реакции $\text{BF}_3 + \text{F}^- = \text{BF}_4^-$? Ответ обоснуйте.
3. Определите вид химической связи в соединениях: J_2 , CuO , HCl , H_2S , CH_4 .
Какой тип кристаллической решетки у J_2 , HCl , CuO ? Какими свойствами в связи с этим должны обладать данные соединения?

Вариант 4

1. Металлическая связь.
2. Как определить, какая связь в молекуле H-O-Cl более полярна?
3. На конкретных примерах покажите зависимость свойств веществ от типа кристаллической решетки.

Раздел 2. Химическая термодинамика и кинетика

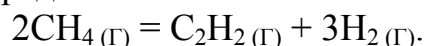
Тема 1: Основы химической термодинамики

Основные вопросы теории

1. Тепловые эффекты реакций. Термохимические законы и уравнения.
2. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений.
3. Энтропия и ее изменение при химических процессах.
4. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса.

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите изменение энтальпии (в кДж) в реакции:

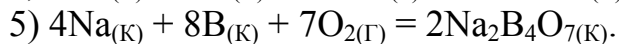
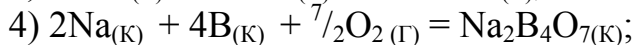
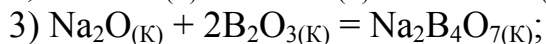
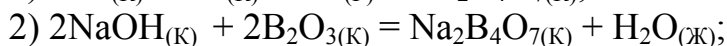
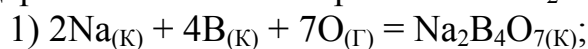


2. Определите изменение энергии Гиббса в вышеуказанном процессе (в кДж) и сделайте вывод о возможности его самопроизвольного протекания при стандартных условиях?

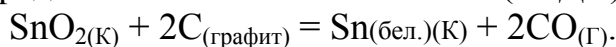
3. Определите изменение энтропии в том же процессе (в Дж/К).

4. Рассчитайте температуру (в К), при которой возможно одновременное протекание вышеуказанного процесса и в прямом, и в обратном направлении?

5. Для какой из приведенных ниже реакций изменение энтальпии соответствует стандартной энтальпии образования $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7(\text{к})$?



6. Определите изменение энтальпии (в кДж) в реакции:



Является ли данная реакция эндотермической?

7. Определите изменение энергии Гиббса в вышеуказанном процессе (в кДж) и сделайте вывод о возможности его самопроизвольного протекания при стандартных условиях.

8. Определите изменение энтропии в том же процессе (в Дж/К).

9. При какой температуре (в К) возможно одновременное протекание процесса (задание №6) в прямом и обратном направлении?

Тема 2: Скорость химических реакций

Основные вопросы теории

1. Понятие о скорости химических реакций. Средняя и истинная скорость. Физический смысл скорости. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

2. Закон действующих масс. Константа скорости реакций, её физический смысл.

Факторы, влияющие на константу скорости химических реакций.

3. Зависимость скорости химических реакций от температуры (правило Вант - Гоффа). Понятие об активных молекулах.

4. Катализ и катализаторы.

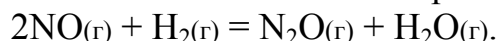
Задачи для самостоятельного решения

1. Реакция между веществами А и В выражается уравнением: $A+2B=C$. Начальные концентрации составляют $C_A = 0,03$ моль/л, $C_B = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,01 моль/л.

2. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент реакции равным 2, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее: 1) при 170°C ; 2) при 130°C .

3. Во сколько раз возрастет скорость реакции $2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)} = \text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{CO}_{(г)}$ при увеличении давления в системе в 3 раза?

4. Напишите математическое выражение закона действия масс для реакции:



5. На сколько $^{\circ}\text{C}$ нужно поднять температуру для увеличения скорости химического процесса в 27 раз при температурном коэффициенте скорости реакции, равном 3?

6. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} = A_2B_{(г)}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 4 раза?

7. Найдите значение константы скорости реакции $A + B = AB$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л · мин).

Лабораторная работа

Опыт №1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции

1.1. Взаимодействие хлороводородной кислоты с различными металлами

В две пробирки налейте по одному миллилитру раствора хлороводородной (соляной) кислоты. В одну из них опустите кусочек гранулированного цинка, а в другую – такой же по размеру кусочек алюминия. Сравните интенсивность выделения пузырьков газа.

Составьте уравнения взаимодействия хлороводородной кислоты с цинком и алюминием. Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции.

1.2. Взаимодействие цинка с различными кислотами

В две пробирки налейте по одному миллилитру растворов кислот одинаковой концентрации: в первую – уксусной кислоты (CH_3COOH), во вторую – соляной (HCl). В обе пробирки внесите по одинаковому кусочку гранулированного цинка. Отметьте различную интенсивность выделения водорода.

Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка с уксусной и хлороводородной кислотами. Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Опыт №2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

2.1. Взаимодействие цинка с растворами кислот различной концентрации

В две пробирки поместите по одной грануле цинка и прилейте по одному миллилитру соляной кислоты: в первую – концентрированной, во вторую – разбавленной (раствора). Сравните интенсивность выделения водорода.

Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость реакции и напишите уравнение реакции.

2.2. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

В одну пробирку налейте один миллилитр 0,5н. раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), в другую – один миллилитр 0,2н. раствора тиосульфата натрия. В обе пробирки добавьте по две капли 2н. раствора серной кислоты, встряхните их для перемешивания содержимого. Отметьте время появления опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от образования свободной серы в каждой пробирке: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Тема 3: Химическое равновесие

Основные вопросы теории

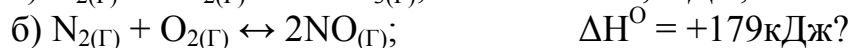
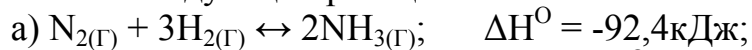
1. Необратимые и обратимые химические процессы. Химическое равновесие.
2. Константа химического равновесия, её физический смысл. Закон действующих масс для равновесных систем.
3. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Задачи для самостоятельного решения

1. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции:

$\text{CO}_{(\Gamma)} + \text{H}_2\text{O}_{(\Gamma)} \leftrightarrow \text{H}_2_{(\Gamma)} + \text{CO}_{2(\Gamma)}$, были $[\text{CO}] = 0,02$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,32$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,08$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,08$ моль/л. Какими стали равновесные концентрации после сдвига равновесия вследствие увеличения концентрации CO в 3 раза при той же температуре?

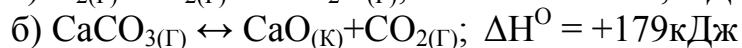
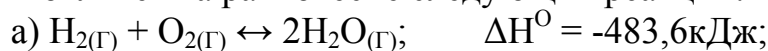
2. Как повлияет повышение температуры и повышение давления на смещение равновесия в следующих реакциях:



Дать объяснение.

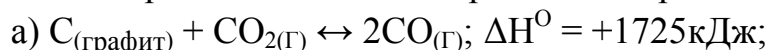
3. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_{2(\Gamma)} + 3\text{H}_{2(\Gamma)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\Gamma)}$; $\Delta H^0 = -92,4$ кДж концентрации веществ, участвующих в реакции, равны: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л, $[\text{H}_2] = 9$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Найти исходные концентрации водорода и азота.

4. Как повлияет на равновесие следующих реакций:



повышение давления и повышение температуры?

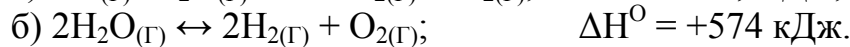
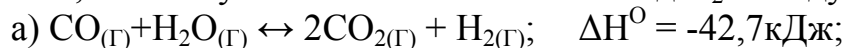
5. В каком направлении сместятся равновесия реакций:



1) при понижении температуры, 2) при уменьшении объема? Дать объяснение.

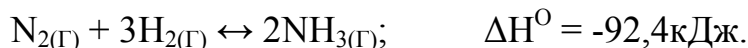
6. При некоторой температуре равновесие в системе $\text{NO}_{2(\Gamma)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\Gamma)} + \text{O}_{2(\Gamma)}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .

7. Указать, каким путем можно повысить выход H_2 в следующих реакциях:

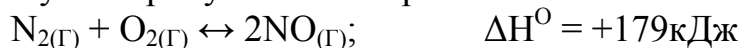


Дать объяснение.

8. Назвать все условия, при которых равновесие смещается в сторону образования аммиака:



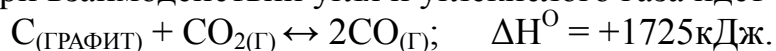
9. В какую сторону сместится равновесие системы:



а) при повышении температуры; б) при повышении давления;

в) при понижении концентрации N_2 ?

10. При взаимодействии угля и углекислого газа идет обратимая реакция:

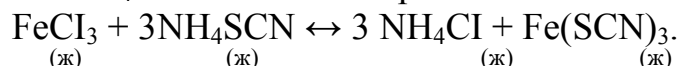


При каких условиях образование угарного газа минимальное?

Лабораторная работа

Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Реакция взаимодействия между хлоридом железа (III) FeCl_3 и роданидом аммония NH_4SCN является обратимой:



Образующийся в результате реакции раствор роданида железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ окрашен в красный цвет. Интенсивность окраски раствора зависит от концентрации $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. По изменению интенсивности окраски можно судить о направлении смещения равновесия при изменении концентрации какого-либо из реагирующих веществ.

Опыт. В пробирке смешайте приблизительно в равных количествах разбавленные (0,01М) растворы FeCl_3 и NH_4SCN . Полученный окрашенный раствор разлейте в 4 пробирки. Одна из четырех пробирок с полученным (исходным) раствором необходима для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую - 2 капли 1М раствора роданида аммония NH_4SCN , во вторую - 2 капли 1М раствора хлорида железа FeCl_3 , в третью - кристаллический хлорид аммония NH_4Cl . Пробирки встряхните. Сравните интенсивность окраски растворов в этих трех пробирках с интенсивностью окраски исходного раствора и запишите свои наблюдения. Руководствуясь принципом Ле Шателье, укажите, в какую сторону сдвигается равновесие при добавлении в равновесную систему NH_4SCN , FeCl_3 и NH_4Cl . Напишите выражение константы равновесия. Результаты опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	Что добавлено в равновесную систему	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

Раздел 3. Растворы. Дисперсные системы

Тема 1: Теория электролитической диссоциации

Основные вопросы теории

1. Теория электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Гидратация ионов.
2. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Зависимость степени электролитической диссоциации от природы растворителя и растворённого вещества, температуры и концентрации.
3. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
4. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды.

Задачи для самостоятельного решения

1. С помощью теории электролитической диссоциации дайте определение понятиям «кислота», «основание», «соль». Напишите уравнения диссоциации следующих соединений: H_2SO_3 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KOH , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Написать уравнения ступенчатой диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и написать выражение константы диссоциации по 2 – ой ступени.
3. Составьте формулы солей, образованных следующими ионами:
а) K^+ и SO_4^{2-} ; б) AlOH^{2+} и SO_4^{2-} ; в) Ba^{2+} и HS^- .
Дайте им названия. Напишите уравнения их диссоциации.
4. Написать уравнения ступенчатой диссоциации H_3AsO_4 и написать выражение константы диссоциации по 1 – ой ступени.
5. Составьте формулы средних и кислых солей Na, Sr и кислот: угольной, серной, ортофосфорной. Дайте им названия. Напишите уравнение диссоциации.
6. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl в 0,2н растворе. Константа диссоциации равна $5 \cdot 10^{-8}$.

Тема 2: Ионное произведение воды, водородный показатель.

Реакции ионного обмена

Основные вопросы теории

1. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

2. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Ионнообменные реакции в растворах электролитов. Правила практической обратимости и необратимости реакций в водных растворах

3. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Тестовое задание

1. В растворе объемом 1л, содержащем 0,15 моль $Mg(NO_3)_2$, суммарное число молей ионов Mg^{2+} и NO_3^- равно:

а) 0,15; б) 0,30; в) 0,45; г) 0,60.

2. Растворимость Na_2CO_3 при 20 С равна 218г на 1000г H_2O . Массовая доля (%) вещества в насыщенном растворе составляет:

а) 8,7; б) 10,6; в) 17,8; г) 21,8.

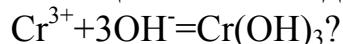
3. Чему равна концентрация (моль/л) ионов водорода (H^+) в 0,01 М р-ре HCl при полной ее диссоциации:

а) 2; б) $2 \cdot 10^{-1}$; в) $1 \cdot 10^{-2}$; г) $2 \cdot 10^{-2}$.

4. Наиболее сильной из хлорсодержащих кислот является:

а) $HClO$; б) $HClO_2$; в) $HClO_3$; г) $HClO_4$.

5. Какие вещества необходимо взять, чтобы осуществить переход:



а) $Cr_2(SO_4)_3$, H_2O ; б) Cr_2O_3 , HCl ; в) $CrCl_3$, $NaOH$; г) Cr_2O_3 , $NaOH$.

Задачи для самостоятельного решения

1. Концентрация ионов $OH^- = 10^{-5}$ моль/л. Укажите значение рН и характер среды.

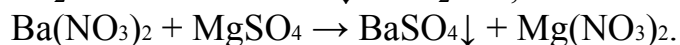
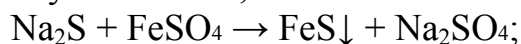
2. Концентрация ионов $H^+ = 10^{-8}$ моль/л. Укажите значение рН и характер среды.

3. Найти молярную концентрацию ионов водорода в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов в моль/л составляет

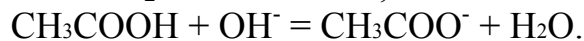
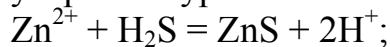
а) 10^{-4} ; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$; в) $7,4 \cdot 10^{-11}$.

4. Сколько ионов водорода содержится в 1 мл раствора, рН которого = 13

5. Пользуясь схемой, составьте ионные уравнения:



6. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями



Вариант 1

1. Вычислить рН 0,01 н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 4,2%.
2. Имеется раствор щелочи с рН 9,7. Как изменится величина рН, если этот раствор разбавить в 2 раза?
3. Составить в молекулярной форме уравнения реакции, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:
а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$; б) $\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COOH}$.

Вариант 2

1. Вычислить рН 0,82%-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1$ г/мл). Степень диссоциации щелочи считать полной.
2. Чему равна молярная концентрация гидроксид-ионов в растворе, рН которого равен 11,6?
3. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:
а) CH_3COOH и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) Na_2S и H_2SO_4 .

Вариант 3

1. Как изменится рН чистой воды, если к 2 л ее добавить 0,0824 моль азотной кислоты? Диссоциацию кислоты считать полной.
2. Имеется два раствора, рН которых соответственно равен 10,3 и 10,9. Во сколько раз концентрация ионов водорода в первом растворе больше, чем во втором?
3. Составить в молекулярной форме уравнения реакции, которые выражаются следующими ионными уравнениями:
а) $\text{HCN} + \text{OH}^- = \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$.

Вариант 4

1. Вычислить массу гидроксид-ионов в 4л раствора, рН которого равен 10,3.
2. Как изменится рН чистой воды, если к 3л ее добавить 0,00162г гидроксида натрия? Диссоциацию щелочи считать полной.
3. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:
а) CaCO_3 и HCl ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ и KOH .

Лабораторная работа

Опыт 1. Реакции, идущие с образованием малорастворимых осадков

1.1. Возьмите три пробирки. Внесите в них по 1 мл растворов: в первую - соляной кислоты, во вторую - хлорида бария, в третью - хлорида натрия. Во все

пробирки добавьте по 3-4 капли раствора нитрата серебра. Образование белого творожистого осадка хлорида серебра является качественной реакцией на хлорид - ион. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. сравнив ионные уравнения между хлоридами натрия, бария, соляной кислотой и нитратом серебра, отметьте, каким сокращённым ионным уравнением можно выразить все проделанные реакции.

1.2. Возьмите три пробирки. Внесите в них по 4 - 5 капель растворов: в первую - сульфата натрия, во вторую - сульфата магния, в третью - сульфата алюминия. Во все три пробирки добавьте по 3 - 4 капли раствора хлорида бария. Отметьте образование во всех пробирках одинакового осадка. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Сравните ионные уравнения между сульфатами натрия, магния и алюминия и хлоридом бария. Сделайте вывод, почему проведённые реакции необратимы.

Опыт 2. Реакции, идущие с образованием газообразных малорастворимых веществ

В пробирку налейте 2 мл раствора карбоната натрия и добавьте 0,5 мл раствора хлороводородной кислоты. Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения взаимодействия хлороводородной кислоты с карбонатом натрия. Определите между какими ионами протекают реакции.

Опыт 3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ

3.1. В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Прилейте по каплям раствор хлороводородной кислоты до обесцвечивания раствора. Почему исчезает окраска фенолфталеина?

3.2. Поместите в пробирку 1 мл раствора ацетата натрия и добавьте 0,5 мл концентрированной соляной кислоты. **ОСТОРОЖНО** определите запах образовавшегося вещества. Объясните появление запаха. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между гидроксидом натрия и соляной кислотой, ацетатом натрия и HCl.

Сделайте вывод о протекании реакций ионного обмена до конца.

Тема 3: Гидролиз солей. Буферные растворы

Основные вопросы теории

1. Гидролиз солей в водных растворах. Случаи гидролиза.
2. Степень гидролиза, её зависимость от различных факторов. Константа гидролиза.

3. Буферные растворы. Буферная емкость.

Задачи для самостоятельного решения

1. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KBrO_4 , K_2SO_3 , NaCl ? Для каждой из гидролизующихся солей написать уравнение гидролиза в молекулярно-ионной форме и укажите реакцию ее водного раствора.
2. В какой цвет будет окрашен фиолетовый лакмус в водных растворах солей: ZnCl_2 , Na_2SO_4 , K_2SO_3 , KClO_4 ? Ответ обосновать, для чего написать соответствующие уравнения реакций гидролиза в ионно-молекулярной форме.
3. При сливании водных растворов AlCl_3 и Na_2S образуется осадок гидроксида алюминия и выделяется газ. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения происходящей реакции. Объяснить, почему гидролиз обеих солей идет до конца.
4. Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору AlCl_3 уменьшит гидролиз: HCl , KOH , ZnCl_2 , Na_2CO_3 ? Ответ подтвердить написанием соответствующих уравнений реакций гидролиза в молекулярно-ионной форме.

Лабораторная работа

Опыт 1. Определение характера гидролиза солей при помощи pH – индикаторной бумаги

7 полосок индикаторной бумаги положите на предметные стекла, поместите на каждую по 1 - 2 кристалла солей, указанных в таблице и смочите каждую соль дистиллированной водой.

Испытуемая соль	Цвет индикаторной бумаги	pH
CH_3COONa		
Na_2SiO_3		
Na_2CO_3		
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
ZnCl_2		
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$		
KCl		

Заполните таблицу. Напишите соответствующие уравнения реакций гидролиза в молекулярно-ионной форме.

Опыт 2. Влияние температуры на степень гидролиза

а) В пробирку налейте 2-3 капли раствора ацетата натрия и 1 каплю фенолфталеина и нагрейте до кипения. Что наблюдаете? Составьте уравнение гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Объясните, почему при нагревании окраска усиливается, а при охлаждении ослабевает.

б) В пробирку налейте 4-5 капель раствора гидрокарбоната натрия и 1 каплю фенолфталеина, нагрейте до кипения. Что наблюдаете? Составьте уравнение гидролиза гидрокарбоната натрия в молекулярной и ионной формах. Объясните причину изменения окраски.

Опыт 3. Необратимый гидролиз

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора сульфата алюминия и столько же раствора карбоната натрия (не перемешивать). Что происходит на границе растворов? Составьте уравнения реакций в молекулярной и молекулярно-ионной формах.

Раздел 4 Окислительно-восстановительные реакции

Тема 1: Окислительно-восстановительные реакции

Основные вопросы теории

1. Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Их роль в природе и технике.
3. Важнейшие окислители и восстановители. Роль Среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

Тестовое задание

1. Протекание реакции диспропорционирования сопровождается увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента.

К ним нельзя отнести реакцию:

- а) $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$; б) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$;
в) $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$;
г) $2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

2. В реакции, протекающей по схеме:



окислению подвергаются элементы следующего ряда:

- а) N, S; б) S, Cr; в) C, N; г) Cr, N.

3. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции



- а) 4; б) 8; в) 17; г) 18.

4. При окислении Fe^{2+} до Fe^{3+} перманганат калия в кислой среде восстанавливается до соли марганца со степенью окисления +2. Сколько молей сульфата железа (II) окисляется 1 молем перманганата калия:

а) 1, б) 2, в) 10, г) 5?

5. Концентрированная H_2SO_4 восстанавливается цинком, как правило, до оксида серы (IV). Чему равна масса (г) оксида серы (IV), образующегося при полном взаимодействии с цинком концентрированного раствора, содержащего 245г H_2SO_4 :

а) 64,0; б) 80,0; в) 128; г) 160?

6. При взаимодействии активного металла Mg с очень разбавленным раствором HNO_3 происходит её восстановление преимущественно

а) до NO_2 , б) до NO , в) до N_2O , г) до NH_3 .

Задачи для самостоятельного решения

1. Дайте определение степени окисления. Расставьте степень окисления хрома в следующих соединениях:

K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_3(\text{Cr}(\text{OH})_6)$.

2. К какому типу относятся следующие реакции:

$\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{NaNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;

$3\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$?

3. Расставьте степени окисления в соединениях: H_2S , S , SO_2 , SO_3 .

В каком соединении сера может являться а) только окислителем б) только восстановителем в) проявлять окислительно-восстановительную двойственность?

4. Реакции выражаются схемами

а) $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Ag} + \text{HNO}_3$;

б) $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

г) $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

д) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;

е) $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$;

ж) $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{SnCl}_4 + \text{Cr}(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

з) $\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH}$;

и) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$;

к) $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

л) $\text{HNO}_3 + \text{Ca} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;

м) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$.

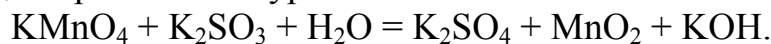
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем?

5. Какие из веществ: хлор, сульфат железа (II), перманганат калия, сульфид

натрия, азотная кислота, оксид серы (VI), углерод, вода проявляют:
а) преимущество окислительные свойства; б) преимущественно восстановительные свойства?

6. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфита калия массой 12 г, находящегося в нейтральном растворе?

Реакция протекает по уравнению:



7. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод полуреакций:



8. В склянке находится тяжелая бесцветная жидкость, при ее растворении в воде происходит сильное разогревание. Если кусочек дерева опустить в эту жидкость, то он обуглится. Какая жидкость в склянке? Найдите, сколько граммов меди надо будет взять, чтобы при взаимодействии ее с этой жидкостью выделилось такое количество газа, которого хватило бы на обесцвечивание 15,8 г перманганата калия?

Лабораторная работа

Опыт 1. Окислительное действие иона H^+

Испытать действие разбавленной серной кислоты на цинк. Написать уравнение реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 2. Окислительное действие ионов Cu^{2+}

Поместить в пробирку гранулу цинка и добавить раствор хлорида меди /III/. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Окислительное действие концентрированной азотной кислоты

В пробирку с небольшим количеством стружек меди прилить 1 - 2 мл концентрированной азотной кислоты. Отметить запах выделившегося газа и цвет образовавшегося раствора. Написать соответствующее уравнение реакции.

Опыт 4. Перманганат калия как окислитель. Роль среды

В три пробирки налить по 1 - 2 мл раствора перманганата калия, затем в первую пробирку добавить разбавленной серной кислоты, во вторую - немного воды, в третью - раствора щёлочи. После этого во все пробирки прилить сульфита натрия. Что наблюдаете? Написать соответствующие уравнения реакций, если в первой пробирке получилась соль Mn^{2+} , во второй - MnO_2 и в третьей - манганат. Указать цвета получившихся продуктов.

Тема 2: Электрохимические процессы

Основные вопросы теории

1. Понятие об электроде и электродных потенциалах. Стандартные потенциалы.

Стандартный водородный электрод. Гальванические элементы.

2. Электролиз растворов и расплавов солей. Законы электролиза. Применение электролиза.

3. Химическая коррозия металлов и способы защиты от нее.

4. Основные виды коррозии. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.

Задачи для самостоятельного решения

1. Чему равен электродный потенциал серебра, опущенного в 0,001 М раствор соли AgNO_3 при $t^\circ = 25^\circ\text{C}$?

2. Сколько цинка выделится при электролизе раствора сульфата цинка (ZnSO_4) при силе тока 0,5 А в течении 2,5 часа при выходе по току 90%?

3. Изобразите схему гальванического элемента, возникающего при коррозии сплава никель-кадмий в щелочной среде.

4. Анодным по отношению к железу в нейтральной среде будет покрытие

- 1) Mg; 2) Au; 3) Co; 4) Sb.

Раздел 5. Органические соединения

Тема 1: Органические соединения и органическая химия. Углеводороды

Основные вопросы теории

1. Органические соединения, их элементарный состав.

2. Причина существования разнообразных органических соединений и главные особенности их строения и свойств.

3. Классификация органических соединений

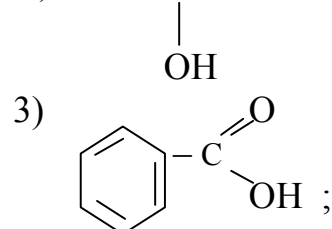
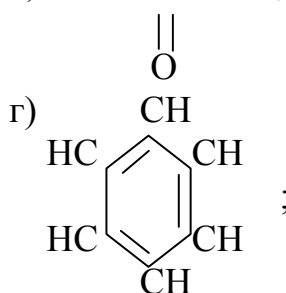
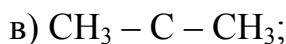
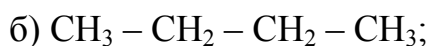
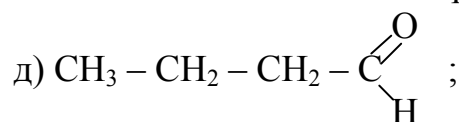
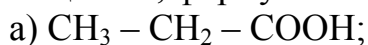
4. Предельные углеводороды (алканы): состав, строение, способы получения. Физические и химические свойства .

5. Непредельные углеводороды (алкены): состав, строение, способы получения. Физические и химические свойства

6. Непредельные углеводороды (алкины): состав, строение. Физические и химические свойства. Способы получения.

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите, к каким классам органических соединений принадлежат вещества, формулы которых приведены:

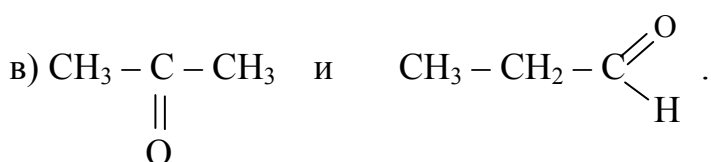
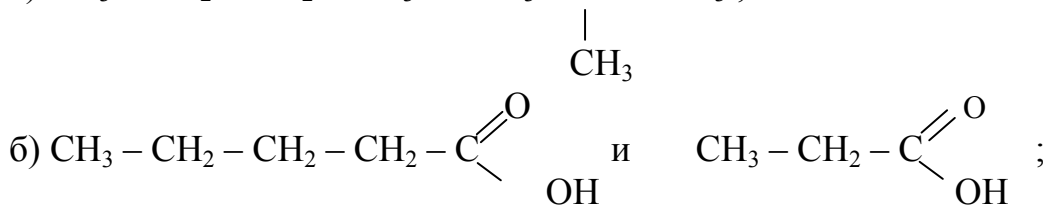


2. Охарактеризовать основные положения теории химического строения органических соединений А.М. Бутлерова.

3. Что такое изомерия? Какие вещества называют изомерами?

4. Какие вещества являются гомологами? Что такое гомологическая разность?

5. Определите, какие пары веществ являются гомологами, а какие изомерами?



6. Какие соединения называют углеводородами? Какие группы углеводородов существуют.

7. Что такое алканы, алкены, алкины? Приведите общие формулы этих гомологических рядов?

8. Напишите уравнения реакций:

а) горения метана;

з) дегидрирования этана;

б) бромирования этана;

и) окисления этилена перманганатом калия KMnO_4 ;

в) бромирования этилена;

к) горения ацетилена;

г) изомеризации пентана C_5H_{12} ;

л) полимеризации винилхлорида

д) гидрирования бутена-2;



е) гидратации этилена и

м) тримеризации ацетилена;

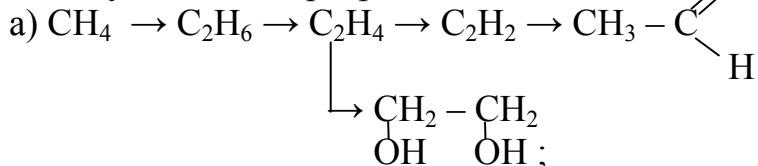
ацетилена;

ж) присоединения хлороводорода к пропену. н) изомеризации бутин-1.

9. С какими веществами может реагировать этан:

- а) хлор; г) кислород;
б) водород; д) вода.
в) раствор перманганата калия;

10. Осуществить превращения:



11. Изобразите структурные формулы изомеров гексана и назовите их C_6H_{14} .

12. Напишите структурные формулы:

3,3-диэтилгептана; 2,2,5,5-тетраметилгексана; 3,4-диэтилгексана.

13. Даны вещества: циклобутан, ацетилен, гептан, бутен-1, бутин-2, циклогексан, 2,2,3-триметилбутан, бутадиев. Выберите: а) три пары изомеров; б) 2 пары гомологов.

Тема 2. Кислородсодержащие органические соединения

Основные вопросы теории

1. Спирты. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов. Изомерия. Получение спиртов. Физические и химические свойства.

2. Карбонильные соединения – альдегиды и кетоны. Функциональная группа. Изомерия. Основные способы получения. Применение. Физические и химические свойства карбонильных соединений.

3. Карбоновые кислоты. Функциональная группа. Гомологический ряд предельных карбоновых кислот. Способы получения. Физические и химические свойства карбоновых кислот

Задачи для самостоятельного решения

1. Составьте формулы следующих веществ:

- а) 2-метилпентанол – 3; б) 2,3-диметилбутаналь.
б) 3-метил-2-хлорбутаналь;

2. Какие соединения называются спиртами? Назовите функциональную группу. Напишите формулы первых 4 членов гомологического ряда предельных одноатомных спиртов и назовите их.

3. Почему среди спиртов отсутствуют газообразные гомологи? Что такое

водородная связь? Как она образуется между молекулами спирта?

4. Какие соединения называются альдегидами? Какие - кетонами? Назовите функциональную группу. Напишите формулы простейших карбонильных соединений муравьиного альдегида, уксусного альдегида.

5. Напишите уравнения реакций между следующими веществами:

а). 2-метилпропановой кислоты и хлором;

б). 3-метилбутанолом-2 и натрием;

6. С помощью каких химических реакций можно осуществить следующие превращения:



Список литературы

Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия, 1988.- 704с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1986. – 263с.
3. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия: Учебник для вузов. – СПб.: Химиздат, 2000. – 656с.
4. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебник для вузов. – 4-е изд.– СПб.: Химиздат, 2000. – 624с.
5. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Высшая школа, 2000. – 527с.

Дополнительная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Высшая школа, 2003. – 743с.
2. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Химия: Учебник для вузов технических специальностей. - СП.;М.; Краснодар, 2003. – 385с.
3. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для вузов. – М.: Высшая школа, 1997. – 384с.
4. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Химия, 1994. – 592с.
5. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для вузов. – М.: Высшая школа, 2001-2003.- 557с.

Елизарова Светлана Николаевна
Мосталыгина Лидия Витальевна

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным занятиям по химии для студентов
1 курса направления 02100.62, 011200.62, 022000.62

Часть I

Редактор А.С. Мокина

Подписано в печать	Формат 60x84 1/16	Бумага тип. № 1
Печать трафаретная	Усл. печ. л. 1,75	Уч.-изд. л. 1,75
Заказ	Тираж 25	Цена свободная

РИЦ Курганского государственного университета.
640660, г.Курган, ул.Гоголя, 25
Курганский государственный университет.