



**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ДЕПАРТАМЕНТ НАУЧНО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКОЙ ПОЛИТИКИ И ОБРАЗОВАНИЯ
ЗАБАЙКАЛЬСКИЙ АГРАРНЫЙ ИНСТИТУТ - филиал федерального
государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«ИРКУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ А.А.
ЕЖЕВСКОГО»**

(ЗабАИ – филиал ФГБОУ ВО Иркутский ГАУ)

**Методические указания и контрольные задания
по дисциплине «Химия»**

для студентов заочной формы обучения
на базе основного общего образования

всех специальностей

1 курс

Чита 2017

О.С. Матюхина / Методические указания по дисциплине Химия для студентов заочной формы обучения 1 курса на базе основного общего образования специальностей: 38.02.01 «Экономика и бухгалтерский учет(по отраслям), 35.02.07 Механизация сельского хозяйства, 23.02.03 Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта, 21.02.04 Землеустройство/ Матюхина О.С. – г. Чита, Колледж Агробизнеса Забайкальского аграрного института – филиала ФГБОУ ВО «Иркутский государственный аграрный университет имени А.А. Ежевского», 2017.- 28с.

Данные методические указания предназначены для студентов первого курса заочной формы обучения с целью самостоятельно повторить и закрепить некоторые теоретические вопросы курса химии, подготовиться и выполнить домашнюю контрольную работу по данной дисциплине.

Рассмотрено на заседании цикловой комиссии общеобразовательных дисциплин
(Протокол № _____ от «___» _____ 2017 г.)
Председатель Н.Г. Ковтун

Ответственный за выпуск Лопаткина А.Н.

© Колледж Агробизнеса Забайкальского аграрного института – филиала ФГБОУ ВО «Иркутский государственный аграрный университет имени А.А. Ежевского»

Цель проведения письменной домашней контрольной работы. Письменная домашняя контрольная работа является одной из обязательных форм межсессионного контроля самостоятельной работы студента и отражает степень освоения материала по учебной программе дисциплина «Химия». Ее выполнение формирует учебно-исследовательские навыки, закрепляет умение самостоятельно работать с первоисточниками, помогает усвоению важных разделов курса дисциплины.

Общие методические указания

Основной вид учебных занятий студентов-заочников - самостоятельная работа над учебным материалом. В курсе химии он складывается из следующих элементов: изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнение лабораторного практикума и контрольных заданий; консультации; посещение лекций; сдача зачета по лабораторному практикуму; сдача зачета по всему курсу.

Работа с книгой. Изучать курс рекомендуется по отдельным темам. При чтении темы необходимо усвоить все теоретические положения, математические зависимости, принципы составления уравнений реакций. Чтобы лучше усвоить изучаемый материал, надо в рабочую тетрадь заносить формулировки законов и основных понятий химии, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы.

Изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач.

Лекции. В помощь студентам читаются лекции по важнейшим разделам курса, которые составляют теоретический фундамент курса химии.

Лабораторный практикум. Студентам необходимо выполнить лабораторный практикум, чтобы приобрести навыки экспериментирования, исследовательский подход к изучению предмета, лучше усвоить теоретический материал.

Зачет. Выполнив лабораторный практикум студенты сдают зачет. Для сдачи зачета необходимо изложить ход выполнения опытов, объяснить результаты работы, сделать выводы, решить предложенные преподавателем задачи по данной теме.

Контрольные задания. В процессе изучения курса химии студент должен выполнить контрольные задания. К выполнению домашней контрольной работы можно приступить только после усвоения теоретического материала и решения типовых задач, приведенных в рекомендованной литературе. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Домашняя контрольная работа должна быть аккуратно оформлена: для замечаний рецензента надо оставлять поля, задачи выполнять в том порядке, в каком они указаны в задании. Условия задач должны быть приведены полностью.

Работы должны быть представлены на рецензирование. Если контрольная работа не зачтена, то в соответствии с указаниями рецензента надо повторно выполнить незначительные задания. Исправления следует выполнять в этой же тетради.

Варианты домашней контрольной работы приведены в данном пособии. Каждый студент выполняет вариант заданий, обозначенный последней цифрой шифра.

Домашняя контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется.

Консультации. В случае затруднений при изучении курса следует обращаться за консультацией к преподавателю.

Перечень вопросов для подготовки к промежуточной аттестации :

1. Понятие «химический элемент»
2. Строение атома. Строение атомного ядра, электронной оболочки.
3. Физический смысл порядкового номера. С чем совпадает?
4. Структура периодической таблицы (период, группа, главная подгруппа)
5. Виды химической связи
6. Природа химической связи
7. Типы химических реакций.
8. Окислительно-восстановительные реакции
9. Степень окисления
10. Валентность
11. Растворимость
12. Концентрация растворов
13. Массовая доля вещества
14. Молярность
15. Электролитическая диссоциация (понятие).
16. Сильные и слабые электролиты
17. Классы неорганических соединений с точки зрения ТЭД
18. Уравнения электролитической диссоциации
19. Основные классы неорганических соединений (оксиды, основания, кислоты, соли)
20. Гидролиз солей
21. Электролиз
22. Металлы. Общая характеристика по положению в ПС
23. Строение атомов. Изменение свойств
24. Физические свойства металлов
25. Химические свойства металлов
26. Способы получения металлов.
27. Коррозия металлов. Понятие, виды
28. Способы предупреждения коррозии.
29. Неметаллы. Положение в ПС
30. Изменение свойств на примере VII группы гл. подгруппы
31. Аллотропные видоизменения неметаллов. Примеры.
32. Химические свойства. Окислительная способность.
33. Генетическая связь между классами неорганических соединений.
34. К какому классу относятся вещества с общей формулой C_nH_{2n+2} ?
35. Какие вещества называются гомологами?
36. Какие вещества называются изомерами?
37. В молекулах каких классов органических соединений есть π -связь между атомами углерода
38. Какие органические соединения реагируют с раствором перманганата калия и бромной водой
39. Для каких органических соединений характерна реакция гидролиза?
40. Какой тип химической реакции характерен для веществ, имеющих формулу C_nH_{2n+2}
41. С помощью какого реактива пентен можно отличить от пентана?

42. При добавлении, к какому органическому веществу свежееосажденного гидроксида меди (II) и нагревании образуется красный осадок?
43. Каким способом ацетилен получают в одну стадию?
44. Как получают этанол в промышленности?
45. Какие вещества относятся к природным высокомолекулярным соединениям?
46. Что получают реакцией Кучерова?
47. Для чего производится перегонка нефти?
48. Где находит применение анилин?
49. Почему аминокислоты являются амфотерными соединениями?
50. Каким способом получают аминокислоты?
51. Кто является автор теории строения химических веществ?
52. Какой метод производства автомобильных бензинов является основным?
53. Какая реакция является качественной для обнаружения крахмала?
54. Что такое структурное звено полимера?
55. Что представляют собой жиры по составу и строению?
56. Каким способом в промышленности получают глюкозу?
57. Чем являются мыла по своему составу и строению?
58. Какая реакция является качественной для обнаружения белков?
59. Что является мономерами белковых молекул?
60. С помощью какой реакции получают полиэтилен?
61. К какому классу относится вещество, формула которого C_6H_6 ?
62. К какому классу относятся органические соединения, содержащие функциональную группу $-COOH$?
63. Что является основной целью крекинга нефтепродуктов?
64. Какое вещество используют в промышленности для получения этилового спирта?
65. Для каких классов органических соединений характерна водородная связь?
66. Какие химические реакция характерны для непредельных углеводородов?
67. Какие вещества нужно поставить вместо X и Y в схеме превращений?

+X +Y



Какое вещество образуется при окислении альдегида?

68. Могут ли реагировать аминокислоты с предельными углеводородами?
69. К какому типу реакции относится взаимодействие метана с бромом?
70. С помощью какого реактива можно обнаружить наличие альдегидной группы в органическом веществе?
71. Как называется углеводород, массовая доля водорода в котором 14,3%, имеющий относительную плотность по водороду 21 ?
72. В промышленности для получения ацетилена используется:
 1. Природный газ 2) нефть 3) каменный уголь 4) целлюлоза
73. Конечным продуктом гидролиза крахмала является:
 1. Сахароза 2) глюкоза 3) целлюлоза 4) этанол
74. На какой класс соединений указывает наличие гидроксила (OH) в молекуле?
75. Какова формула анилина?
76. Какие вы знаете природные высокомолекулярные соединения?

77. Какая химическая реакция лежит в основе применения ацетилена для сварки и резки металлов?

1. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
2. $2\text{CH}_4 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$
3. $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4$
4. $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

78. Какие вещества образуются при гидролизе сахарозы?

79. Какую формулу имеет метиламин?

80. Мономерами каких соединений являются аминокислоты?

81. Что такое крекинг?

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периодический закон - закон, объясняющий закономерности изменения свойств элементов. Он был открыт в результате огромной исследовательской работы Д.И. Менделеева. Благодаря глубокому анализу, сравнению и обобщению известных данных в 1869 г. Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон: «**Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомного веса.**»

Периодическая система химических элементов.

Следствием периодического закона и его графическим изображением стала периодическая система химических элементов. Периодическая система состоит из 7 периодов и 8 групп. Каждый элемент в периодической системе занимает в соответствии с порядковым номером определённое место в определённом её периоде и определённой группе.

Период – горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся галогеном и инертным элементом. Различают **малые** и **большие** периоды. Малые периоды состоят из одного ряда элементов (I, II, III периоды). Большие периоды содержат по два (IV, V) и три ряда элементов (VI, VII периоды).

Группы – вертикальный столбик элементов, имеющих хотя бы одну общую валентность. Группы делятся на **главную** и **побочную** подгруппы. Главная подгруппа – подгруппа, начинающаяся элементом малого периода (например, C, Si, Ge, Sn, Pb (IV); F, Cl, Br, I, At (VII)), побочная подгруппа - подгруппа, начинающаяся элементом большого периода (например, Cu, Ag, Au (I); Cr, Mo, W (VI)). Символы элементов, входящих в главные и побочные подгруппы в таблице сдвинуты относительно друг друга, этим подчёркивается их различие.

Закономерности в изменении свойств элементов.

В малых периодах с увеличением порядкового номера:

? Ослабевают металлические свойства

- ? Усиливаются неметаллические свойства
- ? Валентность в соединении с кислородом возрастает от 1 до 7.

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера:

- ? Усиливаются металлические свойства
- ? Ослабевают неметаллические свойства
- ? Высшая валентность равна номеру группы.

Современная формулировка периодического закона.

В начале 20 века была создана теория строения атома, на основе которой периодический закон в настоящее время формулируется так:

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома.

1. Между положением элемента в периодической системе и его электронным строением существует связь.
2. *Порядковый номер* элемента в периодической системе равен заряду ядра атома (следовательно, порядковый номер показывает число протонов в ядре и число электронов в атоме).
3. Каждый период начинается элементом, в атомах которого начинает застраиваться новый электронный слой, причём номер этого слоя равен номеру периода (следовательно, *номер периода* показывает число электронных слоёв в атомах элементов данного периода).
4. Элементы, атомы которых обладают *сходными по строению электронными оболочками*, попадают в одну подгруппу периодической системы. У всех элементов главных подгрупп электронами заполняется внешний электронный слой, причём число электронов на этом слое равно номеру группы. У элементов I и II групп электронами заполняется *s-подуровень*, поэтому они называются *s-элементами*. У элементов III - VIII групп происходит заполнение *p-подуровня*, поэтому эти элементы относятся к семейству *p-элементов*. У элементов побочных подгрупп происходит заполнение электронами *d-подуровня* предпоследнего слоя, а у лантаноидов и актиноидов *f-подуровня* предпредпоследнего слоя.
5. Свойства элементов определяются их строением. Элементы, имеющие на последнем слое 1 – 2 электрона являются *металлическими*, 2 – 5 электронов – *переходными*, 4 – 8 электронов – *неметаллическими*.

В периоде с возрастанием заряда ядра атомов *металлические свойства уменьшаются*, а *неметаллические усиливаются*. Это связано с увеличением числа электронов на последнем слое.

В главной подгруппе с возрастанием заряда ядра атомов *металлические свойства усиливаются, анемаллические уменьшаются*. Это связано с увеличением числа электронных слоёв, а следовательно с уменьшением сил притяжения электронов последнего слоя к ядру.

Периодическое повторение свойств элементов объясняется периодическим повторением числа электронов на внешнем энергетическом уровне и повторением электронных структур атома.

Химическая активность элементов определяется строением внешнего электронного слоя. Активность галогенов объясняется нехваткой 1 электрона до завершения внешнего слоя. У инертных элементов внешний электронный слой завершён, поэтому они химически неактивны. У атомов щелочных металлов 1 электрон на последнем слое является как бы лишним.

КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ

1. Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Название оксида составляют из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже. Если элемент, образующий оксид, имеет постоянную степень окисления, то ее не указывают в названии оксида. Например, MgO – оксид магния, Al₂O₃– оксид алюминия. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия оксида в скобках римской цифрой указывают степень окисления элемента: SnO – оксид олова (II), SnO₂– оксид олова (IV).

По числу атомов кислорода в молекуле оксиды иногда называют: PbO₂– диоксид свинца, SO₃– триоксид серы.

Особую группу составляют пероксиды, которые содержат пероксидную группу –O–O–: H₂O₂– пероксид водорода, Na₂O₂- пероксид натрия.

Оксиды делятся на несолеобразующие и солеобразующие.

Несолеобразующие оксиды (безразличные или индифферентные) – это оксиды, которым в качестве гидроксидов не соответствуют ни основания, ни кислоты. Например: CO, NO, N₂O.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.
Солеобразующие оксиды обладают способностью образовывать соли.

Основные оксиды

Основными называются оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют основания:



Основные оксиды обычно образованы типичными металлами со степенями окисления:

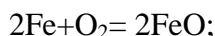
+1: K_2O , Li_2O , Na_2O , Rb_2O , Cs_2O , Cu_2O , Ag_2O , Tl_2O ;

+2: CaO , BaO , SrO , MnO , FeO , MgO , NiO , TiO ;

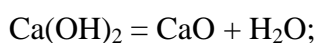
+3: (иногда) Bi_2O_3 , La_2O_3 , Ti_2O_3 .

Способы получения основных оксидов:

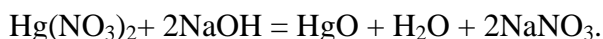
- окислением металлов



- разложением оснований и солей при нагревании

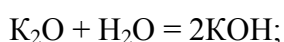
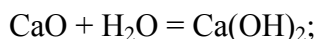


- оксиды серебра и ртути получают разложением их гидроксидов в момент образования:

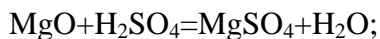


Химические свойства основных оксидов:

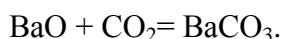
- взаимодействие с водой оксидов щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba) с образованием щелочей:



- взаимодействие с кислотами

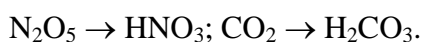


- взаимодействие с кислотными оксидами



Кислотные оксиды

Кислотными называются оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют кислоты:

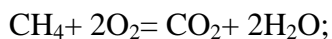
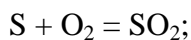


Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов (P_2O_5 , B_2O_3 , Cl_2O_7) и некоторых металлов, проявляющих высокие степени окисления:

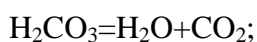
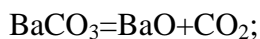
+5, +6, +7 (Nb₂O₅, MoO₃, Mn₂O₇).

Способы получения кислотных оксидов:

- окислением неметаллов и сложных веществ:

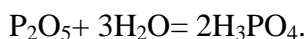


- разложением кислот и солей:



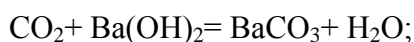
Химические свойства кислотных оксидов:

- взаимодействие с водой

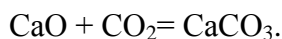


Некоторые кислотные оксиды с водой не взаимодействуют, например, SiO₂;

- взаимодействие со щелочами

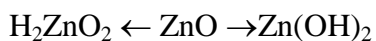


- взаимодействие с основными оксидами

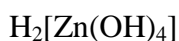


Амфотерные оксиды

Амфотерными называются оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют и основания, и кислоты, например



кислота оксид цинка основание



Амфотерные оксиды – это оксиды металлов со степенями окисления:

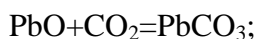
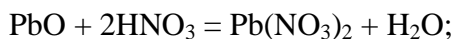
+2: BeO, ZnO, SnO, PbO, CuO, GeO;

+3: Al₂O₃, Sb₂O₃, Cr₂O₃, Fe₂O₃, Ga₂O₃;

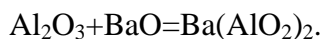
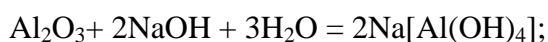
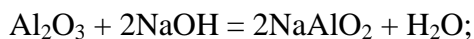
+4: SnO₂, PbO₂, GeO₂.

Амфотерные оксиды взаимодействуют:

- с кислотами и кислотными оксидами, проявляя основные свойства:



- со щелочами и основными оксидами, проявляя кислотные свойства:



2. Кислоты

Кислоты – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

По числу атомов водорода в молекуле кислоты определяют основность кислоты:

одноосновные кислоты: HCl , HNO_3 ;

двухосновные кислоты: H_2SO_3 , H_2S ;

трехосновные кислоты: H_3PO_4 , H_3AsO_4 .

По составу кислоты делят на бескислородные (HCN , H_2S) и кислородсодержащие (HClO , H_2SO_4 , H_2CO_3). Название бескислородной кислоты производится от названия соответствующего неметалла с добавлением слова «водородная»:

H_2S – сероводородная кислота;

HF – фтороводородная (плавиковая) кислота;

HCl – хлороводородная (соляная) кислота;

H_2Se – селеноводородная кислота;

HBr – бромоводородная кислота;

HI – иодоводородная кислота.

При составлении названия кислородсодержащей кислоты учитываются степень окисления элемента, образующего кислоту. При наименовании кислородсодержащей кислоты к русскому корню названия элемента, образующего кислоту, прибавляются окончания – *ная* или – *вая* для высшей степени окисления, – *истая* – для более низкой. Например:

+5 +3

HNO_3 – азотная кислота; HNO_2 – азотистая кислота;

+6 +4

H₂SO₄– серная кислота; H₂SO₃– сернистая кислота;

+7 +6

HMnO₄– марганцовая кислота; H₂MnO₄– марганцовистая кислота;

+5 +3

H₃AsO₄– мышьяковая кислота; H₃AsO₃– мышьяковистая кислота.

Если элемент проявляет несколько степеней окисления, то по мере ее снижения окончания в наименовании кислоты меняются в следующей последовательности:

-ная, -оватая, -истая, -оватистая.

Например:

HClO₄– хлорная кислота;

HClO₃– хлорноватая кислота;

HClO₂– хлористая кислота;

HClO– хлорноватистая кислота.

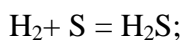
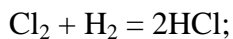
Если элемент в одной и той же степени окисления образует две кислоты с различным числом молекул связанной воды, то к названию кислоты добавляется приставка мета- меньшим числом молекул связанной воды, орто-– с максимальным:

H₃PO₃– метафосфорная кислота; H₃PO₄– ортофосфорная кислота;

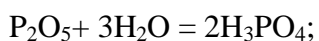
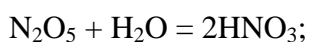
HBO₂– метаборная кислота; H₃BO₃– ортоборная кислота.

Способы получения кислот:

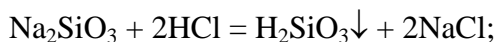
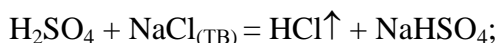
- бескислородные кислоты получают взаимодействием водорода с неметаллами (с последующим растворением в воде):



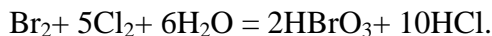
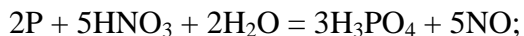
- взаимодействие кислотных оксидов с водой:



- взаимодействие солей с кислотами (действием сильной или менее летучей кислоты на соль более слабой кислоты или более летучей кислоты):



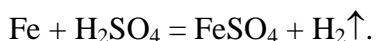
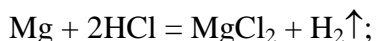
- окисление простых веществ:



Химические свойства кислот:

- взаимодействие с металлами.

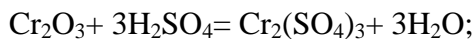
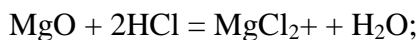
Разбавленные кислоты (HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH и др., кроме HNO_3) реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, с выделением водорода. Такие кислоты не действуют на металлы, стоящие правее водорода в ряду напряжений металлов (Cu , Hg , Ag , Pt , Au):



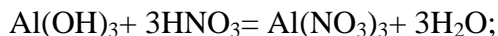
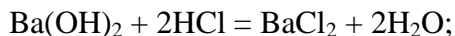
При взаимодействии концентрированных H_2SO_4 и HNO_3 любой концентрации с металлами, стоящими в ряду напряжений левее, а также правее водорода (кроме Au), окислителями являются S^{+6} и N^{+5} , степень окисления которых понижается в зависимости от активности металла и концентрации кислоты. Например:



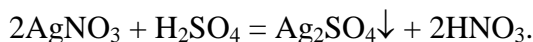
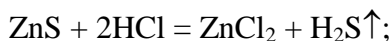
- взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:



- взаимодействие с основными и амфотерными гидроксидами:

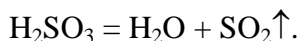


- взаимодействие с солями:



Реакции с растворимыми в воде солями протекают в том случае, если в результате реакции образуется осадок или газообразное соединение;

- разложение кислот:



3. Основания

Основания – сложные вещества, в состав которых входит катион металла (или NH_4^+) и связанные с ним одна или несколько гидроксогрупп OH^- . Например, NaOH , NH_4OH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

По числу гидроксогрупп в молекуле основания определяют его кислотность. Например:

однокислотные основания: NaOH , NH_4OH , KOH ;

двухкислотные основания: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

многокислотные основания: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$.

По растворимости в воде основания делятся на растворимые (или щелочи): LiOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и малорастворимые: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Название основания составляется из слова «гидроксид» и названия металла (или NH_4^+): $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния, NH_4OH – гидроксид аммония.

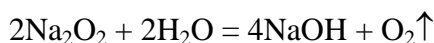
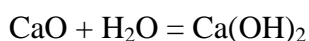
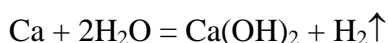
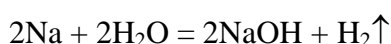
Если металл образует несколько гидроксидов, то после его названия в скобках указывается степень окисления металла:

$\text{Sn}(\text{OH})_2$ – гидроксид олова (II); $\text{Sn}(\text{OH})_4$ – гидроксид олова (IV);

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Способы получения оснований:

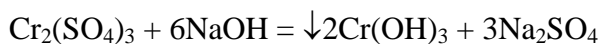
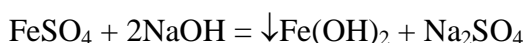
- растворимые в воде основания (щелочи) получают при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов или их оксидов с водой:



- электролиз водных растворов хлоридов щелочных щелочноземельных металлов:

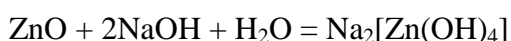


- нерастворимые в воде основания получают при взаимодействии щелочей с водными растворами солей:

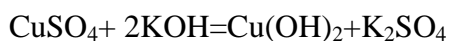
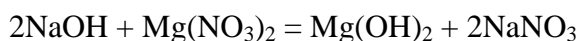


Химические свойства оснований:

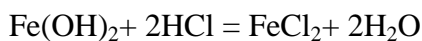
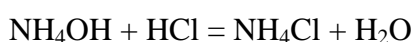
- взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами:



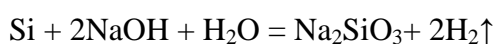
- взаимодействие щелочей с водными растворами солей:



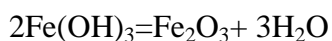
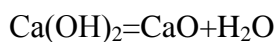
- взаимодействие с кислотами:



- взаимодействие щелочей с простыми веществами:



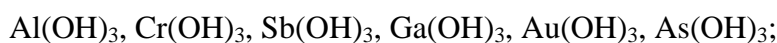
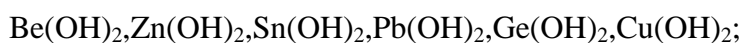
- разложение оснований



Амфотерные гидроксиды

Амфотерными называются гидроксиды, которые проявляют и основные и кислотные свойства в зависимости от условий, т.е. растворяются в кислотах и щелочах.

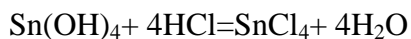
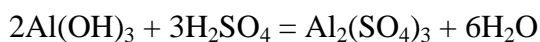
К амфотерным гидроксидам относятся:



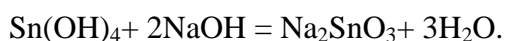
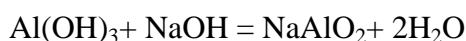
$\text{Sn}(\text{OH})_4, \text{Pb}(\text{OH})_4, \text{Ge}(\text{OH})_4.$

Амфотерные гидроксиды взаимодействуют:

- с кислотами, проявляя основные свойства:



- со щелочами, проявляя кислотные свойства, но в зависимости от условий проведения реакций возможны разные продукты:



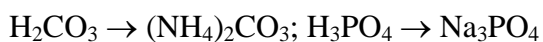
4. Соли

Соли – сложные вещества, которые являются продуктом полного или неполного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла, или замещения гидроксогрупп основания кислотным остатком.

В зависимости от состава соли делятся на средние ($\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4$), кислые ($\text{NaHCO}_3, \text{MgHPO}_4$), основные ($\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2, \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}, (\text{CaOH})_2\text{CO}_3$, двойные ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$), комплексные ($\text{Ag}[(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}, \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$).

Средние соли

Средними солями называются соли, которые являются продуктом полного замещения атомов водорода соответствующей кислоты на атомы металла или ион NH_4^+ . Например:



Название средней соли образуется из названия аниона, за которым следует название катиона. Для солей бескислородных кислот наименование соли составляется из латинского названия неметалла с добавлением суффикса **-ид**, например, NaCl – хлорид натрия. Если неметалл проявляет переменную степень окисления, то после его названия в скобках римскими цифрами указывается степень окисления металла: FeS – сульфид железа (II), Fe_2S_3 – сульфид железа (III).

Для солей кислородсодержащих кислот к латинскому корню названия элемента добавляется окончание **-ат** для высших степеней окисления, **-ит** для более низких. Например,

K_2SiO_3 – силикат калия, KNO_2 – нитрит калия,

KNO_3 – нитрат калия, K_3PO_4 – фосфат калия,

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III), Na_2SO_3 – сульфит натрия.

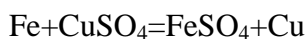
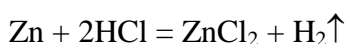
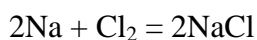
Для солей некоторых кислот используется приставка –**гипо** для более низких степеней окисления и –**пер** для высоких степеней окисления. Например,

KClO – гипохлорит калия, KClO_2 – хлорит калия,

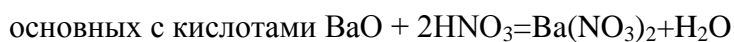
KClO_3 – хлорат калия, KClO_4 – перхлорат калия.

Способы получения средних солей:

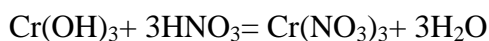
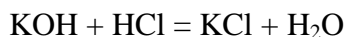
- взаимодействием металлов с неметаллами, кислотами и солями:



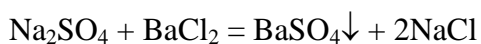
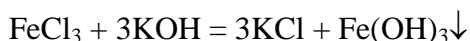
- взаимодействием оксидов:



- взаимодействием кислот с основаниями и с амфотерными гидроксидами:

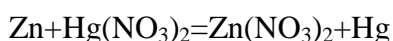


- взаимодействием солей с кислотами, со щелочами и солями:

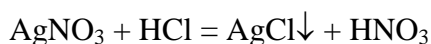


Химические свойства средних солей:

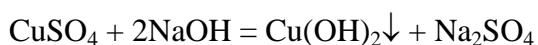
- взаимодействие с металлами



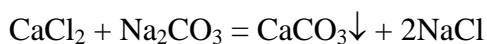
- взаимодействие с кислотами



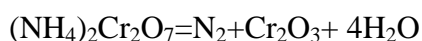
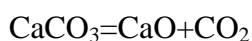
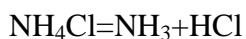
- взаимодействие со щелочами



- взаимодействие с солями



- разложение солей



Кислые соли

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот на атомы металла.

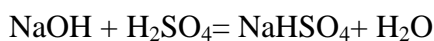
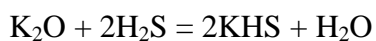


При наименовании кислой соли к названию соответствующей средней соли добавляется приставка **гидро-**, которая указывает на наличие атомов водорода в кислотном остатке.

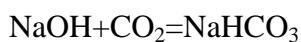
Например, NaHS – гидросульфид натрия, Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Кислые соли могут быть получены:

- действием избытка многоосновных кислот на основные оксиды, щелочи и средние соли:

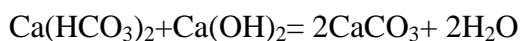


- действием избытка кислотных оксидов на щелочи

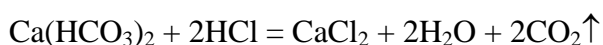


Химические свойства кислых солей:

- взаимодействие с избытком щелочи



- взаимодействие с кислотами

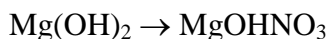


- разложение



Основные соли

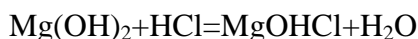
Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксогруппы в молекулах многокислотных оснований на кислотные остатки.



При наименовании основной соли к названию соответствующей средней соли добавляется приставка **гидроксо-**, которая указывает на наличие гидроксогруппы. Например CrOHCl_2 – гидроксохлорид хрома (III), $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид хрома (III).

Основные соли могут быть получены:

- неполной нейтрализации оснований кислотами

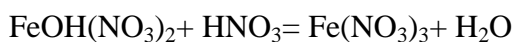
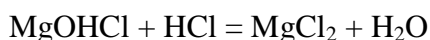


- добавлением небольших количеств щелочей к средним солям

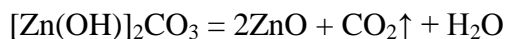


Химические свойства основных солей:

- взаимодействие с избытком кислоты:



- термическое разложение



5. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Между простыми веществами, оксидами, кислотами, основаниями и солями существует генетическая связь, возможность их взаимного превращения.

Переходы между веществами отражаются уравнениями химических реакций. При этом влияние оказывает не только способ получения продукта, но и условия протекания реакций.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

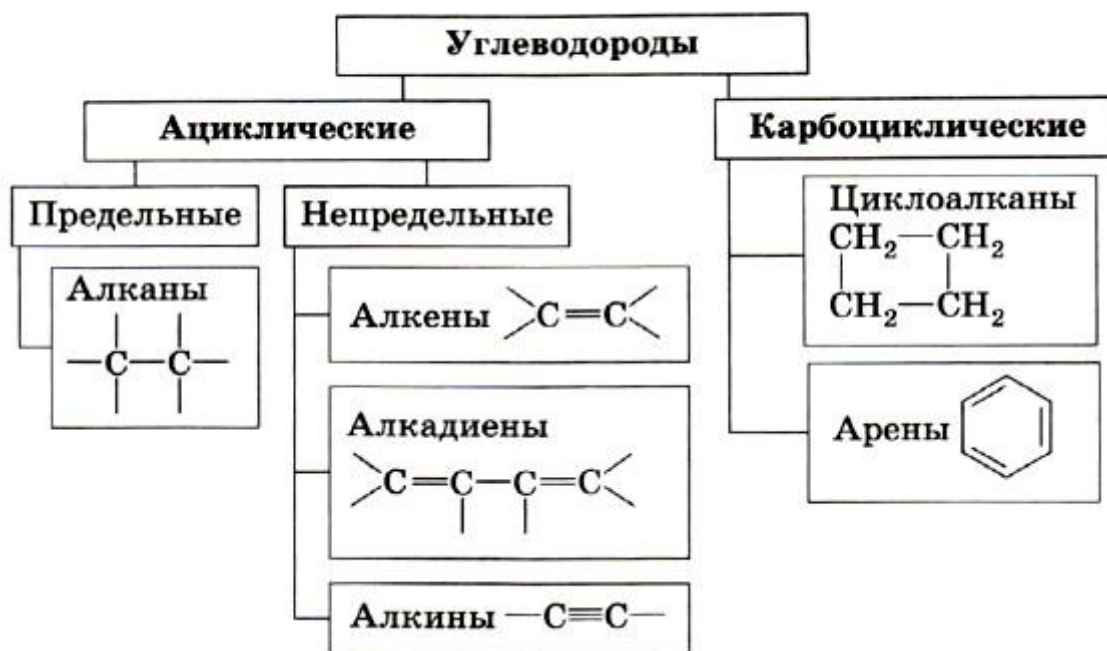
Провести классификацию химических веществ можно по самым разнообразным признакам: составу, физическим или химическим свойствам, применению. Однако в соответствии с теорией А. М. Бутлерова первоосновой практически всех перечисленных свойств является химическое строение вещества. Следовательно, за основу классификации целесообразно принять порядок связи атомов в молекуле, их взаимное расположение.

Наличие тех или иных функциональных групп либо атомов элементов определяет принадлежность соединения к соответствующему классу. Вещество относят к тому классу, который представлен самой старшей функциональной группой в молекуле.

Все свободные валентности атомов углерода в цепочке могут быть затрачены на образование связей с атомами водорода. Поскольку в состав таких веществ входят только два элемента, их называют общим термином углеводороды. Классификация углеводородов представлена на схеме

КЛАССИФИКАЦИЯ УГЛЕВОДОРОДОВ

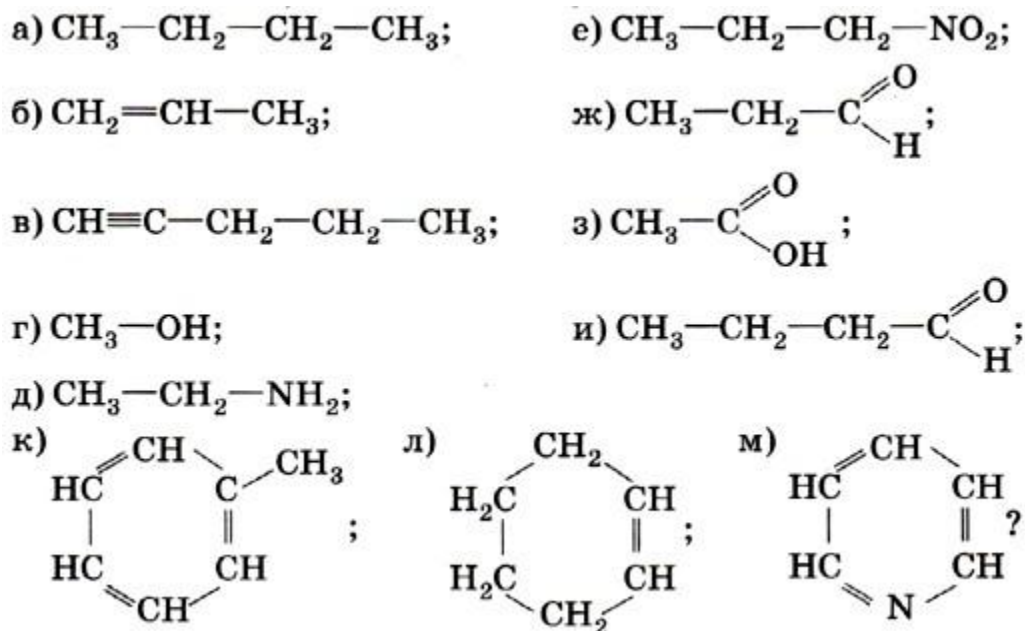
Схема 2



Вы уже знаете, что помимо углерода и водорода в состав органических соединений могут входить атомы других элементов, в первую очередь кислорода, азота, галогенов. Классификация органических соединений в зависимости от природы гетероатома приведена на схеме



1. К какому классу относятся следующие соединения:

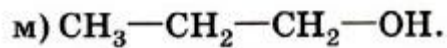
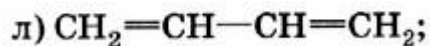
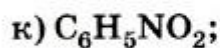
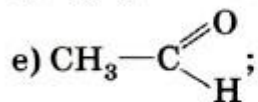
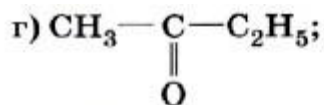
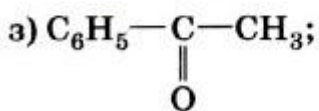
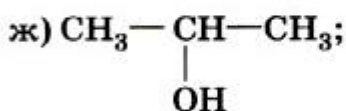
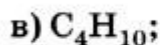
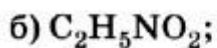
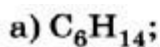


2. Назовите кислородсодержащие функциональные группы. Приведите примеры соединений, содержащих эти группы.

3. Приведите пример азотсодержащего ациклического соединения. Напишите его структурную формулу.

4. Напишите структурную формулу алициклического соединения состава C_5H_8 , не содержащего заместителей в цикле.

5. Воспользовавшись схемой классификации органических веществ и таблицей 2 распределите указанные соединения по классам и назовите эти классы веществ:



6. Для сгорания 4 моль органического вещества потребовалось 9 моль кислорода, и образовалось 4 моль оксида углерода (IV), 2 моль азота и 10 моль воды. Какова молекулярная формула этого вещества? К какому классу органических веществ оно относится?

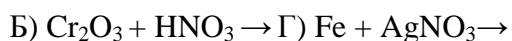
Название класса соединений	Функциональная группа или наличие кратной связи	Пример соединения	Название соединения
Алканы, C_nH_{2n+2}	Все связи C—C одинарные	CH_3CH_3	Этан
Алкены, C_nH_{2n}	Одна двойная связь C=C	$CH_2=CH_2$	Этен (этилен)
Алкины, C_nH_{2n-2}	Одна тройная связь C≡C	$CH\equiv CH$	Этин (ацетилен)
Алкадиены, C_nH_{2n-2}	Две двойные связи	$CH_2=CH-CH=CH_2$	Бутади- ен-1,3
Спирты	—OH гидроксильная	CH_3CH_2-OH	Этанол
Простые эфиры	—O—Alk алкокси группа	$CH_3CH_2-O-CH_2CH_3$	Диэтило- вый эфир, этоксиэтан
Альдегиды	$\begin{array}{c} -C-H \\ \\ O \end{array}$ альдегидная	$CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow H \end{array}$	Уксусный альдегид, этаналь
Кетоны	$\begin{array}{c} -C- \\ \\ O \end{array}$ карбонильная	$CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow CH_3 \\ \searrow O \end{array}$	Ацетон, пропанон
Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \nearrow O \\ -C \\ \searrow OH \end{array}$ карбоксильная	$CH_3-C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow OH \end{array}$	Уксусная кислота, этановая кислота

ТАБЛИЦА РАСПРЕДЕЛЕНИЯ КОНТРОЛЬНЫХ ВОПРОСОВ ПО ВАРИАНТАМ

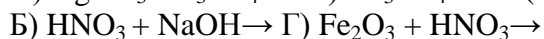
Последняя цифра шифра	Номер вопроса					
	1	2	3	4	5	6
1	1	11	21	31	41	51
2	2	12	22	32	42	52
3	3	13	23	33	43	53
4	4	14	24	34	44	54
5	5	15	25	35	45	55
6	6	16	26	36	46	56
7	7	17	27	37	47	57
8	8	18	28	38	48	58
9	9	19	29	39	49	59
0	10	20	30	40	50	60

Вопросы домашней контрольной работы

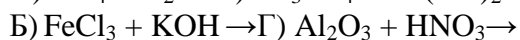
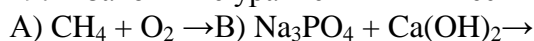
1. Виды химической связи
2. Типы химических реакций.
3. Электролитическая диссоциация (понятие).
4. Гидролиз солей
5. Электролиз
6. Коррозия металлов. Понятие, виды.
7. Какие вещества называются гомологами? Какие вещества называются изомерами? Привести примеры.
8. Какие химические реакция характерны для непредельных углеводородов?
9. Что представляют собой жиры по составу и строению?
10. Какая реакция является качественной для обнаружения белков?
11. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: CuO , H_3PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Cr_2O_3 , H_2SiO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, K_2SO_3 , CO , H_2S
12. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: H_2CO_3 , Na_2SiO_3 , CaO , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2O , NaOH , NO_2 , H_2SO_3 , AlCl_3
13. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: FeO , H_3PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Cr_2O_3 , H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, MgSO_3 , CO , H_2S
14. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: H_2CO_3 , Na_2SiO_3 , CaO , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2O , NaOH , NO_2 , H_2SO_3 , AlCl_3
15. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2O , NaOH , NO_2 , H_2SO_3 , AlCl_3 , H_2CO_3 , FeO , H_3PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , AgNO_3
16. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: FeO , H_3PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Cr_2O_3 , H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, MgSO_3 , CO , H_2S
17. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: K_2SO_4 , PbI_2 , MnO_2 , HNO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, K_3PO_4 , SO_3 , HBr , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaCO_3 , CuS , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
18. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2O , NaOH , NO_2 , H_2SO_3 , AlCl_3 , H_2CO_3 , FeO , H_3PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , AgNO_3
19. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: H_2SO_4 , PbI_2 , MnO_2 , KNO_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, K_3PO_4 , SO_3 , HBr , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CaCO_3 , CuS , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
20. Дайте названия соединениям и разбейте их на классы неорганических соединений: K_2SO_4 , PbI_2 , MnO_2 , HNO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, K_3PO_4 , SO_3 , HBr , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaCO_3 , CuS , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
21. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{MgO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ В) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
Б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ Г) $\text{Fe} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
22. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ В) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
Б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ Г) $\text{Al} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
23. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$ В) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
Б) $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ Г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
24. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ В) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
Б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ Г) $\text{Al} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
25. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ В) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
Б) $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$ Г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
26. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ В) $\text{CuSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$
Б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ Г) $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow$
27. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
А) $\text{MgO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ В) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$



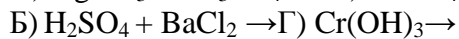
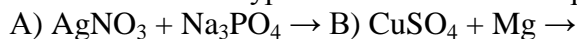
28. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:



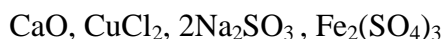
29. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:



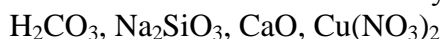
30. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:



31. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



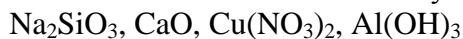
32. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



33. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



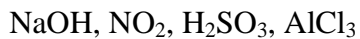
34. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



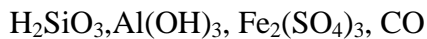
35. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



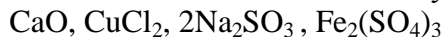
36. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



37. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



38. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



39. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



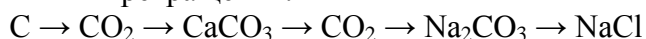
40. Рассчитайте относительную молекулярную массу веществ, формулы которых:



41. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



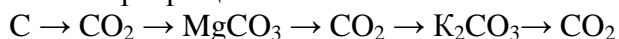
42. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



43. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



44. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



45. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

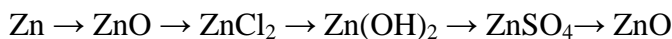
46. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



47. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



48. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



49. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



50. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



51. Задача:

Рассчитайте массу и объем углекислого газа (н.у.), выделившегося при действии раствора азотной кислоты на 75 кг карбоната кальция.

52. Задача.

Вычислите массу оксида азота (II) объемом 16 л (при н.у.).

53. Задача.

При восстановлении оксида железа (III) массой 4,3 г алюминием получено 2,6 г железа. Выразите данный выход железа в процентах от теоретически возможного

54. Задача.

Рассчитайте массу и объем оксида серы (VI) (н.у.), который получен в реакции окисления 16 л оксида серы (IV) кислородом.

55. Задача.

Сколько в литрах при (н.у.) потребуется кислорода на сжигание метана объемом 6,5 л.

56. Задача.

В результате бромирования этилена получился дибромэтан. Сколько брома в литрах (н.у.) израсходовано на реакцию, если масса этилена 56 граммов.

57. Задача.

Определите, чему равна масса 36 л углекислого газа (при н.у.).

58. Задача.

Определите молекулярную формулу углеводорода, который содержит 81,8% углерода, 18,2% водорода и имеет плотность по водороду 15.

59. Задача.

В реакции взаимодействия метана с 4,75 л хлора вычислите массу полученного хлорметана CH_3Cl при н.у.

60. Задача.

В реакцию вступили 85 г хлорида меди (II) и гидроксида лития. Вычислите массу полученного гидроксида меди (II).

Литература

Основные источники:

1. Габриелян О.С. Химия. 8 класс. Базовый уровень: учебник для общеобразоват. учреждений – 17-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2012. – 286 с.
2. Габриелян О.С. Химия. 9 класс. Базовый уровень: учебник для общеобразоват. учреждений – 18-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2011. – 270 с.
3. Габриелян О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учебник для общеобразоват. учреждений – 8-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2012. – 191 с.
4. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учебник для общеобразоват. учреждений – 7-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2012. – 223 с.
5. Петелин А.Л. Естествознание Учебник/А.Л. Петелин, Т.И. Гаева. – М.: ФОРУМ, 2012 – 256 с.

Дополнительные источники:

1. Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Н.М. Дорофеева. – М.: Издательский центр «Академия», 2011. – 256 с.
2. Химия в школе Текст : Научно-теорет. и метод.журн.: М-во образования и науки Рос. Федерации – М.: Центрхимпресс. – 2013.
3. Химия Текст : учебно-метод.журн./учредитель ООО «Издат.дом «Первое сентября» - Чехов: АО «Первая Образцовая типография», 2013-2016 – (СД-версия)
4. Шипуля, А.Н. Курс лекций по органической химии: учебное пособие [Электронный ресурс] : учебное пособие / А.Н. Шипуля, Ю.А. Безгина, Е.В. Волосова [и др.]. — Электрон. дан. — Ставрополь : СтГАУ (Ставропольский государственный аграрный университет), 2014. — 116 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=61142
5. А. О. Серебряков, О. И. Серебряков 2016 © Издательство, «Лань», художественное оформление, 2016 Обложка Е. А. ВЛАСОВА ББК 33.36я73 С 32 С» (Серебряков, А.О. Промысловые исследования залежей нефти и газа [Электронный ресурс] : учебное пособие / А.О. Серебряков, О.И. Серебряков. — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2016.— С. 4. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=71731
6. Гальперин М.В. Общая экология : учебник/ М.В. Гальперин. - М.: ФОРУМ, 2012 – 336 с.

