

ЕДИНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКЗАМЕН

Е. В. Савинкина

ХИМИЯ

НОВЫЙ ПОЛНЫЙ

СПРАВОЧНИК

ДЛЯ ПОДГОТОВКИ

К ЕГЭ

Единый государственный экзамен

Е.В. Савинкина

ХИМИЯ

**НОВЫЙ ПОЛНЫЙ
СПРАВОЧНИК
ДЛЯ ПОДГОТОВКИ
К ЕДИНОМУ
ГОСУДАРСТВЕННОМУ
ЭКЗАМЕНУ**



АСТ • Астрель
Москва

УДК 373:54(03)

ББК 24я2

C13

Савинкина, Елена Владимировна

C13 **Химия : Новый полный справочник для подготовки к единому государственному экзамену / Е.В. Савинкина. — Москва : АСТ : Астрель, 2016. — 253, [3] с.**

ISBN 978-5-17-090726-7 (ООО «Издательство АСТ»)

(Самый популярный справочник для подготовки к ЕГЭ)

ISBN 978-5-271-46404-1 (ООО «Издательство Астрель»)

(Самый популярный справочник для подготовки к ЕГЭ)

ISBN 978-5-17-090727-4 (ООО «Издательство АСТ»)

(Новый полный справочник для подготовки к ЕГЭ)

ISBN 978-5-271-46433-1 (ООО «Издательство Астрель»)

(Новый полный справочник для подготовки к ЕГЭ)

Справочник содержит весь теоретический материал по курсу химии, необходимый для сдачи ЕГЭ. Он включает все элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ по химии, и помогает обобщить и систематизировать знания и умения за курс средней (полной) школы.

Теоретический материал изложен в краткой, доступной форме. Каждый раздел сопровождается примерами тестовых заданий, позволяющими проверить свои знания и степень подготовленности к аттестационному экзамену. Практические задания соответствуют формату ЕГЭ. В конце пособия приводятся ответы к тестам, которые помогут школьникам и абитуриентам проверить себя и восполнить имеющиеся пробелы.

Пособие адресовано старшим школьникам, абитуриентам и учителям.

УДК 373:54(03)

ББК 24я2

ISBN 978-5-17-090726-7 (ООО «Издательство АСТ»)

(Самый популярный справочник для подготовки к ЕГЭ)

ISBN 978-5-271-46404-1 (ООО «Издательство Астрель»)

(Самый популярный справочник для подготовки к ЕГЭ)

ISBN 978-5-17-090727-4 (ООО «Издательство АСТ»)

(Новый полный справочник для подготовки к ЕГЭ)

ISBN 978-5-271-46433-1 (ООО «Издательство Астрель»)

(Новый полный справочник для подготовки к ЕГЭ)

© Савинкина Е.В.

© ООО «Издательство АСТ»

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	12
ВАЖНЕЙШИЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ	14
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ	18
1.1. Современные представления о строении атома	18
1.1.1. Строение электронных оболочек атомов элементов	18
Примеры заданий	24
1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	25
1.2.1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам	25
Примеры заданий	28
1.2.2. Общая характеристика металлов IA—IIIA-групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностями строения их атомов	28
Примеры заданий	29
1.2.3. Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностям строения их атомов	30
Примеры заданий	30

1.2.4. Общая характеристика неметаллов IVA—VIIA-групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностями строения их атомов	31
Примеры заданий	31
1.3. Химическая связь и строение вещества	32
1.3.1. Ковалентная химическая связь, ее разновидности и механизмы образования. Характеристики ковалентной связи (полярность и энергия связи). Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь	32
Примеры заданий	36
1.3.2. Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов	37
Примеры заданий	39
1.3.3. Вещества молекулярного и немоллекулярного строения. Тип кристаллической решетки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения	41
Примеры заданий	43
1.4. Химическая реакция	43
1.4.1. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии	43
Примеры заданий	45
1.4.2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения	46
Примеры заданий	48
1.4.3. Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов	48
Примеры заданий	50

1.4.4. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов	50
Примеры заданий	
1.4.5. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты	53
Примеры заданий	54
1.4.6. Реакции ионного обмена	54
Примеры заданий	56
1.4.7. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная. Гидролиз солей	57
Примеры заданий	59
1.4.8. Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от нее	60
Примеры заданий	64
1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)	65
Примеры заданий	66
1.4.10. Ионный (правило В.В. Марковникова) и радикальный механизмы реакций в органической химии	67
Примеры заданий	69
2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	71
2.1. Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)	71
Примеры заданий	75

2.2. Характерные химические свойства простых веществ — металлов: щелочных, щелочноземельных, алюминия; переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа)	76
Примеры заданий	79
2.3. Характерные химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния	81
Примеры заданий	83
2.4. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	84
Примеры заданий	86
2.5. Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов	87
Примеры заданий	88
2.6. Характерные химические свойства кислот	90
Примеры заданий	93
2.7. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)	94
Примеры заданий	96
2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	97
Примеры заданий	100
3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	102
3.1. Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах	102
Примеры заданий	105

3.2. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа	106
Примеры заданий	109
3.3. Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)	109
Примеры заданий	115
3.4. Характерные химические свойства углеводов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводов (бензола и толуола)	116
Примеры заданий	121
3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола	121
Примеры заданий	124
3.6. Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров	125
Примеры заданий	128
3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот	129
Примеры заданий	132
3.8. Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)	133
Примеры заданий	138
3.9. Взаимосвязь органических соединений	139
Примеры заданий	143

4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ.	
ХИМИЯ И ЖИЗНЬ	145
4.1. Экспериментальные основы химии	145
4.1.1. Правила работы в лаборатории.	
Лабораторная посуда и оборудование.	
Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии	145
Примеры заданий	150
4.1.2. Научные методы исследования химических веществ и превращений.	
Методы разделения смесей и очистки веществ	150
Примеры заданий	152
4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ.	
Индикаторы	152
Примеры заданий	153
4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	153
Примеры заданий	156
4.1.5. Качественные реакции органических соединений	158
Примеры заданий	159
4.1.6. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений	160
Примеры заданий	165
4.1.7. Основные способы получения углеводородов (в лаборатории)	165
Примеры заданий	167

4.1.8. Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)	167
Примеры заданий	170
4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ	171
4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов	171
Примеры заданий	174
4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	174
Примеры заданий	176
4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка	177
Примеры заданий	180
4.2.4. Высокмолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации	181
Примеры заданий	184
4.3. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций	184
4.3.1. Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей; вычисление массовой доли вещества в растворе	184
Примеры заданий	186
4.3.2. Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях	186
Примеры заданий	187

4.3.3. Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ	187
Примеры заданий	188
4.3.4. Расчеты теплового эффекта реакции	189
Примеры заданий	189
4.3.5. Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси)	190
Примеры заданий	190
4.3.6. Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества	191
Примеры заданий	191
4.3.7. Нахождение молекулярной формулы вещества	192
Примеры заданий	194
4.3.8. Расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного	195
Примеры заданий	195
4.3.9. Расчеты массовой доли (массы) химического соединения в смеси	196
Примеры заданий	196

Приложение

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ	198
Водород	198
Элементы IA-группы	200
Элементы IIA-группы	202
Элементы IIIA-группы	204
Элементы IVA-группы	206
Элементы VA-группы	211
Элементы VIA-группы	218
Элементы VIIA-группы	223
Периодическая система химических элементов	
Д.И. Менделеева	230
ИЮПАК: Периодическая таблица элементов	232
Растворимость оснований, кислот и солей в воде	234
Валентность некоторых химических элементов	235
Кислоты и названия их солей.	235
Атомные радиусы элементов	236
Некоторые важнейшие физические постоянные	237
Приставки при образовании кратных и дольных единиц	237
Распространённость элементов в земной коре	238
Ответы на задания	240

Предисловие

Новый справочник включает весь теоретический материал школьного курса по химии, необходимый для подготовки и сдачи единого государственного экзамена.

Содержание книги основано на контрольно-измерительных материалах, определяющих объем учебного материала, который проверяется государственной итоговой аттестацией.

Теоретический материал справочника изложен в краткой и доступной форме. Четкость изложения и наглядность учебного материала позволяют эффективно подготовиться к экзамену.

Каждый раздел книги соответствует четырем содержательным блокам, проверяемым на ЕГЭ: «Теоретические основы химии» — Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, химическая связь и строение вещества, химическая реакция; «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Методы познания химии. Химия и жизнь» — экспериментальные основы химии, общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ.

В приложении дана основная информация о химии главных элементов, изучаемых в школе. Приведена необходимая краткая информация о водороде, элементах IА-группы (литий, натрий и калий), элементах IIА-группы (магний и кальций), элементе IIIА-группы (алюминий), элементах IVА-группы (углерод и кремний), элементах VА-группы (азот и фосфор), элементах VIА-группы (кислород и сера), элементах VIIА-группы (фтор, хлор, бром, иод), переходных элементах побочных (Б) групп (3–12-й групп) Периодической системы (хром, железо, медь и цинк).

Рассмотрены физические и химические свойства этих элементов, а также их соединений, все химические реакции их получения в промышленности и лаборатории.

Практическая часть справочника содержит примеры тестовых заданий с развернутым ответом, аналогичных экзаменационным.

В конце справочника даны ответы на задания, которые помогут объективно оценить уровень знаний, умений и навыков выпускников.

Пособие поможет учащимся выпускных классов и абитуриентам самостоятельно повторить и систематизировать материал школьного курса химии, познакомиться с формой экзаменационных тестовых заданий ЕГЭ и самостоятельно решить типовые тренировочные задания.

ВАЖНЕЙШИЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Химический элемент — это определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Относительная атомная масса (A_r) показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $1/12$ массы атома углерода-12.

**Названия элементов, их символы
и округленные относительные атомные массы, A_r**

Название	Символ	A_r	Название	Символ	A_r
Азот	N	14	Литий	Li	7
Алюминий	Al	27	Магний	Mg	24
Барий	Ba	137	Марганец	Mn	55
Бериллий	Be	9	Медь	Cu	64
Бор	B	11	Мышьяк	As	75
Бром	Br	80	Натрий	Na	23
Висмут	Bi	209	Никель	Ni	59
Водород	H	1	Олово	Sn	119
Железо	Fe	56	Платина	Pt	195
Золото	Au	197	Ртуть	Hg	201
Иод	I	127	Рубидий	Rb	85
Калий	K	39	Свинец	Pb	207
Кальций	Ca	40	Селен	Se	79
Кислород	O	16	Сера	S	32
Кобальт	Co	59	Серебро	Ag	108
Кремний	Si	28	Стронций	Sr	88

Окончание табл.

Название	Символ	A_r	Название	Символ	A_r
Сурьма	Sb	122	Фтор	F	19
Теллур	Te	128	Хлор	Cl	35,5
Титан	Ti	48	Хром	Cr	52
Углерод	C	12	Цезий	Cs	133
Фосфор	P	31	Цинк	Zn	65

Химическое вещество — совокупность любых химических частиц.

Химические частицы

Название	Заряд	Число неспаренных электронов	Примеры
Атом	$= 0$	≥ 0	O, Ba, He
Молекула	$= 0$	$= 0$	N_2 , CO_2
Катион	> 0	$= 0$	Na^+ , NH_4^+
Анион	< 0	$= 0$	Cl^- , CO_3^{2-}
Радикал	$= 0$	> 0	$\bullet OH$, $\bullet NO_2$

Формульная единица — условная частица, состав которой соответствует приведенной химической формуле.

Ar — вещество аргон (состоит из атомов Ar)

H_2O — вещество вода (состоит из молекул H_2O)

KNO_3 — вещество нитрат калия (состоит из катионов K^+ и анионов NO_3^-)

Относительная молекулярная масса (M_r , а.е.м.)	равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав данного вещества в соответствии с его химической формулой
Количество вещества	величина, пропорциональная числу формульных единиц вещества, находящихся в данной порции вещества
Моль (единица измерения количества вещества)	отвечает порции вещества, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ его частиц — число Авогадро, $\{N_A\}$
Молярная масса (M_B , г/моль)	масса 1 моль вещества в граммах (численно совпадает с молекулярной массой вещества)

Соотношения между величинами

Атомная масса (относительная) элемента В, $A_r(B)$	$A_r(B) = m(\text{атома В}) / m_u$, где $m(\text{атома В})$ — масса атома элемента В, m_u — атомная единица массы $m_u = 1/12 m(\text{атома } ^{12}\text{C}) =$ $= 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$
Количество вещества В, $n(B)$, моль	$n(B) = N(B) / N_A$, где $N(B)$ — число частиц В, N_A — постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Молярная масса вещества В, $M(B)$, г/моль	$M(B) = m(B) / n(B)$, где $m(B)$ — масса В
Молярный объем газа В, V_M , л/моль	$V_M = V(\text{газа В}) / n(\text{газа В}) =$ $22,4 \text{ л/моль}$ при нормальных условиях (н.у.) (следствие из закона Авогадро)

Окончание табл.

Плотность газообразного вещества, В по водороду, D (газа В по H_2)	$D(\text{газа В по } H_2) = \frac{M(B)}{2}$
Плотность газообразного вещества В по воздуху, D (газ В по воздуху)	$D(\text{газа В по воздуху}) = \frac{M(B)}{29}$
Массовая доля элемента Э в веществе В, $w(Э)$	$w(Э) = \frac{m(Э)}{m(B)} = \frac{x A_r(Э)}{M_r(B)} = \frac{x M(Э)}{M(B)}$ где x — число атомов Э в формуле вещества В

Нормальные физические условия

Нормальное атмосферное давление

$$p = 101\,325 \text{ Па (1 атм)}$$

Нормальная термодинамическая температура

$$T = 273,15 \text{ К (или температура Цельсия } t = 0 \text{ } ^\circ\text{C})$$

Стехиометрические законы

Закон сохранения массы веществ	Масса веществ, вступивших в реакцию (реагентов), всегда равна массе веществ, получившихся в результате реакции (продуктов)
Закон постоянства состава веществ	Каждое чистое вещество, независимо от способа получения, всегда имеет один и тот же состав и свойства
Закон Авогадро	В равных объемах газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1.1. СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

1.1.1. Строение электронных оболочек атомов элементов

Атом

Электроны ($\bar{e}$)	Ядро	
	протоны (p^+)	нейтроны (n^0)
Массовое число (A) — общее число протонов и нейтронов в атомном ядре	$A = N(n^0) + N(p^+)$	
Заряд ядра атома (Z) равен числу протонов в ядре и числу электронов в атоме	$Z = N(p^+) = N(\bar{e})$	

Атомы не имеют заряда (нейтральны). Если атом присоединяет один или несколько электронов, он приобретает отрицательный заряд и превращается в анион. Если атом теряет один или несколько электронов, он приобретает положительный заряд и превращается в катион. Заряд иона указывают арабской цифрой и знаком после символа атома.

Основные положения
квантовой теории строения атома

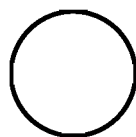
Дискретность энергии электрона	Двойственная (корпускулярно-волновая) природа электрона	Невозможность определения траектории электрона (принцип неопределенности)
--------------------------------	---	---

Энергетические уровни и подуровни

Энергетические уровни (ЭУ)	Энергетические подуровни (ЭПУ)	Число электронов
1	1s	2
2	2s 2p	2 6
3	3s 3p 3d	2 6 10
4	4s 4p 4d 4f	2 6 10 14

Атомная орбиталь (АО) характеризует область пространства, в которой вероятность пребывания электрона, имеющего определенную энергию, является наибольшей.

Форма орбиталей



s-орбиталь



p-орбиталь

Рис. 1. Формы орбиталей

Наиболее устойчивое состояние атома, в котором энергия его электронной оболочки минимальна, называется **основным состоянием атома**.

Любые другие состояния атома называют **возбужденными состояниями**.

Правила заполнения атомных орбиталей в основном состоянии

Принцип наименьшей энергии	электроны занимают в первую очередь орбитали, имеющие наименьшую энергию; энергия орбиталей возрастает в ряду $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots$
Принцип Паули	на каждой орбитали может находиться один электрон или пара электронов с противоположными спинами
Правило Гунда	на орбиталях, имеющих одинаковую энергию, всегда располагается как можно больше неспаренных электронов с одинаковыми спинами

Спин электрона — свойство электрона, характеризующее его способность взаимодействовать с магнитным полем. Может принимать два значения (положительное и отрицательное).

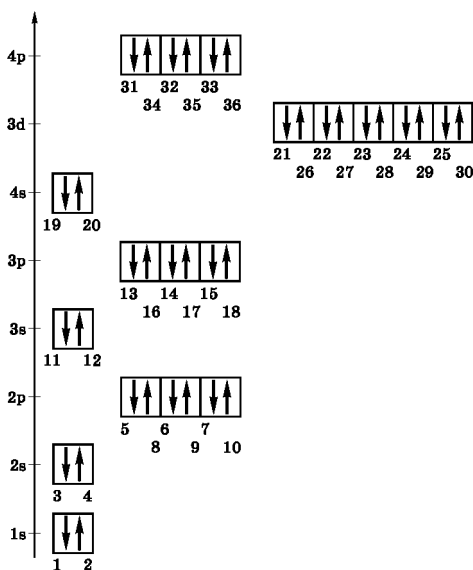


Рис. 2. Последовательность заполнения АО электрона-ми в основном состоянии

Элементы, у которых идет заполнение *s*-подуровня, называют ***s*-элементами**.

Элементы, у которых заполняется *p*-подуровень, называют ***p*-элементами**.

Элементы, у которых заполняется *d*-подуровень, называют ***d*-элементами**.

Элементы, у которых заполняется *f*-подуровень, называют ***f*-элементами**.

Распределение электронов по орбиталям атома называют его **электронной конфигурацией** (формулой).

Электроны, относящиеся к последнему энергетическому уровню, называют **внешними (валентными) электронами**.

**Электронные конфигурации нейтральных атомов
в основном состоянии для элементов
первых четырех периодов**

	1 Н Водород : $1s^1$
$1s^1$	
1	
	2 He Гелий : $1s^2$
$1s^2$	
2	
	3 Li Литий : $1s^2 2s^1$
$1s^2$ $2s^1$	
2 1	
	4 Be Бериллий : $1s^2 2s^2$
$1s^2$ $2s^2$	
2 2	
	5 B Бор : $1s^2 2s^2 2p^1$
$1s^2$ $2s^2$ $2p^1$	
2 3	
	6 C Углерод : $1s^2 2s^2 2p^2$
$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$	
2 4	
	7 N Азот : $1s^2 2s^2 2p^3$
$1s^2$ $2s^2$ $2p^3$	
2 5	

8 O Кислород : $1s^2 2s^2 2p^4$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^4$
2 6

9 F Фтор : $1s^2 2s^2 2p^5$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^5$
2 7

10 Ne Неон : $1s^2 2s^2 2p^6$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$
2 8

11 Na Натрий : $[\text{Ne}] 3s^1$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
2 8 1

12 Mg Магний : $[\text{Ne}] 3s^2$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$
2 8 2

13 Al Алюминий : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^1$
2 8 3

14 Si Кремний : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^2$
2 8 4

15 P Фосфор : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^3$
2 8 5

16 S Сера : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$
2 8 6

17 Cl Хлор : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$
2 8 7

18 Ar Аргон : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$
2 8 8

19 K Калий : $[\text{Ar}] 4s^1$

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^1$
2 8 8 1

20 Ca Кальций : [Ar] 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²
2 8 8 2

21 Sc Скандий : [Ar] 3d¹ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹ 4s²
2 8 9 2

22 Ti Титан : [Ar] 3d² 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d² 4s²
2 8 10 2

23 V Ванадий : [Ar] 3d³ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d³ 4s²
2 8 11 2

24 Cr Хром : [Ar] 3d⁵ 4s¹

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁵ 4s¹
2 8 13 1

25 Mn Марганец : [Ar] 3d⁵ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁵ 4s²
2 8 13 2

26 Fe Железо : [Ar] 3d⁶ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁶ 4s²
2 8 14 2

27 Co Кобальт : [Ar] 3d⁷ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁷ 4s²
2 8 15 2

28 Ni Никель : [Ar] 3d⁸ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁸ 4s²
2 8 16 2

29 Cu Медь : [Ar] 3d¹⁰ 4s¹

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s¹
2 8 18 1

30 Zn Цинк : [Ar] 3d¹⁰ 4s²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s²
2 8 18 2

31 Ga Галлий : [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p¹

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p¹
2 8 18 3

32 Ge Германий : [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p²

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p²
2 8 18 4

33 As Мышьяк : [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p³

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p³
2 8 18 5

34 Se Селен : [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁴

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁴
2 8 18 6

35 Br Бром : [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁵
2 8 18 7

36 Kr Кrypton : [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶
2 8 18 8

Электронные конфигурации d^5 и d^{10} обладают повышенной устойчивостью, поэтому в атомах хрома и меди наблюдается «перескок» электрона с 4s-подуровня на 3d-подуровень.

Примеры заданий

1. Общее число электронов в атоме кремния и число энергетических уровней, заполненных электронами, равны соответственно

- | | |
|-----------|----------|
| 1) 14 и 3 | 3) 8 и 4 |
| 2) 14 и 2 | 4) 8 и 3 |

2. Атом брома в основном состоянии имеет полностью заполненных энергетических уровней и число валентных электронов, соответственно

- | | |
|----------|----------|
| 1) 2 и 5 | 3) 4 и 7 |
| 2) 3 и 7 | 4) 3 и 5 |

3. Одинаковое число электронов содержат частицы

- | | |
|--|--------------------------------------|
| 1) Al ³⁺ и N ⁻³ | 3) S ⁰ и Cl ⁻ |
| 2) Ca ²⁺ и Cl ⁺⁵ | 4) N ⁻³ и P ⁻³ |

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

1.2.1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

Современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева:

— свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома, равного порядковому номеру элемента.

Периодическая система химических элементов — естественная классификация химических элементов, являющаяся табличным выражением Периодического закона Д.И. Менделеева. Она представляет собой таблицу, состоящую из **периодов** (горизонтальных рядов) и **групп** (вертикальных столбцов) элементов.

Номер группы	→	А	≡	Число валентных электронов: <i>ns</i> и <i>np</i>
	→	Б	≡	Число валентных электронов: <i>ns</i> и $(n-1)d$

В короткопериодном варианте Периодической системы — 8 групп. Они разделены на подгруппы А (главные) и Б (побочные).

В длиннопериодном варианте Периодической системы — 18 групп. Их обозначают или так же, как в короткопериодном варианте, или просто номерами от 1 до 18 (например, группа IА или 1, VIIБ или 17).

Номер периода	≡	Число энергетических уровней, заполненных электронами	≡	Обозначение последнего энергетического уровня (ЭУ)
---------------	---	---	---	--

Современная Периодическая система включает 7 периодов. Каждый период начинается элементом, в атоме которого впервые появляется электрон на соответствующем энергетическом уровне (водород или щелочной элемент), и заканчивается элементом, в атоме которого до конца заполнен уровень с тем же номером (благородный газ).

В группе

- ✓ число электронов на последнем электронном уровне (ЭУ) не изменяется;
- ✓ радиусы атомов в целом возрастают;
- ✓ электроотрицательность (способность атома в соединении удерживать электроны) в целом уменьшается;
- ✓ металлические и восстановительные свойства простых веществ усиливаются;
- ✓ неметаллические и окислительные свойства простых веществ ослабевают;
- ✓ основные свойства оксидов и гидроксидов в целом усиливаются;
- ✓ кислотные свойства оксидов и гидроксидов в целом ослабевают.

В периоде

- ✓ увеличивается число электронов на последнем ЭУ (от 1 до 8);
- ✓ число ЭУ не изменяется;
- ✓ радиусы атомов в целом уменьшаются;
- ✓ электроотрицательность (способность атома в соединении удерживать электроны) увеличивается;
- ✓ металлические и восстановительные свойства простых веществ ослабевают;
- ✓ неметаллические и окислительные свойства простых веществ усиливаются;
- ✓ основные свойства оксидов и гидроксидов ослабевают;
- ✓ кислотные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются.

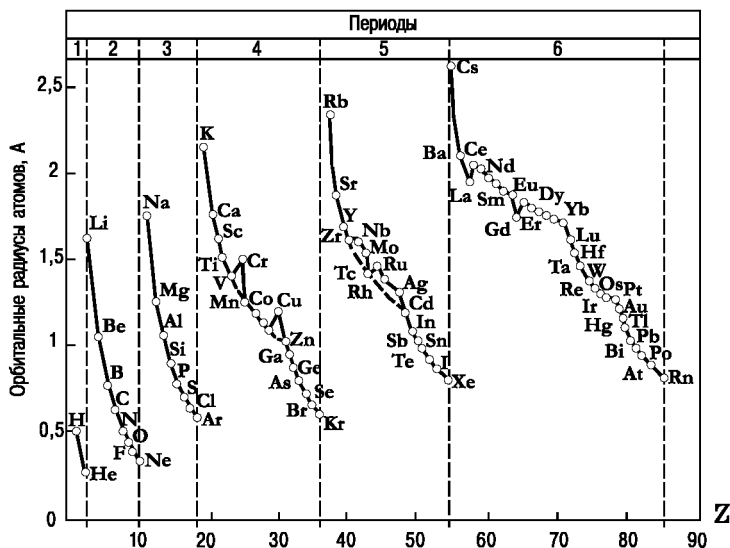


Рис. 3. Зависимость атомного радиуса от порядкового номера элемента

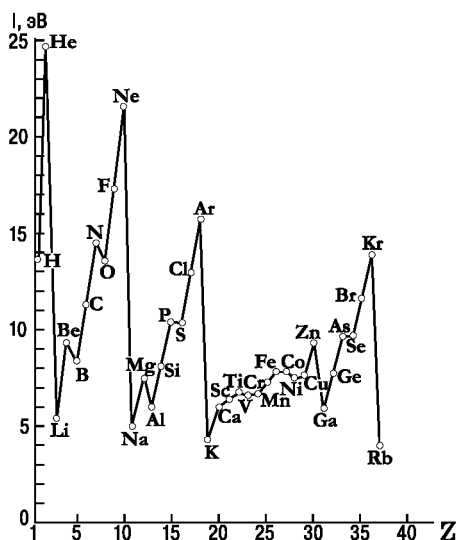


Рис. 4. Зависимость энергии ионизации от порядкового номера элемента (энергия ионизации атома — минимальная энергия, необходимая для удаления электрона из атома на бесконечность)

Примеры заданий

1. В ряду элементов $\text{Li} \rightarrow \text{Be} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C}$
 - 1) уменьшаются радиусы атомов
 - 2) уменьшается число протонов в ядрах атомов
 - 3) увеличивается число электронных слоев в атомах
 - 4) уменьшается высшая степень окисления атомов
2. В порядке возрастания атомного радиуса химические элементы расположены в ряду
 - 1) железо, хлор, фтор, натрий
 - 2) фосфор, сера, хлор, аргон
 - 3) фтор, хлор, бром, иод
 - 4) натрий, магний, алюминий, кремний
3. Способность атома удерживать электронную плотность уменьшается в ряду
 - 1) H, Li, Na
 - 2) Li, Na, K
 - 3) Li, Be, B
 - 4) Li, Na, Mg

1.2.2. Общая характеристика металлов IA—IIIA-групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностями строения их атомов

Все элементы IA—IIIA-групп Периодической системы относят к металлам (кроме бора). На внешнем энергетическом уровне эти элементы имеют не более трех электронов, что соответствует номеру группы, в которой они расположены.

Свойства некоторых металлов IA- и IIA-групп

Свойство	IA-группа			IIA-группа		
	Li	Na	K	Be	Mg	Ca
Электронная формула атома	[He] $2s^1$	[Ne] $3s^1$	[Ar] $4s^1$	[He] $2s^2$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$
Радиус атома, нм	0,152	0,190	0,227	0,113	0,160	0,197
Энергия ионизации, эВ	5,32	5,14	4,34	9,32	7,65	6,11

Металлы IA-группы называют **щелочными**, так как при взаимодействии с водой они образуют щелочи. Металлы IIA-группы, за исключением бериллия и магния, называют **щелочноземельными**.

Примеры заданий

1. В ряду $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb}$ способность металлов отдавать электроны
 - 1) усиливается
 - 2) ослабевает
 - 3) изменяется периодически
 - 4) не изменяется
2. Щелочноземельные металлы — это
 - 1) все элементы IIA-группы Периодической системы
 - 2) все элементы IIA-группы Периодической системы
 - 3) все элементы IA-группы Периодической системы
 - 4) Ca, Sr, Ba, Ra
3. Щелочные металлы — это

1) Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	3) Li, Na, K, Cu, Ag
2) Li, Na, K, Ca, Ba	4) Cu, Ag, Au

1.2.3. Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностям строения их атомов

Понятие **переходный элемент** относится к *d*-элементам, занимающим переходное положение между *s*- и *p*-элементами. Они расположены в побочных подгруппах (группах IB–VIII B). Все *d*-элементы являются металлами, валентные электроны которых расположены на *ns*- и $(n-1)d$ -подуровнях, т.е. они имеют электронную конфигурацию: $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$.

Свойства некоторых *d*-элементов

Свойство	IB	II B	VI B	VIII B
	Cu	Zn	Cr	Fe
Электронная формула атома	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^1$	$[\text{Ar}]3d^6 4s^2$
Радиус атома, нм	0,128	0,133	0,125	0,124
Энергия ионизации, эВ	7,73	9,39	6,77	7,87

Примеры заданий

- Заполнение *d*-орбиталей начинается у элементов, которые находятся в периоде номер
 - 2
 - 3
 - 4
 - 5
- Число заполняемых энергетических подуровней в основном состоянии атома ванадия равно
 - 4
 - 5
 - 6
 - 7

3. Число d -электронов в основном состоянии атома марганца равно

- 1) 2 2) 5 3) 6 4) 7

1.2.4. Общая характеристика неметаллов
IVA—VIIA-групп в связи с их положением
в Периодической системе химических
элементов Д.И. Менделеева
и особенностями строения их атомов

Неметаллы занимают главные подгруппы IV–VIII-групп (или группы с IVA по VIIA). Атомы неметаллов на внешнем энергетическом уровне могут содержать от 4 до 8 электронов. Исключение составляют: водород — 1 электрон, гелий — 2 электрона, бор — 3 электрона. У атомов неметаллов, как правило, происходит заполнение p -подуровня.

Элементы VIIA-группы носят название **галогены**, а элементы VIA-группы — **халькогены**.

Примеры заданий

1. К неметаллам относится элемент, электронная формула атома которого

- 1) $[\text{Ne}]3s^23p^2$
2) $[\text{Ne}]3s^23p^1$
3) $[\text{Ne}]3s^23p^0$
4) $[\text{Ne}]3s^13p^0$

2. Признаком сходства химических элементов О и S является

- 1) одинаковое число энергетических уровней атомов
2) одинаковое число электронов во внешнем энергетическом уровне
3) одинаковый радиус атома
4) расположение в одном периоде

3. Неметаллические свойства возрастают в ряду

1) S, Se, Te

3) Br₂, F₂, Cl₂

2) N₂, O₂, F₂

4) B, Al, C

1.3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

1.3.1. Ковалентная химическая связь, ее разновидности и механизмы образования. Характеристики ковалентной связи (полярность и энергия связи). Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь

Для описания химической связи используют различные модели, которые позволяют выделить в составе вещества частицы, электростатическое притяжение между которыми является максимальным.

Химическая связь

Ионная	Ковалентная		Металлическая
	Неполярная	Полярная	

При образовании ковалентных связей объединение атомов в более сложные химические частицы осуществляется за счет общих электронов, которые находятся преимущественно в пространстве между связываемыми атомами. За счет притяжения ядер атомов к этим общим электронам и возникает химическая связь между ними. Такой тип химической связи осуществляется между атомами неметаллов.

Метод валентных связей

Происходит перекрывание атомных орбиталей соседних атомов; в области перекрывания находится общая пара электронов, притягивающая ядра атомов, между которыми возникает химическая связь.

Механизмы образования ковалентной связи

Обменный механизм	перекрывание двух орбиталей соседних атомов, на каждой из которых имелось по одному электрону
Донорно-акцепторный механизм	перекрывание свободной орбитали одного атома с орбиталью другого атома, на которой имеется пара электронов

Перекрывание орбиталей

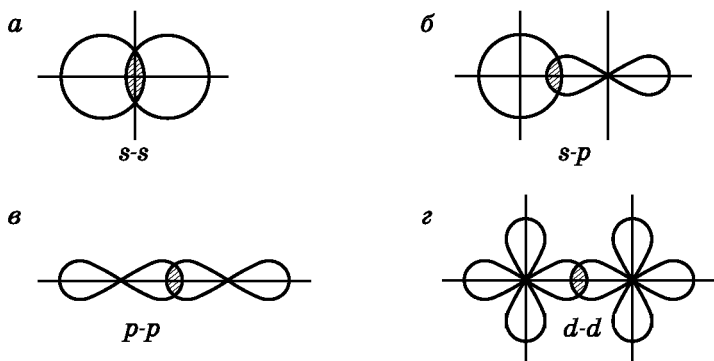


Рис. 5. Образование σ -связи: перекрывание двух s -орбиталей (а), s - и p -орбиталей (б), двух p -орбиталей (в), двух d -орбиталей (г)

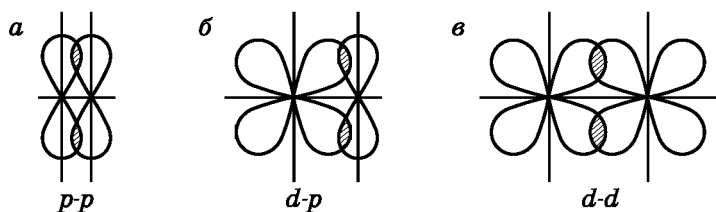


Рис. 6. Образование π -связи: перекрывание двух p -орбиталей (а), d - и p -орбиталей (б), двух d -орбиталей (в)

Перекрывание орбиталей, направленных вдоль линии связи, дает σ -связь. Если происходит допол-

нительное перекрывание орбиталей, направленных перпендикулярно линии связи, возникает одна или две π -связи. При этом образуются кратные (двойные или тройные) связи.

Ковалентная связь

Одинарная (σ)	Двойная ($\sigma+\pi$)	Тройная ($\sigma+\pi+\pi$)
F—F	O=O	N≡N

Энергия, необходимая для того, чтобы разъединить атомы и удалить их друг от друга на расстояние, на котором они не взаимодействуют, называется **энергией связи**. Чем выше энергия химической связи, тем прочнее связь. Межъядерное расстояние между химически связанными атомами называется **длиной связи**. Углы между линиями связей называют **валентными углами**.

Прочность связи обычно уменьшается с увеличением ее длины. Расстояние между атомами существенно уменьшается при образовании кратных связей. Чем выше кратность связи, тем короче межатомное расстояние. Одинарная связь всегда слабее, чем кратные связи — двойная и тройная — между теми же атомами.

Если два атома неметаллов имеют одинаковую электроотрицательность (способность атома в соединении удерживать электроны), то между ними образуется ковалентная **неполярная** связь. При небольшой разнице в электроотрицательности ковалентная связь является **полярной**. Если электроотрицательности различаются очень сильно, возникает ионная связь.

Геометрия химической частицы определяется длинами связей и валентными углами. Ее можно определить, используя понятие гибридизации.

Гибридизация орбиталей атома — выравнивание их энергии и формы.

Типы гибридизации

Тип гибридизации	Геометрическая форма	Угол между связями
sp	линейная	180°
sp^2	треугольная	120°
sp^3	тетраэдрическая	$109,5^\circ$
sp^3d	тригонально-бипирамидальная	90° ; 120°
sp^3d^2	октаэдрическая	90°

Ионная связь обычно образуется в соединениях металлов с неметаллами. При этом электроны переходят от одного атома к другому. Образуются катионы и анионы, которые притягиваются друг к другу. При этом ионы (катионы и анионы) могут быть как простыми (например, Na^+ , Cl^-), так и сложными (например, NH_4^+ , SO_4^{2-}). Ионная связь между сложными анионами и катионами существует в гидроксидах металлов и солях (в том числе в солях аммония). Соединения с ионной химической связью имеют ряд общих свойств. Так, при растворении в воде они необратимо диссоциируют на образующие их ионы.

Металлическая связь образуется в металлах. Атомы металлов сравнительно слабо удерживают свои внешние электроны, которые покидают атомы, превращая их в положительно заряженные ионы. Они удерживаются вместе свободными электронами, образующими электронный газ. Главным отличительным свойством веществ с металлической связью является высокая электропроводность, уменьшающаяся с ростом температуры.

Водородная связь возникает между электроотрицательным атомом и атомом водорода H, связанным ковалентно с другим электроотрицательным атомом.

Чем выше электроотрицательность элемента, тем более прочные водородные связи он образует. В качестве электроотрицательных атомов обычно выступают азот N, кислород O или фтор F.

Водородная связь обусловлена электростатическим притяжением атома водорода (несущим положительный заряд $\delta+$) к атому электроотрицательного элемента, имеющего отрицательный заряд $\delta-$. Она слабее ковалентной, но существенно сильнее обычного притяжения молекул друг к другу в твердых и жидких веществах. Прочные водородные связи образуются в таких жидких веществах, как вода, фтороводород, кислородсодержащие неорганические кислоты, карбоновые кислоты, фенолы, спирты, аммиак, амины.

Примеры заданий

1. Химическая связь в этане и хлориде кальция соответственно
 - 1) ковалентная полярная и металлическая
 - 2) ионная и ковалентная полярная
 - 3) ковалентная неполярная и ионная
 - 4) ковалентная полярная и ионная
2. В ряду $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}\equiv\text{CH}$
 - 1) уменьшаются углы между связями
 - 2) увеличивается полярность связи между двумя атомами углерода
 - 3) уменьшается прочность связи
 - 4) уменьшается длина связи
3. Способность к образованию водородной связи возрастает в ряду:
 - 1) $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$
 - 2) $\text{H}_2\text{Te} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3$
 - 4) $\text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_4$

1.3.2. Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов

Электроотрицательность — величина, характеризующая способность атома в соединении удерживать электроны. Существует несколько шкал электроотрицательности, в которых обычно используются условные единицы.

Электроотрицательность элементов (χ)
по Оллреду и Рохову

Эле- мент	χ	Эле- мент	χ	Эле- мент	χ	Эле- мент	χ	Эле- мент	χ
Ac	1,00	Cs	0,86	K	0,91	Pb	1,55	Sn	1,72
Ag	1,42	Cu	1,75	Kr	2,94	Pd	1,35	Sr	0,99
Al	1,47	Dy	1,10	La	1,08	Pm	1,07	Ta	1,33
Ar	3,20	Er	1,11	Li	0,97	Po	1,76	Tb	1,10
As	2,11	Eu	1,01	Lu	1,14	Pr	1,07	Tc	1,36
At	1,90	F	4,10	Mg	1,23	Pt	1,44	Te	2,02
Au	1,42	Fe	1,64	Mn	1,60	Pu	1,22	Th	1,11
B	2,01	Fr	0,86	Mo	1,30	Ra	0,97	Ti	1,32
Ba	0,97	Ga	1,82	N	3,07	Rb	0,89	Tl	1,44
Be	1,47	Gd	1,11	Na	1,01	Re	1,46	Tm	1,11
Bi	1,67	Ge	2,02	Nb	1,23	Rh	1,45	U	1,22
Br	2,74	H	2,10	Nd	1,07	Rn	2,06	V	1,45
C	2,50	He	5,50	Ne	4,84	Ru	1,42	W	1,40
Ca	1,04	Hf	1,23	Ni	1,75	S	2,60	Xe	2,40
Cd	1,46	Hg	1,44	Np	1,22	Sb	1,82	Y	1,11
Ce	1,08	Ho	1,10	O	3,50	Sc	1,20	Yb	1,06
Cl	2,83	I	2,21	Os	1,52	Se	2,48	Zn	1,66
Co	1,70	In	1,49	P	2,32	Si	2,25	Zr	1,22
Cr	1,56	Ir	1,55	Pa	1,14	Sm	1,07		

Условный заряд атома элемента, который рассчитывают исходя из предположения ионного строения вещества, называется **степенью окисления элемента**. При этом

✓ для молекулы сумма степеней окисления атомов равна нулю;

✓ для сложного иона сумма степеней окисления атомов равна заряду иона;

✓ степени окисления более электроотрицательных элементов отрицательны;

✓ степени окисления менее электроотрицательных элементов положительны.

Степени окисления обозначают римскими или арабскими цифрами с указанием знака (положительного или отрицательного) перед цифрой. Знак (+) перед римской цифрой часто опускают.

Высшая степень окисления для большинства элементов совпадает с номером группы в Периодической системе. **Низшая степень окисления** для типичных неметаллов определяется числом электронов, которые атом должен принять, чтобы дополнить свою внешнюю электронную оболочку до октета. Максимальное число принимаемых атомом электронов определяется разностью между 8 и числом валентных электронов атома (номером группы).

При определении степени окисления следует учитывать, что:

✓ степень окисления атома любого элемента в простом веществе равна нулю;

✓ степень окисления любого одноатомного иона равна его заряду;

✓ степень окисления атома водорода в любом не ионном соединении равна +I; степень окисления водорода в соединениях с металлами, называемых гидроидами, равна -I;

✓ степень окисления кислорода в оксидах равна $-II$; в соединении OF_2 степень окисления кислорода равна $+II$ а в пероксидах степень окисления кислорода равна $-I$.

Общее число ковалентных связей, образуемых атомом, называется его **валентностью**.

**Высшие и низшие степени окисления
некоторых элементов в химических соединениях**

Группа Период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	Li +I 0	Be +II 0	B +III 0	C +IV -IV	N +V -III	O +II (с F) -II	F 0 -I
3	Na +I 0	Mg +II 0	Al +III 0	Si +IV -IV	P +V -III	S +VI -II	Cl +VII -I
4	K +I 0	Ca +II 0					

Примеры заданий

- Степень окисления $+7$ хлор имеет в соединении
 - $Ca(ClO_2)_2$
 - $KClO_3$
 - NH_4Cl
 - $HClO_4$
- Наименьшую степень окисления сера проявляет в:
 - FeS_2
 - $Fe_2(SO_4)_3$
 - FeS
 - S_8

3. Одинаковые степени окисления в водородных соединениях могут иметь
- 1) углерод и сера
 - 2) азот и кальций
 - 3) кислород и магний
 - 4) фтор и натрий
4. Установите соответствие между формулой соединения и степенью окисления марганца в нем.

Соединение	Степень окисления марганца
А) $\text{Mn}(\text{OH})_2$	1) +7
Б) KMnO_4	2) +2
В) $\text{MnO}(\text{OH})$	3) +3
Г) K_2MnO_4	4) +4
	5) +5
	6) +6

5. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления серы в нем.

Формула вещества	Степень окисления серы
А) SO_2	1) -VI
Б) Na_2SO_3	2) -IV
В) Na_2S	3) -II
Г) Na_2SO_4	4) +II
	5) +IV
	6) +VI

6. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления азота в нем.

Формула вещества	Степень окисления азота
А) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	1) -III
Б) NO_2	2) -II
В) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	3) 0
Г) N_2	4) +II
	5) +IV
	6) +V

1.3.3. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решетки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения

Вещества молекулярного строения состоят из отдельных молекул, внутри которых атомы соединены ковалентными связями. Вещества, образующие ионные, атомные, молекулярные кристаллы, имеют немолекулярное строение.

Пространственное периодическое расположение атомов или ионов в кристалле называют **кристаллической решеткой**. В узлах кристаллической решетки могут находиться молекулы, ионы или атомы.

Типы кристаллических решеток

Кристаллическая решетка	Химические частицы в кристалле	Взаимодействие между частицами в кристалле	Свойства	Примеры
Молекулярная	Молекулы	Межмолекулярные силы	Низкие температуры плавления, малая твердость, летучесть	Простые вещества — неметаллы (I_2 , Ag, S_8), соединения неметаллов (H_2O , CO_2 , HCl), органические вещества

Металлическая	Атомная	Ионная	Кристаллическая решетка
Катионы и электроны	Атомы	Катионы и анионы	Химические частицы в кристалле
Металлическая связь	Ковалентная связь	Ионная связь	Взаимодействие между частицами в кристалле
Блеск, пластичность, теплопроводность, электропроводность	Высокие температуры плавления, твердость, прочность, низкая реакционная способность	Высокие температуры плавления, твердость, хрупкость, электро- проводность в раство- ре и расплаве	Свойства
Простые вещества — металлы	Простые вещества — неметаллы (В, алмаз), соединения неметаллов (SiO_2)	Соли и гидроксиды большинства металлов (NaCl , CaF_2 , NH_4Cl , KNO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$)	Примеры

Примеры заданий

1. Молекулярное строение имеет
 - 1) оксид кремния(IV)
 - 2) нитрат бария
 - 3) хлорид натрия
 - 4) оксид углерода(II)
2. Кристаллическая решетка сульфата аммония
 - 1) атомная
 - 2) молекулярная
 - 3) ионная
 - 4) металлическая
3. Самым твердым веществом является
 - 1) диоксид кремния
 - 2) алмаз
 - 3) графит
 - 4) оксид алюминия

1.4. ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

1.4.1. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии

Химические реакции — это превращение одних веществ в другие при неизменяемости ядер атомов.

Химические реакции классифицируют по различным признакам (нередко формальным): по изменению состава веществ, по изменению степени окисления, по механизму протекания, по виду инициирующей реакцию энергии, по обратимости, по тепловому эффекту и т.д.

Классификация по изменению состава веществ

В реакциях разложения из одного сложного вещества может образоваться несколько простых и сложных веществ.

В органической химии используют более детальную классификацию, отражающую состав участников реакции:

- ✓ дегидратация (отщепление воды);
- ✓ дегидрирование (отщепление водорода);
- ✓ дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводорода);
- ✓ крекинг (разрыв углеродной цепочки);
- ✓ деполимеризация (образование исходного мономера из полимера).

В реакциях соединения из нескольких простых и сложных веществ образуется одно сложное вещество.

В органической химии реакции соединения принято называть реакциями присоединения:

- ✓ гидратация (присоединение воды);
- ✓ гидрирование (присоединение водорода);
- ✓ гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода);
- ✓ полимеризация (образование полимера из мономера).

В реакциях обмена из сложных веществ вновь образуются сложные вещества.

Примером реакции обмена в органической химии является реакция этерификации.

В реакциях замещения атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе.

В органической химии (в отличие от неорганической) к реакциям замещения нередко относят реакции между двумя сложными веществами, основываясь на механизмах их протекания.

Химические реакции могут протекать **без изменения состава веществ**. К таким реакциям можно отнести процессы взаимных превращений аллотропных модификаций одного химического элемента, например графита в алмаз или кислорода в озон. Реакции изомеризации органических веществ также протекают без изменения их состава.

Классификация по агрегатному состоянию веществ

Реакции, которые протекают в однородной среде (например, в смеси газов или в растворе), называются **гомогенными**. Реакции, протекающие на поверхности соприкосновения твердого вещества и газа, твердого вещества и жидкости и т.п., называются **гетерогенными**.

Классификация по признаку обратимости

Необратимые реакции протекают до конца. **Обратимые** реакции при данных условиях протекают во взаимно противоположных направлениях, то есть не идут до конца.

Классификация по тепловому эффекту

Экзотермические реакции идут с выделением теплоты. **Эндотермические** реакции протекают с поглощением теплоты.

Химические реакции, протекающие с переходом электронов от одних атомов к другим, называются **окислительно-восстановительными**. В ходе окислительно-восстановительных реакций изменяются степени окисления элементов.

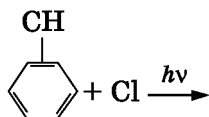
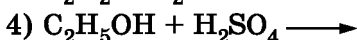
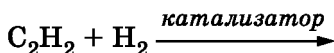
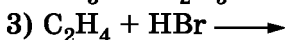
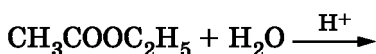
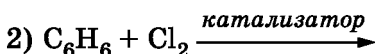
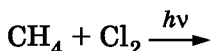
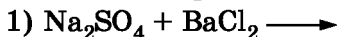
Особую группу химических реакций составляют **каталитические** реакции, осуществление которых возможно лишь в присутствии катализатора.

Примеры заданий

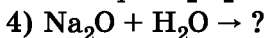
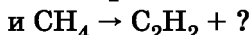
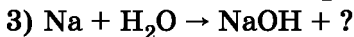
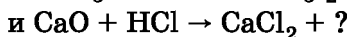
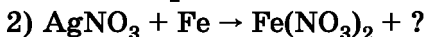
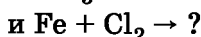
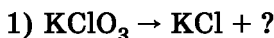
1. К реакциям обмена относят

- 1) дегидратацию спиртов
- 2) галогенирование алканов
- 3) реакцию щелочных металлов с водой
- 4) реакцию нейтрализации

2. Реакциями присоединения являются:



3. Реакциями замещения и обмена являются соответственно



1.4.2. Тепловой эффект химической реакции.

Термохимические уравнения

При протекании химических реакций может выделяться или поглощаться энергия в форме теплоты (Q). При этом происходит изменение энтальпии (ΔH°) — «внутренней теплоты» участвующих в реакции веществ.

Количество энергии, которое выделяется или поглощается при протекании реакции, называется **тепловым эффектом химической реакции**.

Знак изменения энтальпии в ходе реакции (энтальпия реакции) противоположен знаку теплового эффекта реакции.

Химические реакции

Экзотермические + Q $\Delta H^\circ < 0$	Эндотермические - Q $\Delta H^\circ > 0$
---	---

Энтальпией образования вещества $\Delta H^\circ(\text{В})$, кДж/моль, называют тепловой эффект образования 1 моль вещества из простых веществ в их стандартных состояниях, то есть при постоянном давлении (1 атм для каждого газа в системе или при общем давлении 1 атм в отсутствие газообразных участников реакции) и постоянной температуре (обычно 298 К, или 25 °С). Энтальпия образования простого вещества в его стандартном состоянии равна нулю. Теплота образования вещества $Q(\text{В})$ равна энтальпии его образования, взятой с обратным знаком.

Тепловые эффекты прямой и обратной реакций совпадают по абсолютным значениям, но противоположны по знакам.

Тепловой эффект химической реакции

$$Q = \sum Q(\text{продуктов}) - \sum Q(\text{реагентов})$$

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{продуктов}) - \sum \Delta H^\circ(\text{реагентов})$$

$$\text{Для реакции } aA + bB + \dots = dD + eE + \dots$$

$$\Delta H^\circ = \{d\Delta H^\circ(\text{D}) + e\Delta H^\circ(\text{E}) + \dots\} - \{a\Delta H^\circ(\text{A}) + b\Delta H^\circ(\text{B}) + \dots\},$$

где a, b, d, e — стехиометрические количества веществ, соответствующие коэффициентам в уравнении реакции.

Примеры заданий

1. Определите энтальпию образования (кДж/моль) силана SiH_4 из простых веществ, если тепловой эффект реакции его разложения составляет 34 кДж.
1) 34 2) -34 3) 17 4) -17
2. Определите энтальпию образования (кДж/моль) хлороводорода из простых веществ, если тепловой эффект этой реакции равен 184 кДж.
1) 184 2) -184 3) 92 4) -92
3. Рассчитайте энтальпию (кДж) реакции восстановления иода сероводородом, если энтальпии образования сероводорода и иодоводорода равны -21 кДж/моль и +24 кДж/моль соответственно.
1) 3 2) 45 3) 66 4) 69

1.4.3. Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов

Количественной характеристикой того, насколько быстро протекает данная реакция, является **скорость** химической реакции, то есть скорость расходования реагентов или скорость появления продуктов. Если за время τ в объеме V количество реагента или продукта изменилось на Δn , скорость реакции равна:

$$v = \Delta n / V \cdot \tau.$$

Скорость реакции можно выразить через молярные концентрации. Поскольку молярная концентрация равна отношению количества вещества к объему:

$$c = n / V,$$

скорость реакции равна:

$$v = \Delta c / \tau.$$

Изменение скорости химической реакции
(увеличение скорости ↑, уменьшение скорости ↓)

Химически активные реагенты	↑	Химически неактивные реагенты	↓
Повышение концентрации реагентов	↑	Понижение концентрации реагентов	↓
Увеличение поверхности твердых и жидких реагентов	↑	Уменьшение поверхности твердых и жидких реагентов	↓
Повышение температуры	↑	Понижение температуры	↓
Катализаторы	↑	Ингибиторы	↓

Зависимость скорости реакции от концентрации

Мономолекулярная реакция	$A \rightarrow$	$v = k \cdot c(A)$
Бимолекулярная реакция	$A + B \rightarrow \dots$	$v = k \cdot c(A) \cdot c(B)$
Тримолекулярная реакция	$A + B + C \rightarrow \dots$	$v = k \cdot c(A) \cdot c(B) \cdot c(C)$

Зависимость скорости реакции от температуры

Температурный коэффициент скорости (γ) равен числу, которое показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на десять градусов:

$$\gamma = \frac{v_{T+10}}{v_T} \qquad \frac{v_2}{v_1} = \frac{\gamma(T_2 - T_1)}{10}$$

Примеры заданий

1. Скорость реакции азота с водородом уменьшится при
 - 1) понижении температуры
 - 2) увеличении концентрации водорода
 - 3) использовании катализатора
 - 4) повышении давления в системе
2. Увеличению скорости реакции
$$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$$
способствует
 - 1) понижение концентрации водорода
 - 2) измельчение оксида железа(III)
 - 3) понижение температуры
 - 4) удаление воды
3. Для увеличения скорости реакции $\text{Zn}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})}$ необходимо
 - 1) увеличить концентрацию катионов цинка
 - 2) увеличить количество твердого цинка
 - 3) охладить реакционную смесь
 - 4) увеличить концентрацию кислоты

1.4.4. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов

Если одновременно с прямой реакцией протекает и обратная, то такая химическая реакция называется **обратимой**. При равенстве скоростей прямой и обратной реакций наступает состояние **химического равновесия**. В этом состоянии молярные концентрации реагентов и продуктов постоянны.

Химическое равновесие является подвижным (динамическим). Оно может быть сдвинуто при изме-

нении условий протекания реакции. Направление сдвига химического равновесия определяется **принципом Ле Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне, то в системе произойдет смещение равновесия, которое ослабит эффект внешнего воздействия.

Смещение химического равновесия
(вправо →, влево ←)

Увеличение концентрации реагентов	→	Уменьшение концентрации реагентов	←
Увеличение концентрации продуктов	←	Уменьшение концентрации продуктов	→
Увеличение температуры	Для эндотермической реакции → Для экзотермической реакции ←	Уменьшение температуры	Для эндотермической реакции ← Для экзотермической реакции →
Увеличение давления	Для реакции, идущей с уменьшением объема → Для реакции, идущей с увеличением объема ←	Уменьшение давления	Для реакции, идущей с уменьшением объема ← Для реакции, идущей с увеличением объема →

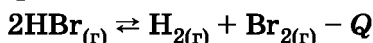
Изменение количества твердого или жидкого участника реакции не смещает равновесия. Равно-

весие не смещается также при изменении давления, если общие количества газообразных реагентов и продуктов равны между собой. Введение катализатора не смещает равновесия, но ускоряет его достижение.

Сдвиг равновесия в сторону продуктов реакции увеличивает их выход, сдвиг равновесия в сторону реагентов — уменьшает.

Примеры заданий

1. Химическое равновесие в системе



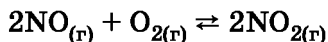
сместится в сторону продуктов реакции при

- 1) повышении давления
- 2) повышении температуры
- 3) введении катализатора
- 4) увеличении концентрации водорода

2. При повышении давления равновесие сместится вправо для реакции

- 1) $2\text{CO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(r)} + Q$
- 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CaCO}_{3(r)} + \text{CO}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} - Q$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_{4(r)} + 3\text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 2\text{CO}_{2(r)} + Q$
- 4) $\text{CaCO}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} - Q$

3. Для экзотермической реакции



при одновременном повышении температуры и понижении давления выход продукта

- 1) увеличится
- 2) уменьшится
- 3) не изменится
- 4) для однозначного ответа нужны дополнительные сведения

1.4.5. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты

Процесс распада (диссоциации) некоторых веществ на ионы (катионы и анионы) под действием молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

Типы веществ

Тип вещества	Электролитическая диссоциация	Химические частицы в растворе	Примеры
Сильные электролиты	Необратима	Ионы	Соли, сильные основания и кислоты
Слабые электролиты	Обратима	Ионы и молекулы	Слабые кислоты
Неэлектролиты	Отсутствует	Молекулы	Большинство органических веществ

Продукты диссоциации

Класс соединений	Катионы	Анионы	Примеры соединений
Кислоты	водорода	анионы кислоты	$H^+ NO_3^-$
Основания	металла	гидроксид-ионы	$Na^+ OH^-$
Соли средние, двойные, смешанные	металла	анионы кислоты	$Na^+ NO_3^-$ $K^+, Al^{3+} 2(SO_4^{2-})$
Соли кислые	металла	гидроанионы кислоты	$Na^+ HCO_3^-$

Некоторые сильные кислоты и основания

Сильные кислоты	HCl, HBr, HI, HClO ₄ , H ₂ SO ₄ , H ₂ SeO ₄ , HNO ₃ , HMnO ₄ , H ₂ CrO ₄
Сильные основания	LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂

Примеры заданий

- Сильным электролитом является
 - угольная кислота
 - хлорид аммония
 - ортокремниевая кислота
 - хлорноватистая кислота
- Хлорид-ионы образуются при диссоциации в водном растворе
 - хлората калия
 - перхлората натрия
 - хлороводорода
 - тетрахлорида углерода
- В уравнении электролитической диссоциации соли $KAl(SO_4)_2$ сумма коэффициентов равна

1) 5
2) 6
3) 7
4) 8

1.4.6. Реакции ионного обмена

Катионы и анионы, образующиеся в водном растворе за счет электролитической диссоциации различных веществ, могут взаимодействовать друг с другом и с молекулами растворителя. Такие реакции называют реакциями ионного обмена.

Уравнения реакций ионного обмена обычно записывают в молекулярной и ионной форме. При этом в кратких ионных уравнениях реакций учитывают только те ионы, которые в ходе реакции претерпева-

ют какие-либо изменения. Нерастворимые вещества, газы, неэлектролиты и слабые электролиты записывают в молекулярной форме. Часто намного проще бывает подобрать сначала коэффициенты в ионном уравнении, а затем в молекулярном.

Молекулярные и ионные уравнения

Молекулярное уравнение	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
«Полное» ионное уравнение	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
«Краткое» ионное уравнение	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

Составление уравнений реакций ионного обмена

✓ Записывают формулы реагентов и продуктов в молекулярном виде.

✓ Записывают формулы реагентов и продуктов в ионном виде.

✓ Подбирают коэффициенты в ионном уравнении реакции с учетом сохранения общего заряда ионов и числа атомов.

✓ Переносят полученные коэффициенты в молекулярное уравнение.

Условия, при которых обменные реакции в растворах протекают практически полностью, получили названия **правил Бертолле**:

— обменные реакции в растворе протекают необратимо, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Малодиссоциирующими веществами могут быть не только молекулы слабых электролитов (например, воды или слабых кислот), но и некоторые сложные (комплексные) ионы, например гидроксоанионы амфотерных элементов.

В любых обратимых реакциях, где малорастворимыми веществами и слабыми электролитами являются как реагенты, так и продукты, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ. Если исходные вещества — сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют нерастворимых, газообразных или малодиссоциирующих веществ, то при смешивании растворов образуется смесь ионов.

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

ИОНЫ	H (I)	NH (I)	Li (I)	K (I)	Na (I)	Ag (I)	Ba (II)	Ca (II)	Mg (II)	Zn (II)	Mn (II)	Cu (II)	Hg (II)	Pb (II)	Fe (II)	Fe (III)	Al (III)	Cr (III)	Sn (II)
OH (I)		P	P	P	P	—	P	M	H	H	H	H	—	H	H	H	H	H	H
NO ₃ (I)	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—
F (I)	P	P	M	P	P	P	M	H	H	M	M	H	M	H	M	P	P	P	P
Cl (I)	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
I (I)	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	—	H	H	P	—	P	—	M
S (II)	P	P	P	P	P	H	P	—	—	H	H	H	H	H	H	—	—	—	H
SO ₃ (II)	P	P	P	P	P	M	M	M	M	M	H	—	—	H	M	—	—	—	H
SO ₄ (II)	P	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	—	H	P	P	P	P	P
CO ₃ (II)	P	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	—	H	H	H	—	—	—	—
SiO ₃ (II)	H	—	H	P	P	—	H	H	—	H	H	H	—	—	H	—	—	—	—
PO ₄ (III)	P	P	M	P	P	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

«P» — вещество растворимо;

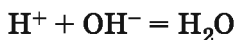
«M» — вещество малорастворимо;

«H» — вещество нерастворимо;

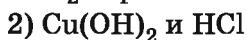
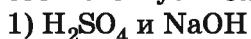
«—» — вещество не получено или разлагается водой

Примеры заданий

1. Сокращенному ионному уравнению



соответствует взаимодействию



2. Реакция между нитратом аммония и гидроксидом калия протекает до конца, потому что образуется

1) газ и вода

3) вода

2) осадок

4) комплексная соль

3. В водном растворе могут существовать совместно

1) сульфид калия и гидросульфид натрия

2) сульфид калия и хлорид кадмия(II)

3) гидросульфид натрия и серная кислота

4) сульфид калия и соляная кислота

1.4.7. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная. Гидролиз солей

Вода — слабый электролит. Молекула воды обратимо диссоциирует на ион H^+ (протон) и ион OH^- (гидроксид-ион). В чистой воде концентрации этих ионов одинаковы ($1 \cdot 10^{-7}$ моль/л), среда **нейтральная**. В **кислой** (кислотной) среде концентрация H^+ больше, чем OH^- , в **щелочной** (основной) — концентрация OH^- больше, чем H^+ .

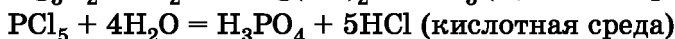
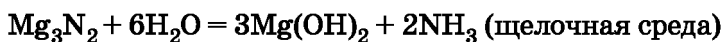
В растворах сильных кислот кислотность выше, чем в растворах слабых кислот (при одинаковых концентрациях). В растворах сильных оснований щелочность выше, чем в растворах слабых оснований (при одинаковых концентрациях).

Реакция нейтрализации — обменная реакция, протекающая при взаимодействии кислоты и основания.

Щелочь + сильная кислота $Ba(OH)_2 + 2HCl =$ $= BaCl_2 + 2H_2O$ $H^+ + OH^- = H_2O$	Малорастворимое основание + сильная кислота $Cu(OH)_2 + 2HCl =$ $= CuCl_2 + 2H_2O$ $Cu(OH)_2 + 2H^+ =$ $= Cu^{2+} + 2H_2O$
--	--

Гидролиз — обменная реакция между веществом и водой без изменения степеней окисления атомов.

Необратимый гидролиз бинарных соединений



Обратимый гидролиз солей

Соль		Гидролиз	Среда
Сильного основания	сильной кислоты	—	нейтральная
$\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \neq$			
Сильного основания	слабой кислоты	по аниону	щелочная
$\text{Na}_2\text{S} = 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$ $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$			
Слабого или малорастворимого основания	сильной кислоты	по катиону	кислотная
$\text{ZnCl}_2 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$			
Слабого или малорастворимого основания	слабой кислоты	по катиону и аниону	нейтральная, кислотная или щелочная
$\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO}) = \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$			

Кислые соли при растворении в воде могут создавать как кислотную, так и щелочную среду.

Среда в растворах кислых солей

Гидроанион кислоты	Реакция с водой	Среда
Гидрокарбо- нат-ион	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$	щелочная
Гидроортофос- фат-ион	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$	щелочная
Гидросульфат- ион	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	кислотная
Гидросульфид- ион	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	щелочная
Гидросульфит- ион	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	кислотная
Дигидроорто- фосфат-ион	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	кислотная

Примеры заданий

1. Установите соответствие между названием соли и ее отношением к гидролизу.

Название соли	Тип гидролиза
А) нитрат аммония	1) гидролизуется по катиону
Б) сульфат калия	2) гидролизуется по аниону
В) карбонат натрия	3) гидролизу не подвергается
Г) сульфид алюминия	4) гидролизуется по катиону и аниону

2. Установите соответствие между названием соли и средой в водном растворе этой соли.

Название соли	Среда водного раствора
А) сульфат цинка	1) кислотная
Б) карбонат натрия	2) нейтральная
В) сульфат аммония	3) щелочная
Г) гидрокарбонат натрия	4) невозможно определить

3. Установите соответствие между названием вещества и средой его водного раствора.

Название вещества	Среда водного раствора
А) сульфид бария	1) кислотная
Б) хлорид стронция	2) нейтральная
В) хлороводород	3) щелочная
Г) гидроксид натрия	4) невозможно определить

1.4.8. Реакции окислительно-восстановительные.
Коррозия металлов и способы защиты от нее

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) протекают с изменением степеней окисления элементов и сопровождаются передачей электронов.

Окислитель	Восстановитель
Принимает электроны	Отдает электроны
Восстанавливается	Окисляется
Степень окисления атома-окислителя понижается	Степень окисления атома-восстановителя повышается

Окисленные и восстановленные формы некоторых веществ

Среда	Окисленная форма	Восстановленная форма
Нитрат-ион		
Концентрированная HNO_3	NO_3^-	$\text{NO}_{2(r)}$
Разбавленная HNO_3		$\text{NO}_{(r)}$
Очень разбавленная HNO_3		NH_4^+

Окончание табл.

Среда	Окисленная форма	Восстановленная форма
Перманганат-ион		
Кислая	MnO_4^-	Mn^{2+}
Нейтральная		$\text{MnO}_{2(\text{т})}$
Щелочная		MnO_4^{2-}
Дихромат- или хромат-ион		
Кислая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}
Щелочная	CrO_4^{2-}	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

Типы окислительно-восстановительных реакций

Межмолекулярные	окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ
$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Внутримолекулярные	окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества
$2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$	
Дисмутация (диспропорционирование)	атом одного и того же элемента и окисляется, и восстанавливается
$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$	
Конмутация (сопропорционирование)	атомы одного и того же элемента с разными степенями окисления приобретают одинаковую степень окисления
$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KNO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$	

Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительные свойства металлов убывают

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Ti Mn Cr Zn
Fe Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Ag Hg Pt Au

Ряд неметаллов

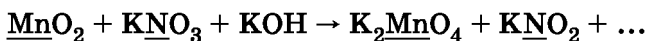
Окислительные свойства неметаллов растут
 Si B Te Ge N P As I Se C S Br Cl N O F

Примеры окислителей и восстановителей

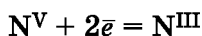
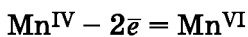
Окислители	Окислители и восстановители	Восстановители
FeCl_3 H_2SO_4 HNO_3 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ KClO_3 KMnO_4 O_2, F_2	S и другие неметаллы SO_2 KNO_2 HCl H_2O_2	Al, Ca и другие металлы H_2S и сульфиды K_2SO_3 KI NH_3

Метод электронного баланса

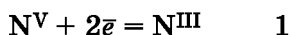
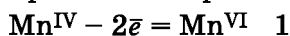
1. Записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые понижают и повышают степени окисления и записывают их отдельно:



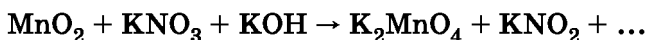
2. Составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда:



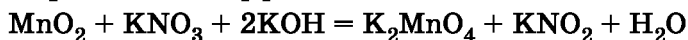
3. Находят наименьшее общее кратное числа переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакции так, чтобы суммарное число принятых и отданных электронов стало равным нулю:



4. Проставляют полученные коэффициенты в схему реакции:

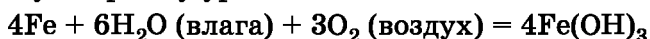


5. Уравнивают числа остальных атомов, участвующих в реакции, и получают уравнение реакции с подобранными коэффициентами:



Коррозия металлов — разрушение металлов в результате воздействия окружающей среды. В основе коррозии лежит химическая реакция металла с веществами окружающей среды, протекающая на границе между ними. Чаще всего это окисление металла.

Особенно подвержены коррозии металлы, расположенные в ряду напряжений левее водорода, в том числе железо. В результате коррозии железо ржавеет. Этот процесс включает несколько стадий и отвечает суммарному уравнению:



Гидроксид железа(III) очень неустойчив; он быстро теряет воду и превращается в оксид Fe_2O_3 . Это соединение не защищает поверхность железа от дальнейшего окисления.

Коррозия усиливается в месте соединения двух разных металлов. Это часто приводит к быстрому разрушению более активных металлов.

Замедление коррозии

- ✓ Образование поверхностных защитных слоев;
- ✓ использование лаков и красок;
- ✓ обработка минеральными маслами или смазкой;
- ✓ применение покрытий из битума, полиэтилена и других органических материалов;
- ✓ использование сплавов;
- ✓ защита металла другим, более активным, расположенным в ряду напряжений левее;
- ✓ снижение кислотности водных растворов и почвы;
- ✓ использование ингибиторов (замедлители) коррозии.

Примеры заданий

1. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента азота, которое он проявляет в этой реакции.

Уравнение реакции	Свойство азота
А) $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$	1) является окислителем
Б) $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$	2) является восстановителем
В) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	3) является и окислителем, и восстановителем
Г) $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$	4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

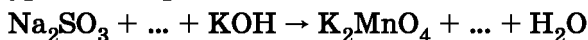
2. Установите соответствие между реагентами и степенью окисления марганца в продукте реакции.

Реагенты	Степень окисления марганца
А) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$	1) 0
Б) $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} =$	2) II
В) $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$	3) III
Г) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$	4) IV
	5) V
	6) VI

3. Установите соответствие между схемой химической реакции и элементом, атом которого повышает степень окисления.

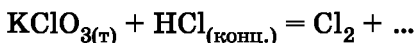
Схема реакции	Элемент, атом которого повышает степень окисления
А) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + ?$	1) водород
Б) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + ?$	2) кислород
В) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + ?$	3) сера
Г) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + ?$	4) азот
	5) серебро
	6) ни один элемент не повышает степень окисления

4. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



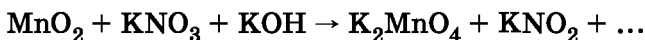
Определите окислитель и восстановитель.

5. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронного баланса



Укажите окислитель и восстановитель.

6. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Укажите окислитель и восстановитель.

1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)

Электролиз — окислительно-восстановительные реакции, протекающие в растворах или расплавах электролитов под действием электрического тока.

Электролиз расплавов сопровождается окислением анионов и восстановлением катионов электролита. Каждый из этих двух процессов можно описать полуреакцией.

На положительном электроде — **аноде** — электроны перетекают из электролитической ячейки во внешнюю цепь; на нем протекает реакция, которая сопровождается отдачей электронов, то есть окисление.

Отрицательный электрод — **катод** — соединен с отрицательным полюсом внешнего источника тока, на нем происходит потребление электронов, то есть восстановительный процесс.

Электролиз расплавов

Электролит		Продукты	
катион	анион	на катоде	на аноде
металла	галогенид	металл	галоген
металла	гидроксид	металл	кислород

Электролиз растворов

Электролит		Продукты	
катион	анион	на катоде	на аноде
активного металла, водорода	галогенид	водород	галоген
активного металла, водорода	кислородсодержащий	водород	кислород
мало активного металла	галогенид	металл	галоген
мало активного металла	кислородсодержащий	металл	кислород

Примеры заданий

1. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе ее водного раствора.

Формула соли

- А) CuCl_2
- Б) AgNO_3
- В) K_2S
- Г) NaBr

Продукт на катоде

- 1) водород
- 2) кислород
- 3) металл
- 4) галоген
- 5) сера
- 6) азот

2. Установите соответствие между названием вещества и продуктами электролиза его водного раствора.

Название вещества

- А) хлорид ртути(II)
- Б) нитрат калия
- В) сульфат никеля(II)
- Г) хлорид кобальта(II)

Продукты электролиза

- 1) вода и кислород
- 2) водород и хлор
- 3) металл и хлор
- 4) металл и кислород
- 5) водород и кислород
- 6) водород и хлор

3. Установите соответствие между названием и состоянием вещества и продуктами его электролиза, выделяющимися на инертных катоде и аноде.

Название и состояние вещества	Продукты электролиза
А) Расплав хлорида калия	1) Металл и хлор
Б) Раствор нитрата калия	2) Водород и кислород
В) Расплав гидроксида натрия	3) Металл и азот
Г) Раствор хлорида меди	4) Металл и кислород
	5) Водород и хлор
	6) Водород и азот

1.4.10. Ионный (правило В.В. Марковникова) и радикальный механизмы реакций в органической химии

В зависимости от природы промежуточных продуктов реакции могут быть радикальными или ионными.

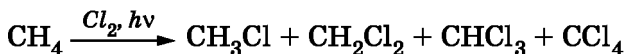
При гомолитическом (симметричном) разрыве связи происходит разъединение электронной пары. В результате молекула распадается на нейтральные частицы, причем у каждой из них остается по одному неспаренному электрону. Гомолитический разрыв ковалентной связи может инициироваться нагреванием, облучением и другими способами. В результате такого разрыва связи образуются свободные радикалы. За счет неспаренного электрона свободные радикалы очень активны.

Свободными радикалами называют частицы, имеющие неспаренные электроны.

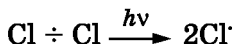
Радикальные реакции — процессы, идущие с гомолитическим разрывом ковалентной связи.

Многие радикальные реакции, например галогенирование алканов, протекают по цепному механизму, состоящему из нескольких стадий.

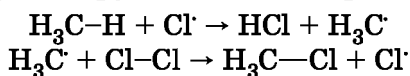
Механизм реакции замещения (на примере хлорирования метана)



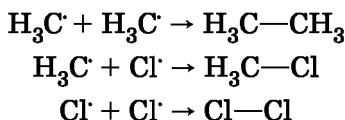
1. Инициирование реакции. Происходит зарождение цепи за счет образования свободных радикалов.



2. Развитие цепи. Происходит реакция между свободным радикалом и молекулой, в результате которой образуется другой свободный радикал.



3. Обрыв цепи. Реакция идет между двумя свободными радикалами с образованием неактивной молекулы.



При галогенировании легкость замещения атомов водорода в алканах различна и возрастает в ряду: $\text{CH}_4 < \text{первичные атомы С} < \text{вторичные атомы С} < \text{третичные атомы С}$.

В тех случаях, когда более электроотрицательный атом (или группа атомов) присваивает общую пару электронов, превращаясь в анион, происходит **гетеролитический** (несимметричный) разрыв полярной ковалентной связи. Остальная часть молекулы в этом случае становится катионом.

Ионные реакции — процессы, которые сопровождаются гетеролитическим разрывом химической связи.

В соответствии с тем, какой реагент атакует атом углерода органической молекулы, ионные реакции подразделяются на нуклеофильные и электрофиль-

ные. Анионы обычно являются нуклеофилами, а катионы — электрофилами. Нуклеофилами и электрофилами могут быть не только ионы, но и некоторые нейтральные молекулы.

По нуклеофильному механизму могут протекать некоторые реакции замещения, например, с участием галогенпроизводных углеводов.

Реакции присоединения полярных молекул по кратным связям являются электрофильными: сначала атакующая молекула (электрофил) присоединяется к двойной связи, затем происходит разрыв связи с образованием органического катиона и аниона, атакующего этот катион.

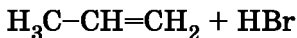
Наиболее устойчивыми являются органические катионы с максимальным числом заместителей у положительно заряженного атома углерода. Поэтому, если молекула органического вещества несимметрична, то присоединение протекает по **правилу Марковникова**:

— при присоединении воды, галогеноводородов или других водородсодержащих соединений к несимметричным непредельным углеводородам атом водорода присоединяется к атому углерода, связанному с наибольшим числом атомов водорода (наиболее гидrogenизированному).

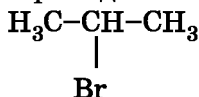
Примеры заданий

1. Взаимодействие 2-метилпропана и брома на свету
 - 1) относится к реакциям замещения
 - 2) протекает по радикальному механизму
 - 3) приводит к преимущественному образованию 1-бром-2-метилпропана
 - 4) приводит к преимущественному образованию 2-бром-2-метилпропана
 - 5) протекает с разрывом связи C—C
 - 6) является каталитическим процессом

2. Взаимодействие

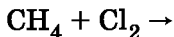


- 1) протекает по радикальному механизму
- 2) относится к реакциям замещения
- 3) относится к реакциям присоединения
- 4) приводит к преимущественному образованию



- 5) приводит к преимущественному образованию $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Br}$
- 6) протекает с образованием промежуточной частицы $\text{CH}_3-\text{CH}^+-\text{CH}_3$

3. Взаимодействие



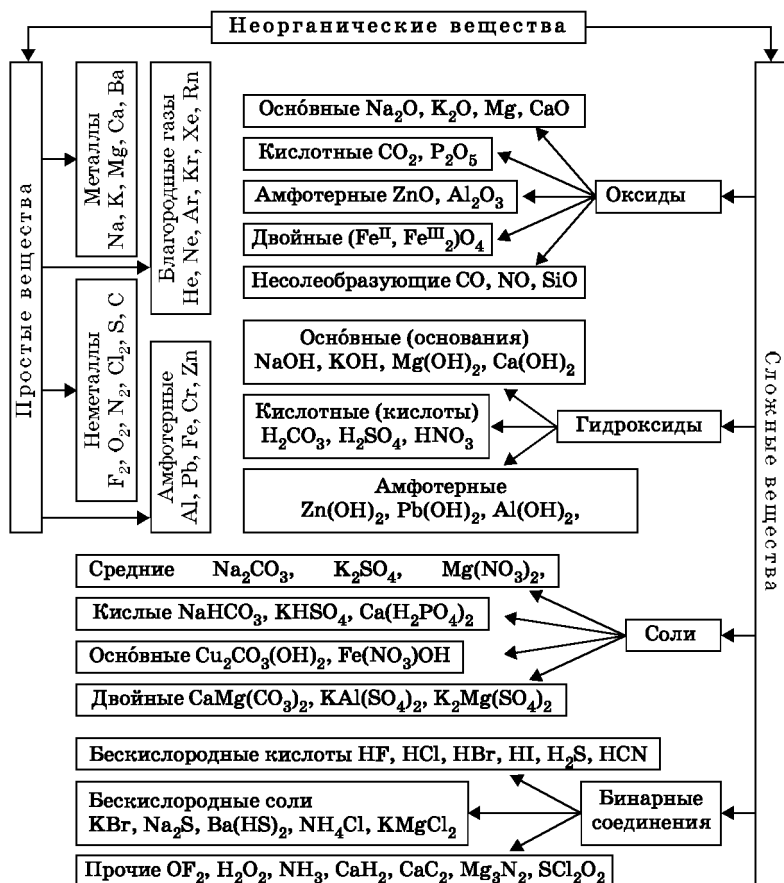
протекает

- 1) по цепному радикальному механизму
- 2) под действием ультрафиолетового излучения
- 3) с разрывом σ -связи
- 4) с образованием только хлорметана
- 5) с образованием только тетрахлорметана
- 6) с выделением водорода

2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

2.1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)

К неорганическим веществам относят вещества, образованные всеми химическими элементами, за исключением водородных соединений углерода (углеводородов) и их производных (органических соединений).



Соединения элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна $(-II)$, называются **оксидами**. К оксидам не относятся фториды кислорода и пероксиды, где у кислорода другие степени окисления.

Оксиды можно разделить на солеобразующие, дальнейшая классификация которых ведется по характеру соответствующих гидроксидов, и несолеобразующие. **Несолеобразующие** (безразличные) оксиды составляют немногочисленную группу веществ, которым не соответствуют основания и кислоты. **Солеобразующие** оксиды по их кислотно-основным свойствам делят на группы: основные, кислотные и амфотерные.

Название оксида начинается со слова «оксид». Затем называется элемент, расположенный в формуле левее кислорода, с указанием его степени окисления. Для кислотных оксидов часто вместо степени окисления элемента указывается число атомов кислорода и элемента, входящих в состав оксида.

Формальное или реальное присоединение воды к основным, кислотным или амфотерным оксидам приводит к образованию их гидратов — **гидроксидов**, которые в зависимости от химических свойств подразделяют на основные, кислотные (кислородсодержащие кислоты) и амфотерные.

Названия основных и амфотерных гидроксидов образуются добавлением слова «гидроксид» к русскому названию элемента в родительном падеже. Для элементов, имеющих разные степени окисления в соединениях, в конце названия указывается его степень окисления. Тривиальные названия кислот состоят из соответствующего прилагательного, связанного с названием кислотообразующего элемента, и слова «кислота». По международной номенклатуре названия кислот составляются в соответствии с формулой кислоты и читаются справа налево с указани-

ем чисел атомов кислорода и степени окисления центрального атома. Например, H_2CrO_4 — тетраоксохромат(VI) водорода.

**Тривиальные названия
некоторых кислородсодержащих кислот и их анионов**

Кислота	Анион кислоты
H_2CO_3 — угольная	CO_3^{2-} — карбонат
	HCO_3^- — гидрокарбонат
HClO — хлорноватистая	ClO^- — гипохлорит
HClO_2 — хлористая	ClO_2^- — хлорит
HClO_3 — хлорноватая	ClO_3^- — хлорат
HClO_4 — хлорная	ClO_4^- — перхлорат
H_2CrO_4 — хромовая	CrO_4^{2-} — хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — дихромат
HMnO_4 — марганцовая	MnO_4^- — перманганат
	MnO_4^{2-} — манганат
HNO_2 — азотистая	NO_2^- — нитрит
HNO_3 — азотная	NO_3^- — нитрат
HPO_3 — метафосфорная	PO_3^- — метафосфат
H_3PO_4 — ортофосфорная	PO_4^{3-} — ортофосфат
	HPO_4^{2-} — гидроортофосфат
	H_2PO_4^- — дигидроортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — дифосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ — дифосфат
H_2SO_3 — сернистая кислота	SO_3^{2-} — сульфит
H_2SO_4 — серная	SO_4^{2-} — сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ — дисерная	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ — дисульфат

Кислота	Анион кислоты
H_2SiO_3 — метакремниевая	SiO_3^{2-} — метасиликат
H_4SiO_4 — ортокремниевая	SiO_4^{4-} — ортосиликат

Оснóвный характер проявляют оксиды и гидроксиды активных металлов (щелочных, щелочноземельных), а также *d*-элементов, атомы которых имеют низкие степени окисления. Кислотный характер проявляют оксиды и гидроксиды неметаллов и *d*-элементов в высоких степенях окисления. Амфотерные свойства проявляют оксиды и гидроксиды элементов Be, Zn, Al, Pb, большинства *d*-элементов в промежуточных степенях окисления, например Cr(III).

Кислотные, оснóвные и амфотерные оксиды или гидроксиды (кислоты и основания) взаимодействуют друг с другом, образуя соли. Средние соли можно рассматривать как продукт полного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла или гидроксильных групп основания на анионы кислотного остатка. Если в состав соли входит два разных катиона, она носит название двойной соли. При наличии в составе аниона атомов водорода соли называют **кислыми**, то есть они представляют собой продукт неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте на атомы металла. Если в состав соли входят гидроксогруппы — это **оснóвная соль**, образование которой возможно при избытке многокислотного основания.

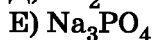
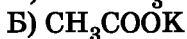
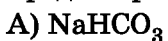
Систематическое название соли связано с систематическим названием кислоты, производным от которой является эта соль. Традиционные названия солей составляют из названия анионов кислотного остатка в именительном падеже и названия катионов в родительном падеже.

Все простые химические соединения, не вошедшие в число оксидов, гидроксидов и солей, относят к бинарным соединениям.

Из простых соединений — оксидов, гидроксидов, солей, бинарных соединений — могут образоваться более сложные. Такие соединения называют комплексными (или координационными) соединениями или просто комплексами.

Примеры заданий

1. Среди перечисленных веществ:



кислыми солями являются

1) АДГ

2) АВЕ

3) БДЕ

4) ВДЕ

2. К амфотерным гидроксидам относится

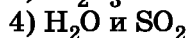
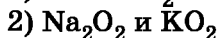
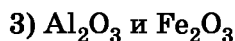
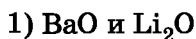
1) гидроксид бария

2) гидроксид бериллия

3) гидроксид калия

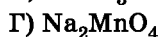
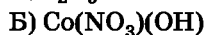
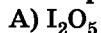
4) гидроксид магния

3. Среди перечисленных пар соединений оксидами не являются



4. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой) веществ, к которому(-ой) оно принадлежит.

Формула



Класс (группа)

1) кислотный оксид

2) двойная соль

3) основная соль

4) амфотерный оксид

5) средняя соль

6) кислая соль

5. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой) неорганических соединений, к которому оно принадлежит.

Формула вещества

Класс (группа)

А) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

1) средняя соль

Б) BeO

2) основной оксид

В) KHSO_4

3) кислородсодержащая кислота

Г) HNO_3

4) кислая соль

5) амфотерный оксид

6) кислотный оксид

6. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой) веществ, к которому(-ой) оно принадлежит.

Формула вещества

Класс (группа)

А) P_4O_6

1) кислотный оксид

Б) HNO_2

2) двойная соль

В) $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$

3) основная соль

Г) $\text{AlCl}(\text{OH})_2$

4) кислота

5) средняя соль

6) кислая соль

2.2. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ — МЕТАЛЛОВ: ЩЕЛОЧНЫХ, ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ, АЛЮМИНИЯ; ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ (МЕДИ, ЦИНКА, ХРОМА, ЖЕЛЕЗА)

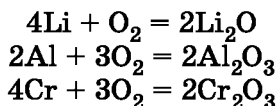
Металлы имеют низкие значения электроотрицательности (χ):

	К	Na	Li	Ca	Mg
χ	0,91	0,93	0,97	1,04	1,23

Стремление атомов металлов образовывать катионы обуславливает их высокую восстановительную способность.

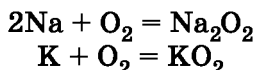
Реакции металлов

С кислородом



Многие металлы покрываются на воздухе оксидной пленкой. Если образовавшаяся пленка достаточно прочна, она препятствует дальнейшему окислению при комнатной температуре. Однако при нагревании эти металлы активно реагируют с кислородом.

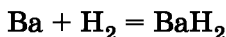
Щелочные металлы (кроме лития) при горении на воздухе дают смеси кислородных соединений, в основном пероксиды M_2O_2 и надпероксиды MO_2 .



Оксиды натрия и калия могут быть получены при нагревании смеси пероксида или надпероксида с избытком металла в отсутствии кислорода:

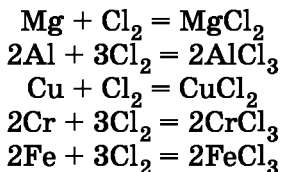


С водородом

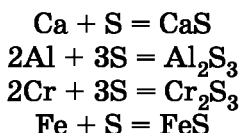


Бериллий с водородом не реагирует. Его гидрид получают косвенными методами.

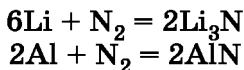
С галогенами



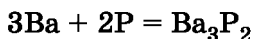
С серой



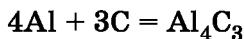
С азотом



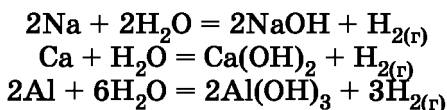
С фосфором



С углеродом

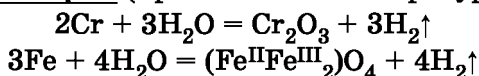


С водой

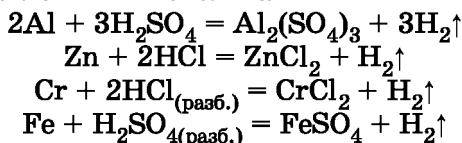


Алюминий реагирует с водой с выделением водорода после удаления защитной пленки, магний — при нагревании. Бериллий не реагирует даже с кипящей водой.

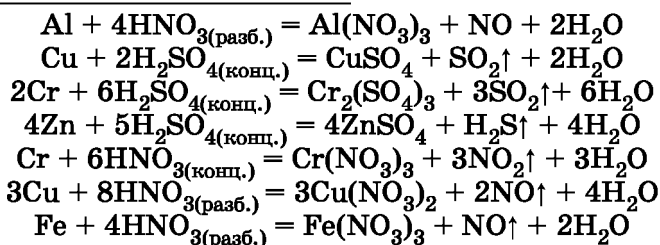
С водяным паром (при высокой температуре)



С разбавленными кислотами

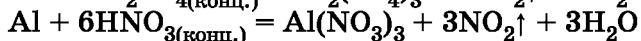
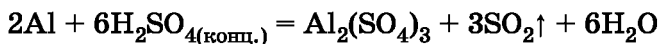


С кислотами-окислителями

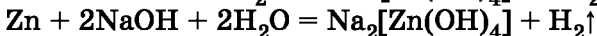
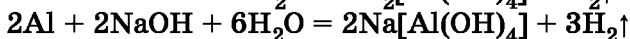
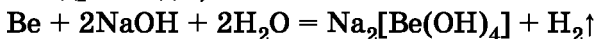


Концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют алюминий, железо и хром, образуя на поверхности пленку оксида, препятствующую окис-

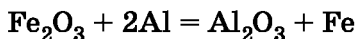
лению. При нагревании металлы восстанавливают эти кислоты:



С щелочами (металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды)

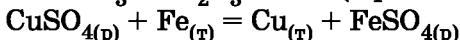
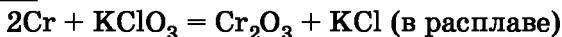


С оксидами



Метод восстановления металлов из их оксидов алюминием получил название алюмотермии.

С солями



Щелочные и щелочноземельные металлы можно обнаружить по окрашиванию пламени. Например, натрий (Na) окрашивает пламя в желтый цвет, литий (Li) — в малиновый, калий (K) — в фиолетовый, кальций (Ca) — в кирпично-красный, стронций (Sr) — в карминово-красный, барий (Ba) — в зеленовато-желтый цвет. Это связано с тем, что энергии ионизации этих металлов малы.

Примеры заданий

1. Верны ли следующие суждения о свойствах железа?

А. Железо реагирует с разбавленной азотной кислотой.

Б. В холодной концентрированной серной кислоте железо пассивируется.

1) верно только А 3) верны оба суждения

2) верно только Б 4) оба суждения неверны

2. Верны ли следующие рассуждения о восстановительных свойствах магния?

А. Магний окисляется хлороводородной кислотой

Б. Магний проявляет восстановительные свойства в реакциях с щелочами

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

3. Бериллий реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) N_2 и H_2
- 2) $NaOH$ и HCl
- 3) $Al(OH)_3$ и $Fe(OH)_3$
- 4) NH_3 и CH_4

4. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые преимущественно образуются в ходе реакций

Исходные вещества	Продукты
А) $Cu + Cl_2 \rightarrow$	1) $CuCl_2$
Б) $Cu + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$	2) $CuSO_4 + H_2$
В) $Cu + HNO_{3(разб.)} \rightarrow$	3) $CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
Г) $Cu + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$	4) $Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
	5) $Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
	6) $CuCl_3$

5. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые преимущественно образуются в ходе реакций

Исходные вещества	Продукты
А) $Fe + CuCl_2 \rightarrow$	1) $FeCl_2 + Cu$
Б) $Cu + FeCl_3 \rightarrow$	2) $CuCl_2 + FeCl_2$
В) $Fe + HCl \rightarrow$	3) $FeCl_2 + H_2$
Г) $Fe + Cl_2 \rightarrow$	4) $FeCl_3$
	5) $FeCl_2$
	6) $CuCl + FeCl_3$

6. Установите соответствие между реагентами и продуктами, преимущественно образующимися в ходе реакции, протекающей в водном растворе.

Реагенты	Продукты
А) магний и азотная кислота (разб.)	1) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
Б) магний и азотная кислота (конц.)	2) $\text{MgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) магний и серная кислота (разб.)	3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
Г) магний и серная кислота (конц.)	4) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
	5) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
	6) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2.3. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ — НЕМЕТАЛЛОВ: ВОДОРОДА, ГАЛОГЕНОВ, КИСЛОРОДА, СЕРЫ, АЗОТА, ФОСФОРА, УГЛЕРОДА, КРЕМНИЯ

Неметаллы имеют высокие значения электроотрицательности (χ):

	F	O	N	Cl	Br
χ	4,10	3,50	3,07	2,83	2,84

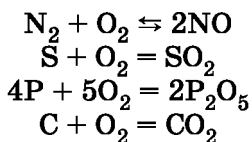
Положение неметаллов в Периодической системе элементов

Группа Период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1								
2		Be	B		НЕМЕТАЛЛЫ			
3			Al	Si				
4				Ge	As			
5					Sb	Te		
6						Po	At	
7								

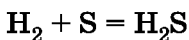
Для всех неметаллов (кроме фтора) характерны как отрицательные, так и положительные степени окисления. Поэтому в химических реакциях они могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. В реакциях с простыми веществами неметаллы окисляют менее электроотрицательные элементы и восстанавливают более электроотрицательные. Самую высокую электроотрицательность имеет фтор, поэтому он проявляет только окислительные свойства. Следующим после фтора идет кислород. В реакциях с фтором он является восстановителем, во всех остальных случаях — окислителем. Многие неметаллы (галогены, сера, фосфор) при действии воды или щелочей подвергаются диспропорционированию (дисмутации), проявляя одновременно и окислительные, и восстановительные свойства. Некоторые неметаллы (углерод, фосфор, сера, иод) окисляются концентрированной азотной кислотой. Неметаллы часто проявляют окислительные свойства по отношению к сложным веществам — восстановителям.

Реакции неметаллов

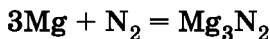
С кислородом (не реагируют хлор, бром, благородные газы)



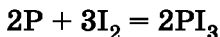
С водородом (не реагируют кремний, фосфор, мышьяк)



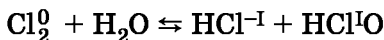
С металлами



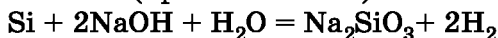
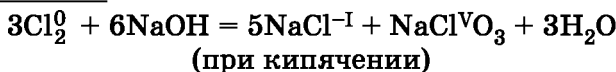
С другими неметаллами



С водой

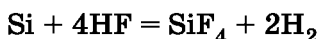


С щелочами

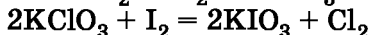
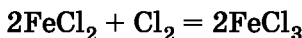


Аморфный кремний реагирует с щелочами в водном растворе с выделением водорода (кристаллический кремний — инертное вещество).

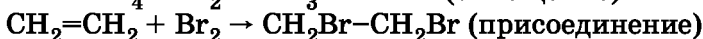
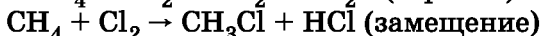
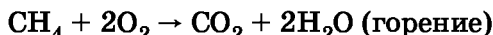
С кислотами



С солями



С органическими веществами



Примеры заданий

1. Верны ли следующие суждения о неметаллах?
 - А. Все неметаллы реагируют с кислородом с образованием оксидов
 - Б. Все неметаллы являются химически малоактивными веществами
 - 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения
 - 4) оба суждения не верны
2. Хлор реагирует с каждым из двух веществ:
 - 1) MgO и FeO
 - 2) BeSO_4 и Na_2SO_3
 - 3) S_8 и P_4
 - 4) FeCl_2 и AlCl_3

3. Сера проявляет восстановительные свойства в реакции

1) сера + водород

3) сера + натрий

2) сера + кислород

4) сера + углерод

4. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

Формула вещества

Реагенты

A) S

1) HF, O₂, NaOH

B) Br₂

2) Ba(OH)₂, I₂, HNO₃(конц.)

B) P

3) H₂, Cl₂, O₂

Г) Si

4) HI, LiOH, Al

5) H₃PO₄, BaCl₂, CuO

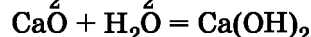
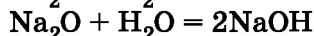
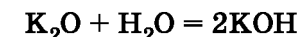
2.4. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ: ОСНОВНЫХ, АМФОТЕРНЫХ, КИСЛОТНЫХ

Характер оксидов связан с проявлением металлических или неметаллических свойств элементов, образующих оксид.

Основные оксиды — оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют основания.

Реакции основных оксидов

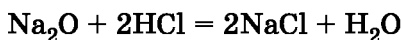
С водой (оксиды щелочных и щелочно-земельных элементов)



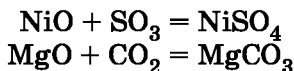
Основные оксиды других элементов с водой не взаимодействуют.

С кислотами

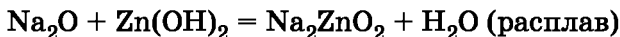




С кислотными оксидам



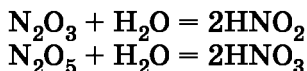
С амфотерными гидроксидами



Кислотным оксидам в качестве гидроксидов соответствуют кислоты. Чем выше степень окисления элемента, тем более выражены кислотные свойства соответствующего оксида.

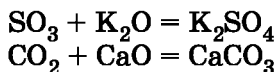
Реакции кислотных оксидов

С водой (исключение — SiO_2)

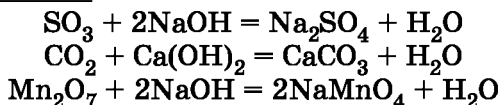


Кислотные оксиды называют иногда «ангидридами кислот», т.е. продуктами обезвоживания кислот.

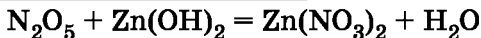
С основными оксидами



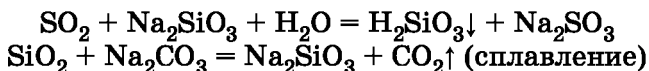
С основаниями



С амфотерными гидроксидами



С солями (если в результате реакции в растворе образуется малорастворимое соединение или выделяется газ)



Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды.

Реакции амфотерных оксидов

С основными оксидами



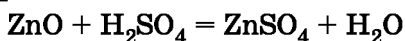
С кислотными оксидами



С основаниями



С кислотами



Примеры заданий

1. Какой из перечисленных оксидов реагирует с раствором соляной кислоты, но не реагирует с раствором гидроксида натрия?
1) CO 2) SO₃ 3) ZnO 4) MgO
2. С соляной кислотой будет реагировать
1) пентаоксид диioda 3) диоксид кремния
2) оксид стронция 4) триоксид серы
3. Оксид железа(III) реагирует с
1) раствором аммиака 3) соляной кислотой
2) кислородом 4) сульфатом натрия
4. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

Формула вещества

А) Li₂O

Б) SO₃

В) ZnO

Г) CO

Реагенты

1) AgNO₃, Na₃PO₄, Cl₂

2) BaO, H₂O, KOH

3) FeO, H₂, O₂

4) HBr, LiOH, CH₃COOH

5) H₃PO₄, HCl, SiO₂

2.5. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ И АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Оснóвные гидроксиды имеют в своем составе группы OH, способные замещаться на кислотные остатки.

По количеству гидроксидных групп основания делятся на однокислотные и многокислотные, например: LiOH, NaOH — однокислотные основания, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂ — двухкислотные основания.

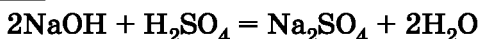
Хорошо растворимыми являются гидроксиды щелочных элементов, стронция, бария и таллия(I). Их называют щелочами. Остальные оснóвные гидроксиды в воде практически не растворяются.

Реакции оснований

Диссоциация в водном растворе

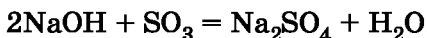


С кислотами



Реакция между кислотой и основанием называется реакцией **нейтрализации**.

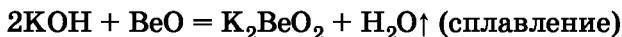
С кислотными оксидами



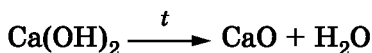
С амфотерными гидроксидами (только щелочи)



С амфотерными оксидами (только щелочи)



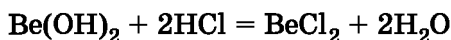
Термическое разложение (нерастворимые основания и гидроксид лития)



Амфотерными называют гидроксиды, которые в реакциях проявляют и основны́е, и кислотные свойства. К ним относятся гидроксиды Be, Al, Ge, Sn, Pb, а также большинство гидроксидов *d*-элементов (в промежуточных степенях окисления): Zn, Cr(III) и другие. Амфотерные гидроксиды мало растворимы в воде и не реагируют с ней, но образуют растворимые продукты при действии кислот и щелочей.

Реакции амфотерных гидроксидов

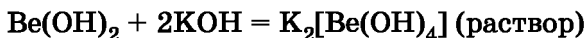
С кислотами



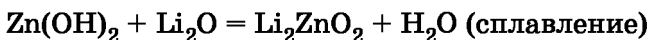
С кислотными оксидами



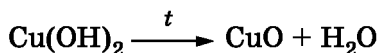
С щелочами



С основными оксидами



Термическое разложение



Гидроксиды элементов в неустойчивых степенях окисления могут проявлять окислительные и восстановительные свойства.

Примеры заданий

1. Гидроксид цинка в водном растворе
 - 1) реагирует с HCl и с NaOH
 - 2) реагирует с HCl, не реагирует с NaOH
 - 3) реагирует с NaOH, не реагирует с HCl
 - 4) не реагирует с HCl и с NaOH

2. Гидроксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) KOH и Na_2SO_4
- 2) HCl и NaOH
- 3) CuO и KNO_3
- 4) Fe_2O_3 и HNO_3

3. Гидроксид натрия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) магний и азотная кислота
- 2) диоксид углерода и ортофосфорная кислота
- 3) барий и соляная кислота
- 4) азот и серная кислота

4. Установите соответствие между реагентами и продуктами, преимущественно образующимися в ходе реакции, протекающей в водном растворе.

Реагенты	Реагенты
А) гидроксид цинка и гидроксид натрия	1) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{O}$
Б) гидроксид натрия и цинк	2) $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
В) гидроксид натрия и гидросульфид натрия	3) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
Г) гидроксид натрия и сероводородная кислота	4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
	6) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

5. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами (условиями), воздействующими на это вещество.

Формула вещества	Реагенты
А) NaOH	1) $\text{AgNO}_3, \text{CaCl}_2, \text{Cl}_2$
Б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$	2) $\text{BaO}, \text{H}_2\text{O}, \text{KOH}$
В) $\text{Zn}(\text{OH})_2$	3) H_2SO_4 , нагревание, CO_2
Г) $\text{Be}(\text{OH})_2$	4) $\text{HBr}, \text{LiOH}, \text{CH}_3\text{COOH}$
	5) $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{BaCl}_2, \text{CuO}$

2.6. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Кислоты содержат атомы водорода, способные замещаться на атомы металла или катион аммония NH_4^+ с образованием соли.

Кислоты можно классифицировать несколькими способами.

По числу замещаемых атомов водорода определяют **основность** кислот:

- ✓ одноосновные, HNO_2 — азотистая кислота,
- ✓ двухосновные, H_2SO_4 — серная кислота,
- ✓ трехосновные, H_3PO_4 — ортофосфорная кислота.

По содержанию кислорода кислоты делятся на:

- ✓ бескислородные, HCl , H_2S ,
- ✓ кислородсодержащие, HClO_3 , HMnO_4 .

По силе выделяют *сильные* и *слабые* кислоты.

Сильные кислоты диссоциируют необратимо в водном растворе: HCl , HBr , HNO_3 , H_2SO_4 и ряд других кислот.

Слабые кислоты диссоциируют в водных растворах обратимо и ступенчато (для многоосновных кислот): H_2SO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , HClO и ряд других кислот.

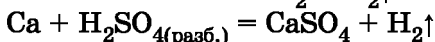
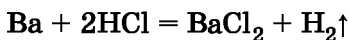
Некоторые элементы образуют мета- или ортоформы соответствующих кислот, например: HPO_3 — метафосфорная кислота, H_3PO_4 — ортофосфорная кислота; H_2SiO_3 — метакремниевая кислота, H_4SiO_4 — ортокремниевая кислота.

Реакции кислот

Диссоциация в водном растворе



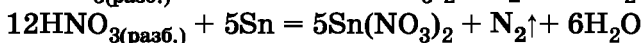
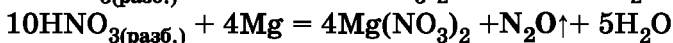
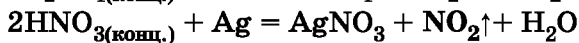
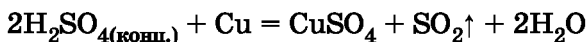
С металлами



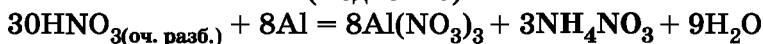
Активные металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений левее водорода, реагируют с разбавленными кислотами с выделением водорода (кроме азотной кислоты) и образованием соответствующей соли. Металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода, реагируют только с кислотами-«окислителями» (азотной и концентрированной серной).

**Продукты восстановления
в водных растворах анионов кислот-окислителей
(азотной и концентрированной серной)
различными металлами**

Металл	Кислота	Продукт восстановления
Cu, Ag, Hg	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$	$\text{SO}_2\uparrow$
Zn		$\text{H}_2\text{S}\uparrow$
Cu, Ag	$\text{HNO}_{3(\text{конц.})}$	$\text{NO}_2\uparrow$
Al, Co, Cr, Fe, Ni		— (металл пассивируется)
Fe, Hg, Cu	$\text{HNO}_{3(\text{разб.})}$	$\text{NO}\uparrow$
Mg		$\text{N}_2\text{O}\uparrow$
Sn		$\text{N}_2\uparrow (\text{NO}\uparrow)$
Fe	$\text{HNO}_{3(\text{оч. разб.})}$	$\text{N}_2\uparrow$
Al		NH_4^+

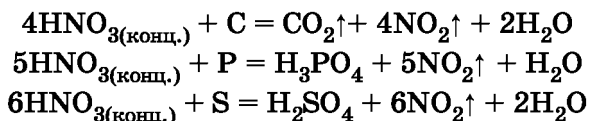


(медленно)



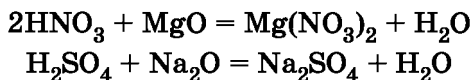
Водород никогда не является основным продуктом в реакциях с участием азотной кислоты.

С неметаллами

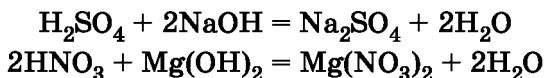


Некоторые металлы (Al, Cr, Fe, Be, Bi, Co) не взаимодействуют с концентрированными азотной и серной кислотами, пассивируются ими. Однако при сильном нагревании реакции идут и с этими металлами.

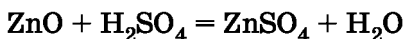
С основными оксидами



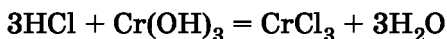
С основаниями



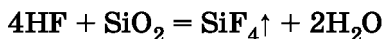
С амфотерными оксидами



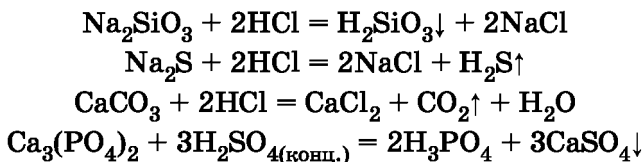
С амфотерными гидроксидами



Фтороводородная кислота, в отличие от других галогеноводородных кислот, взаимодействует с диоксидом кремния:



С солями более слабых кислот



Примеры заданий

1. Разбавленная серная кислота реагирует с каждым из трех веществ
 - 1) цинк, диоксид углерода, хлороводород
 - 2) магний, оксид магния, аммиак
 - 3) железо, азотная кислота, оксид фосфора(V)
 - 4) медь, гидроксид меди, гидроксид натрия
2. Соляная кислота не может реагировать с
 - 1) карбонатом бария
 - 3) оксидом магния
 - 2) медью
 - 4) гидроксидом натрия
3. Азотная кислота не взаимодействует с
 - 1) медью
 - 2) оксидом марганца(II)
 - 3) нитратом калия
 - 4) нитратом гидроксоцинка
4. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами реакций.

Реагенты	Продукты
А) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$	1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
Б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$	2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$	3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2$
Г) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$	4) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2 + \text{S}$

5. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

Реагирующие вещества	Продукты взаимодействия
А) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$	1) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KOH}$	2) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{HCl} + \text{K}_2\text{SO}_3$	3) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
Г) $\text{HCl} + \text{KOH}$	4) $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$
	6) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}$

6. Установите соответствие между реагентами и продуктами, преимущественно образующимися в ходе реакции, протекающей в водном растворе.

Реагенты	Продукты
А) медь и азотная кислота (разб.)	1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
Б) медь и азотная кислота (конц.)	2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
В) оксид меди(II) и азотная кислота	3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Г) гидроксид меди(II) и азотная кислота	4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NO}$
	6) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2$

2.7. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ: СРЕДНИХ, КИСЛЫХ, ОСНОВНЫХ; КОМПЛЕКСНЫХ (НА ПРИМЕРЕ СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ И ЦИНКА)

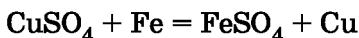
Соли — это соединения, которые состоят из катионов металлов, катиона аммония или других катионов и анионов кислот. Соли можно рассматривать как продукты взаимодействия кислоты и основания, при котором атом водорода кислоты замещается на металл или гидроксильная группа основания на кислотный остаток.

Реакции солей

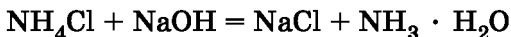
Диссоциация в водном растворе



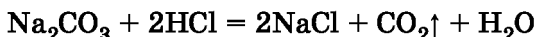
С металлами



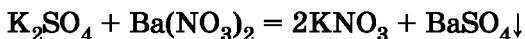
С щелочами



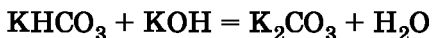
С кислотами



С солями



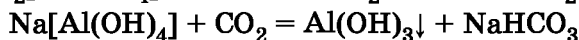
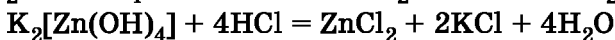
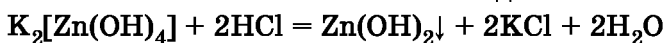
Кислые соли могут реагировать с основаниями, образуя среднюю соль и воду:



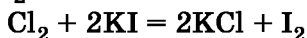
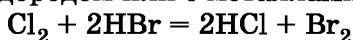
Основные соли могут взаимодействовать с сильными кислотами с образованием средних солей:



Комплексные соли — гидроксокомплексы — устойчивы в щелочной среде, но распадаются при добавлении кислот или кислотных оксидов:



Соли могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях, например, каждый галоген в ряду F—I способен вытеснять последующий из его соединений с водородом или с металлами:



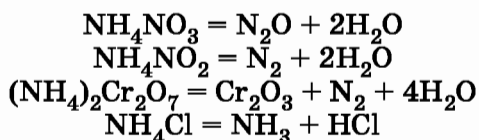
Специфическим свойством некоторых солей является их способность разлагаться при нагревании.

Разложение нитратов

(в зависимости от положения металлов
в ряду напряжений)

Металл левее Mg	Металл между Mg и Cu	Металл правее Cu
Нитрит металла + + кислород	Оксид металла + + диоксид азота + + кислород	Металл + диоксид азота + кислород

Разложение солей аммония



Примеры заданий

- Карбонат бария реагирует с раствором каждого из двух веществ:
 - H_2SO_4 и NaOH
 - NaCl и CuSO_4
 - HCl и CH_3COOH
 - NaHCO_3 и HNO_3
- Иодид натрия не реагирует с
 - AgNO_3
 - NaOH
 - HNO_3
 - Cl_2
- Сульфат алюминия-калия в водном растворе взаимодействует с
 - KCl
 - FeCl_3
 - $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами реакций.

Реагенты	Продукты
A) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	1) NaHSO_3
B) $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
B) $\text{CaBr}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	3) $\text{NaBr} + \text{Ca}(\text{OH})_2$
Г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaBr}_2 \rightarrow$	4) $\text{CaSO}_4 + \text{NaBr}$
	5) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$
	6) $\text{CaSO}_3 + \text{NaBrO}$

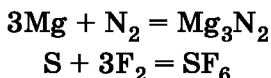
5. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

Реагенты	Продукты
А) NaHSO_4	1) $\text{AgNO}_3, \text{Na}_3\text{PO}_4, \text{Cl}_2$
Б) K_2SO_3	2) $\text{BaO}, \text{CaCO}_3, \text{KOH}$
В) $(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$	3) $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl}, \text{NaOH}$
Г) ZnBr_2	4) $\text{HBr}, \text{BaCl}_2, \text{CH}_3\text{COOH}$
	5) $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{BaCl}_2, \text{CuO}$

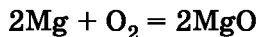
2.8. ВЗАИМОСВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Неорганические вещества одного класса в химических реакциях могут образовывать вещества другого класса. Условно схему превращений одних веществ в другие (на основании рассмотренных выше классов) можно выразить как взаимосвязь различных классов неорганических соединений.

Простые вещества могут взаимодействовать друг с другом, образуя **сложные вещества**:



При взаимодействии с кислородом большинство простых веществ образуют **оксиды**.



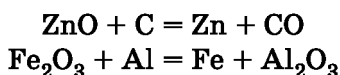
При окислении *s*-элементов (все элементы IА- и IIА-групп) характерно образование кислородных соединений, не относящихся к оксидам, — пероксиды, надпероксиды. Действием озона получают озониды.

Кислородные соединения s-металлов

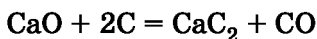
Название	Анион	Катионы (M^{n+})	Формула
Оксиды	O^{2-}	$Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+$	M_2O
		$Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$	MO
Пероксиды	O_2^{2-}	$Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+$	M_2O_2
		$Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$	MO_2
Надпероксиды	O_2^-	Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+	MO_2
Озониды	O_3^-	Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+	MO_3

Оксиды металлов нередко получают термическим разложением гидроксидов, карбонатов, нитратов и других солей кислородсодержащих кислот. Оксиды благородных металлов и ртути термически неустойчивы и при нагревании разлагаются на простые вещества.

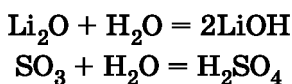
Многие оксиды при нагревании восстанавливаются до металлов углеродом, водородом, алюминием, магнием:



При сильном нагревании оксидов с углеродом часто образуются карбиды:

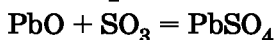
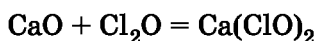


При взаимодействии основных или кислотных оксидов с водой образуются соответствующие гидроксиды — основания или кислородсодержащие кислоты:

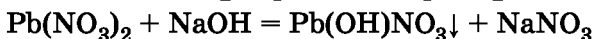
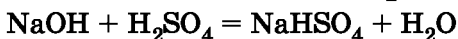
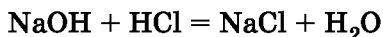


Малорастворимые основны́е, кислотные и амфотерные гидроксиды действием воды на оксид, как правило, получить невозможно. Их получают косвенным путем, например обменными реакциями в водном растворе из солей.

При взаимодействии кислотных оксидов с основными или амфотерными оксидами образуются соли:



Основание и кислота, реагируя между собой, также образуют соль (среднюю, кислую или основную, в зависимости от условий):

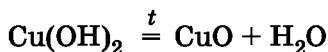


Кислые и основны́е соли можно перевести в средние действием соответственно оснований и кислот.

Соли образуются также при взаимодействии оксидов или гидроксидов амфотерных элементов с щелочами:



При нагревании гидроксиды щелочных металлов, кроме лития, плавятся, а гидроксиды других металлов и LiOH разлагаются на соответствующие оксиды и воду:



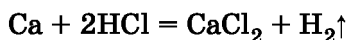
При взаимодействии неметаллов с водородом образуются соответствующие водородные соединения, которые в водном растворе могут проявлять свойства как оснований (аммиак), так и кислот (галогеноводороды, халькогеноводороды).

Водородные соединения неметаллов

Группа Период	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	B ₂ H ₆ диборан	CH ₄ метан	NH ₃ аммиак	H ₂ O вода	HF фторово- дород
3		SiH ₄ силан	PH ₃ фосфин	H ₂ S сероводо- род	HCl хлорово- дород
4			AsH ₃ арсин	H ₂ Se селеново- дород	HBr бромово- дород
5				H ₂ Te теллури- водород	HI иодоводо- род

Бескислородные кислоты, как и кислородсодержащие, реагируют с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами с образованием солей.

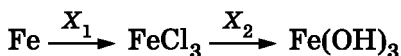
Взаимодействие металлов с кислотами тоже приводит к образованию солей:



Соли образуются и в реакциях аммиака с кислотами.

Примеры заданий

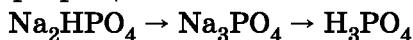
1. В схеме превращений



веществами X₁ и X₂ являются соответственно

- | | |
|---|--|
| 1) Cl ₂ и Cu(OH) ₂ | 3) Cl ₂ и NaOH _(p-p) |
| 2) CuCl _{2(p-p)} и NaOH _(p-p) | 4) HCl и H ₂ O |

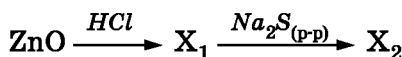
2. В схеме превращений



реагентами могут быть

- | | |
|--|---|
| 1) NaOH и H_2SO_4 | 3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и H_2SO_4 |
| 2) NaOH и H_2S | 4) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и H_2S |

3. В схеме превращений



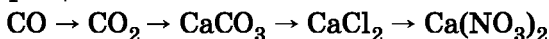
веществами X_1 и X_2 соответственно являются

- | | |
|---|---|
| 1) ZnCl_2 и $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и Zn |
| 2) ZnCl_2 и ZnSO_4 | 4) ZnCl_2 и ZnS |

4. Железо растворили в горячей концентрированной серной кислоте. Полученную соль обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выпавший бурый осадок отфильтровали и прокалили. Полученное вещество сплавляли с железом.

Напишите уравнения четырех описанных реакций.

5. Составьте уравнения реакций, отвечающих схеме превращений



6. Даны водные растворы: хлорида железа(III), гидроксида натрия, сероводородной кислоты, хлороводородной кислоты.

Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами.

3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

3.1. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: ГОМОЛОГИЯ И ИЗОМЕРИЯ (СТРУКТУРНАЯ И ПРОСТРАНСТВЕННАЯ). ВЗАИМНОЕ ВЛИЯНИЕ АТОМОВ В МОЛЕКУЛАХ

Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова:

— все атомы, образующие молекулы органических веществ, связаны друг с другом в определенной последовательности;

— свойства веществ зависят не только от того, атомы каких элементов и в каком количестве входят в состав органического вещества, но и от последовательности соединения атомов в молекулах;

— по свойствам органического соединения можно определить строение молекулы, а по строению — предвидеть свойства;

— атомы и группы атомов в молекулах органических веществ влияют друг на друга.

Органические соединения образуют гомологические ряды. Гомологическим рядом называют ряд веществ, в котором каждое последующее соединение (гомолог) отличается от предыдущего на группу $-\text{CH}_2-$, которая называется гомологической разностью. Соединения гомологического ряда имеют сходное химическое строение и обладают сходными химическими свойствами. Однако в гомологическом ряду изменяется состав молекул, поэтому закономерно изменяются физические свойства.

Одной из причин многообразия органических соединений является наличие **изомеров**, то есть веществ, имеющих одинаковый состав, но различное строение.

Изомеры

Структурные	Пространственные	
	Геометрические	Оптические

Вещества, имеющие одинаковый состав, но раз-
личный порядок связей атомов в молекулах, называ-
ются **структурными изомерами**.

Среди структурных изомеров можно выделить со-
единения, различающиеся:

- ✓ по строению углеродного скелета:



$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
бутан	изобутан

- ✓ по положению кратной связи:



$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
бутен-1	бутен-2

- ✓ по положению заместителей в углеродной це-
пи:



$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$
пропанол-1	пропанол-2

✓ по взаимному расположению функциональных групп:

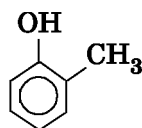


$\text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
3-аминопропановая кислота	2-аминопропановая кислота



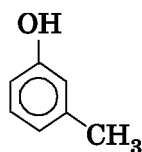
2-метилфенол

(*o*-крезол)



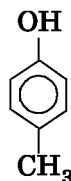
3-метилфенол

(*m*-крезол)



4-метилфенол

(*p*-крезол)



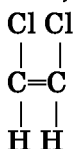
✓



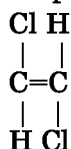
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$
Этанол	Диметиловый эфир

Для соединений, имеющих в составе углеродной цепи двойные связи, наблюдается **геометрическая изомерия**. Изомер, у которого атомы водорода или одинаковые заместители расположены по одну сторону от двойной связи, называется *цис*-изомером. Изомер, у которого атомы водорода или одинаковые

заместители расположены по разные стороны от двойной связи, называется *транс*-изомером.



цис-1,2-дихлорэтен



транс-1,2-дихлорэтен

Примеры заданий

1. Бутен-1 является структурным изомером

1) бутана

3) бутина-2

2) циклобутана

4) бутадиена

2. Структурными изомерами являются

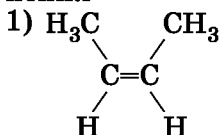
1) 2-метилбутан и нормальный пентан

2) 2,2-диметилбутан и нормальный бутан

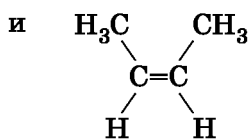
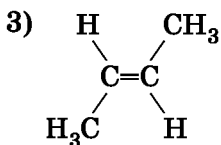
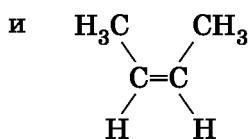
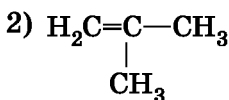
3) 2-метилпропан и пропан

4) 2,3-диметилпентан и изобутан

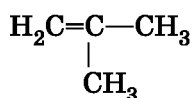
3. Пространственными изомерами являются соединения



и $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



4) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ и



3.2. ТИПЫ СВЯЗЕЙ В МОЛЕКУЛАХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ УГЛЕРОДА. РАДИКАЛ. ФУНКЦИОНАЛЬНАЯ ГРУППА

Большинство органических веществ имеют молекулярное строение, связь между атомами в молекуле — **ковалентная**. Основу органического соединения составляет открытая или замкнутая цепь из атомов С, соединенных с атомами Н. Молекулы индивидуальных химических соединений часто изображают в виде графических формул, где чертой изображают химическую связь между соседними атомами.

Связи углерод–углерод

С–С одинарные	С=С двойные	С≡С тройные
«полуторные связи» в ароматических соединениях		

Атом углерода

Первичный	Вторичный	Третичный	Четвертич- ный
$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \\ -C- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \\ -C- \\ \\ -C- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \\ -C-C- \\ \\ -C- \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \\ -C-C-C- \\ \\ -C- \\ \end{array}$

При образовании ковалентных химических связей нередко происходит **гибридизация** орбиталей атома — выравнивание их энергии и формы. Тип гибридизации определяет геометрию химической частицы.

Типы гибридизации

Тип гибридизации	Угол между связями	Пример
sp	180°	C_2H_2
sp^2	120°	CH_2CH_2
sp^3	$109,5^\circ$	CH_4

Наиболее простыми органическими соединениями являются углеводороды, которые включают атомы только углерода и водорода. Остаток углеводорода без одного атома водорода называют **углеводородным радикалом**.

Названия углеводородных радикалов образуются от названий соответствующих углеводородов путем изменения суффикса **-ан** на **-ил**.

Формула углеводорода	Название углеводорода	Формула радикала	Название радикала
CH_4	метан	$-CH_3$	метил
C_2H_6	этан	$-C_2H_5$	этил
C_3H_8	пропан	$-C_3H_7$	пропил
C_nH_{2n+2}	...ан	$-C_nH_{2n+1}$	...ил

Остальные соединения условно рассматривают как производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на какие-либо **функциональные группы** — группы атомов, обуславливающие характерные химические свойства веществ. Функциональные группы обуславливают принадлежность к тому или иному классу органических соединений.

Некоторые функциональные группы

Название класса	Общая формула	Функциональная группа	Название функциональной группы
Углеводороды	$R-H$	—	—
Галогенпроизводные углеводородов	$R-Hal$	$-F, -Cl, -Br, -I$	Фтор, хлор, бром, иод
Спирты	$R-OH$	$-OH$	Гидроксильная
Простые эфиры	$R-O-R$	$-O-$	Кислород (эфирный)
Альдегиды и кетоны	$ \begin{array}{c} R-C-H \\ \\ O \\ R-C-R \\ \\ O \end{array} $	$ \begin{array}{c} -C=O \\ \end{array} $	Карбонильная
Карбоновые кислоты	$ \begin{array}{c} R-C=O \\ \\ OH \end{array} $	$ \begin{array}{c} -C=O \\ \\ OH \end{array} $	Карбоксильная
Нитросоединения	$ \begin{array}{c} R-N-O \\ \\ O \end{array} $	$ \begin{array}{c} -N-O \\ \\ O \end{array} $	Нитро
Амины	$R-NH_2$	$-NH_2$	Амино

R — обозначение углеводородного заместителя (радикала).

Радикалы могут содержать кратные связи, которые также можно рассматривать как функциональные группы, для которых характерны своеобразные реакции.

Органические соединения могут быть полифункциональными, то есть содержать несколько функциональных групп.

Примеры заданий

1. Только *sp*-гибридные атомы углерода содержит молекула
 - 1) этина
 - 2) фенола
 - 3) бензола
 - 4) пропаналя
2. Число π -связей в молекуле 1,3-бутадиена равно
 - 1) 1
 - 2) 4
 - 3) 2
 - 4) 6
3. Двойная связь кислород–углерод имеется в молекуле
 - 1) ацетона
 - 2) фенола
 - 3) диметилового эфира
 - 4) глицерина

3.3. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)

Классификация органических соединений основана в основном на их строении.

Атомы углерода, соединяясь друг с другом, могут образовывать открытые (прямые, разветвленные) или замкнутые цепи. В одном соединении могут сочетаться разные виды цепей.

Органические соединения

Ациклические (алифатические)	Карбо- циклические	Гетероциклические
Характеризуются открытой цепью атомов углерода, нормальной или разветвленной	Характеризуются замкнутой в цикл углеродной цепью	Характеризуются замкнутой в цикл цепью атомов, содержащей, кроме углеродных, атомы других элементов

Одно или несколько звеньев цепи могут быть замещены на гетероатомы — атомы других элементов, например О или N. Связи между атомами углерода могут быть простыми или кратными.

Атомы водорода могут быть заменены на различные функциональные группы, в состав которых обычно входят атомы галогенов, кислорода, азота, серы. От каждого углеводорода путем последовательной замены функциональных групп может быть образован генетический ряд. В зависимости от типа функциональной группы органические соединения разделяются на классы: углеводороды RH (функциональная группа отсутствует), галогенпроизводные углеводородов RX (X — галоген), спирты и фенолы ROH, альдегиды RCHO, кетоны R₂CO, карбоновые кислоты RCOOH, первичные, вторичные и третичные амины RNH₂, R₂NH и R₃N, нитросоединения RNO₂ и т.д. Кратные связи углерод–углерод также относят к функциональным группам. Группы органических соединений однотипной структуры с одинаковыми функциональными группами, отличающимися друг от друга по числу групп –CH₂– в цепи, составляют гомологический ряд. В отдельные классы органических веществ выделены вещества живых организмов (углеводы, белки).

Соединения, молекулы которых, помимо атомов углерода, водорода, галогенов, кислорода, азота и серы, содержат атомы других элементов, связанные с атомами углерода, относятся к **элементоорганическим соединениям**.

Совокупность названий индивидуальных органических веществ их групп и классов, а также правила составления этих названий представляют собой **номенклатуру органических веществ**. В номенклатуре органических соединений необходимо указывать как состав вещества, так и отражать в названии его строение, отличное от строения других изомеров.

Названия органических соединений — это сложные слова, включающие:

- обозначение углеродных цепей;
- обозначение боковых цепей;
- обозначение кратности связей между атомами;
- обозначение характеристических групп;
- числовые приставки (умножающие префиксы);
- цифры или буквы (локанты);
- разделительные знаки (дефисы, запятые, точки, скобки).

Названия углеродных цепей

Цепь	Главная	Боковая (углеводородный радикал)
C	мет	метил
C ₂	эт	этил
C ₃	проп	пропил
C ₄	бут	бутил
C ₅	пент	пентил
C ₆	гекс	гексил
C ₇	гепт	гептил
C ₈	окт	октил
C ₉	нон	нонил
C ₁₀	дек	децил

Обозначение степени насыщенности связей

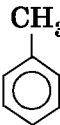
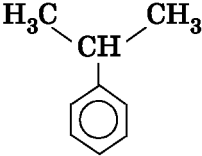
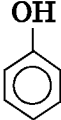
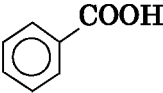
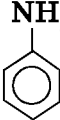
C—C	C=C	C≡C
—ан	—ен	—ин

**Названия характеристических групп
органических соединений**

Класс соединений	Характеристическая группа*	Префикс	Суффикс
Карбоновые кислоты	$-\text{COOH}$	карбокси-	-карбоновая кислота
— " —	$-(\text{C})\text{OON}$	—	-овая кислота
Сульфоно- вые кислоты	$-\text{SO}_3\text{H}$	сульфо-	-сульфоно- вая кислота
Альдегиды	$-\text{CHO}$	формил-	-карбальде- гид
— " —	$-(\text{C})\text{HO}$	оксо-	-аль
Кетоны	$>(\text{C})=\text{O}$	оксо-	-он
Спирты, фе- нолы	$-\text{OH}$	гидрокси-	-ол
Тиолы	$-\text{SH}$	меркапто-	-тиол
Амины	$-\text{NH}_2$	амино-	-амин
Простые эфиры	$-\text{OR}$	алкокси-, арокси-	—
Галогенпро- изводные	$-\text{F}, -\text{Cl}, -\text{Br},$ $-\text{I}$	фтор-, хлор-, бром-, иод-	—
Нитросоеди- нения	$-\text{NO}_2$	нитро-	—

* Атом углерода, заключенный в скобки, входит в название главной углеродной цепи. Характеристические группы расположены по уменьшению их старшинства.

**Названия некоторых
ароматических соединений**

		
C_6H_6 бензол	$C_6H_5CH_3$ толуол	$C_6H_5C_3H_7$ кумол
		
C_6H_5OH фенол	C_6H_5COOH бензойная кислота	$C_6H_5NH_2$ анилин

**Названия некоторых
углеводородных радикалов**

$(CH_3)_2CH-$	$CH_3CH_2(CH_3)CH-$	$(CH_3)_2CHCH_2-$	$(CH_3)_3C-$
изопропил	<i>втор</i> -бутил	изобутил	<i>трет</i> -бутил

$CH_2=CH-$	$HC\equiv CH-$	$CH_2=CH-CH_2-$		
винил	этинил	аллил	C_6H_5 фенил	$C_6H_5CH_2$ бензил

Числовые приставки

(указывают число одинаковых структурных элементов)

1	моно	монокис
2	ди	бис
3	три	трис
4	тетра	тетракис
5	пента	пентакис
6	гекса	гексакис

При составлении названия вещества по его структурной формуле (и наоборот) необходимо последовательно выполнить следующие действия:

1. Найти основную (по старшинству) характеристическую группу и выбрать для нее обозначение в суффиксе.

2. Найти главную углеродную цепь (цикл), включающую основную характеристическую группу, и пронумеровать ее с того конца цепи, ближе к которому расположена старшая группа. Если таких возможностей несколько, то нужно учитывать наличие: а) других характеристических групп (по старшинству); б) двойной связи; в) тройной связи; г) других заместителей (по алфавиту).

3. К названию главной цепи добавить суффикс, обозначающий степень насыщенности связей. Если в молекуле несколько кратных связей, в суффиксе нужно указать их число, а после суффикса — арабскими цифрами их положение в углеродной цепи. Далее в суффикс включается название старшей характеристической группы с указанием ее положения арабской цифрой.

4. С помощью приставок (префиксов) обозначить заместители (боковые цепи, младшие характери-

ческие группы) и расположить их по алфавиту. Положение заместителя нужно указать цифрой перед приставкой.

5. Расставить цифровые приставки, указывающие количество повторяющихся структурных элементов (они не учитываются при алфавитном размещении префиксов).

6. Расставить знаки препинания: все цифры отделить от слов дефисом, а друг от друга — запятыми.

Примеры заданий

1. Установите соответствие между названием соединения и общей формулой гомологического ряда, к которому оно принадлежит.

Название соединения

- А) бутин
Б) циклогексан
В) пропан
Г) бутадиен

Общая формула

- 1) C_nH_{2n+2}
2) C_nH_{2n}
3) C_nH_{2n-2}
4) C_nH_{2n-4}
5) C_nH_{2n-6}

2. Установите соответствие между формулой органического вещества и классом, к которому оно принадлежит

Формула вещества

- А) $NH_2-CH_2-CH_2-\underset{\substack{| \\ OH}}{C=O}$
Б) $CH_3-C \equiv C-CH_3$
В) $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$
Г) $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2-OH$

Класс органических соединений

- 1) карбоновые кислоты
2) алкины
3) спирты
4) алкены
5) амины
6) аминокислоты

3. Установите соответствие между формулой органического вещества и классом, к которому оно принадлежит.

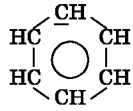
Формула вещества	Класс органических соединений
А) $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--C=O}$ ОН	1) карбоновые кислоты
Б) $\text{CH}_3\text{--CH=C--CH}_3$	2) алкины
В) $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--OH}$	3) спирты
Г) $\text{CH}_3\text{--CH--CH}_2\text{--CHO}$ CH_3	4) алкены
	5) алканы
	6) альдегиды

3.4. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ: АЛКАНОВ, ЦИКЛОАЛКАНОВ, АЛКЕНОВ, ДИЕНОВ, АЛКИНОВ, АРОМАТИЧЕСКИХ УГЛЕВОДОРОДОВ (БЕНЗОЛА И ТОЛУОЛА)

Соединения, состоящие из двух элементов, — углерода и водорода, называют **углеводородами**. Углеводороды могут содержать различные типы связей между атомами углерода.

Углеводороды

Название	Структурные особенности	Общая формула	Примеры	Тип гибридизации атома <u>C</u>
Алканы (парафины)	Ациклические, насыщенные; простые (одинарные) связи	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Этан $\text{CH}_3\text{--CH}_3$	sp^3

Название	Структурные особенности	Общая формула	Примеры	Тип гибри- диза- ции атома <u>C</u>
Алкены (олефины)	Ациклические, ненасыщенные; двойная связь C=C	C_nH_{2n}	Этен (этилен) $\underline{CH}_2=CH_2$	sp^2
Алкадиены	Ациклические, ненасыщенные; две двойные связи C=C	C_nH_{2n-2}	Бутадиен $\underline{CH}_2=\underline{CH}-CH=CH_2$	sp^2
Алкины (ацетилены)	Ациклические, ненасыщенные; тройная связь C≡C	C_nH_{2n-2}	Этин (ацетилен) $\underline{CH}\equiv CH$	sp
Циклоалканы (нафтены)	Циклические, насыщенные; простые связи	C_nH_{2n}	Циклобутан $\begin{array}{c} \underline{CH}_2-CH_2 \\ \quad \\ CH_2-CH_2 \end{array}$	sp^3
Арены (ароматические углеводороды)	Циклические, ненасыщенные; обобществленные π-электроны	C_nH_{2n-6}	Бензол 	sp^2

Наименее реакционноспособными являются предельные углеводороды — **алканы** и **циклоалканы**. Для них характерны **реакции замещения**, в результате которых обычно образуется смесь продуктов.

Реакции предельных углеводородов

Замещение	$\text{RH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{RCl} + \text{HCl}$
Горение	$\text{RH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Частичное окисление	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$ (500 °C, катализатор)
Отщепление водорода (дегидрогенизация)	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}, \text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \text{H}_2$
С водяным паром	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$ (800 °C)
С оксидом углерода(IV)	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
Изомеризация	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ (t, катализатор)

В отличие от алканов, циклоалканы способны к реакциям присоединения. При этом происходит раскрытие цикла. Реакции замещения, отщепления водорода и горения для циклоалканов протекают аналогично реакциям алканов.

Алкены, алкадиены и алкины относят к непредельным соединениям. Для непредельных ациклических углеводородов наиболее характерны **реакции присоединения**. При присоединении молекул воды, галогеноводородов и других водородсодержащих веществ действует **правило Марковникова**: атом водорода присоединяется к тому атому углерода при двойной связи, с которым соединено больше атомов водорода.

Непредельные углеводороды легко окисляются и **полимеризуются**. Продукты полимеризации алкенов и их производных являются основой пластмасс. При полимеризации алкадиенов образуются каучуки.

Реакции непредельных углеводородов

Реакции присоединения	Реакции окисления
1) с галогенами $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$ (качественная реакция на концевую тройную связь) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CHBr}=\text{CHBr}$ $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{BrH}_2\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Br}$ 2) с водородом $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$ 3) с водой $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ (качественная реакция на концевую тройную связь) (800 °C, 8МПа, H₃PO₄) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{OH} (\text{HgSO}_4)$ 4) с галогеноводородами $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl}$ (качественная реакция на концевую тройную связь) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CHCl}$ (катализатор)	1) полное окисление (горение) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) частичное окисление $\text{C}_2\text{H}_4 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH} (\text{KMnO}_4)$ $\text{C}_2\text{H}_4 + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_2-\underset{\text{O}}{\text{CH}_2} (t, \text{Ag}_2\text{O})$
Реакции замещения	Реакции полимеризации
$2\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	$n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow [-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ (TiCl₄, Al(C₂H₅)₃)
	$n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2)_n$ (синтез каучука по Лебедеву)
	$2\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

Бензол и его углеводородные производные — **арены** — относят к ароматическим соединениям. Молекула бензола — плоский правильный шестиугольник. Она содержит стабильную замкнутую систему обобществленных π -электронов. Это обуславливает устойчивость бензола к действию высоких температур (до 650 °С) и окислителей. В аренах обычно окисляется только боковая цепь. Характерными для ароматических углеводородов и их производных являются реакции замещения.

Реакции ароматических углеводородов

Полное окисление	$2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \rightarrow 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Частичное окисление (кроме бензола)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + [\text{O}] \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} (\text{KMnO}_4)$
Замещение	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Br} + \text{HBr}$ (катализатор)
	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (конц. H_2SO_4)
Присоединение	$\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}$ (катализатор)

Галогеналканы образуются из алканов путем замещения атомов водорода на атомы галогенов (F, Cl, Br, I).

Реакции галогеналканов

С щелочами в водном растворе	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaCl}$
С щелочами в спиртовом растворе	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHBr} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaBr}$
С аммиаком	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} \xrightarrow{\text{NH}_3} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2, (\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}, (\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{N}$
С активными металлами	$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + 2\text{Na} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + 2\text{NaCl}$

Примеры заданий

1. В отличие от пропана, циклопропан вступает в реакцию
 - 1) дегидрирования
 - 2) гидрирования
 - 3) горения
 - 4) этерификации
2. Различить бутин-1 и бутин-2 можно
 - 1) реакцией с водой
 - 2) реакцией с хлором
 - 3) реакцией с оксидом серебра(I)
 - 4) реакцией с водородом
3. Бензол взаимодействует с
 - 1) метанолом
 - 2) перманганатом калия
 - 3) медью
 - 4) хлором

3.5. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРЕДЕЛЬНЫХ ОДНОАТОМНЫХ И МНОГОАТОМНЫХ СПИРТОВ, ФЕНОЛА

Производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильные группы $-\text{OH}$, называют **спиртами**. Спирты, содержащие одну группу $-\text{OH}$, называются **одноатомными**, две и более групп $-\text{OH}$ — **многоатомными**. Соединения, в которых группа $-\text{OH}$ связана непосредственно с бензольным кольцом, называются **фенолами**.

В зависимости от того, к какому атому углерода присоединена гидроксильная группа, различают первичные, вторичные и третичные спирты.

Спирты и фенолы

Назва- ние	Структурные особенности	Примеры
Алка- нолы	Ациклические, насы- щенные, одна группа —ОН	Метанол (метиловый спирт) CH_3OH
Алкан- диолы	Ациклические, насы- щенные, две группы —ОН	Этиленгликоль $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$
Алкант- риолы	Ациклические, насы- щенные, три группы —ОН	Глицерин $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$
Фенолы	Циклические — про- изводные бензола, содержащие группы —ОН в бензольном кольце	Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

Спирты и их водные растворы нейтральны, однако атомы водорода групп —ОН в спиртах и фенолах могут замещаться на атомы металла. Многоатомные спирты и фенолы реагируют как с активными металлами, так и с основаниями, а для одноатомных спиртов возможна лишь реакция с активными металлами. Эта реакция протекает с выделением водорода: атом водорода в гидроксильной группе замещается на металл, образующиеся соединения называются **алкоголятами**. Алкоголяты имеют ионное строение, хорошо растворимы в спиртах. Они разлагаются водой на исходный спирт и щелочь, поскольку спирты обладают более слабыми кислотными свойствами, чем вода.

Окисление спиртов приводит к образованию альдегидов или кетонов. Спирты реагируют с кислотами, образуя сложные эфиры RCOOR . Сложные эфиры глицерина (простейшего трехатомного спирта) и карбоновых кислот носят названия жиров.

Реакции спиртов и фенолов

Полное окисление (горение)	$2\text{CH}_3\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Частичное окисление	$\text{CH}_3\text{OH} + [\text{O}] \rightarrow \text{HC(H)O} + \text{H}_2\text{O}$ (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)
Дегидрирование	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{C(H)=O} + \text{H}_2$ (катализатор) $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{C=O} + \text{H}_2$ (катализатор)
Дегидратация	Внутримолекулярная $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{C=CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (140°C , конц. H_2SO_4) Межмолекулярная $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{—O—CH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ($< 140^\circ\text{C}$, конц. H_2SO_4)
Дегидрирование и дегидратация	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH—CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$ (425°C , ZnO , Al_2O_3)
С галогеноводородами	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ (H_2SO_4)
Этерификация	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HOCH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (t , H_2SO_4)
С металлами	$2\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$
С основаниями (только фенолы и многоатомные спирты)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_2\text{OH—CHOH—CH}_2\text{OH} + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{—CH—CH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{c} \qquad \\ \text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{Cu} \end{array}$
Замещение (только фенолы)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})(\text{Br})_3 + 3\text{HBr}$

Примеры заданий

1. Свежеосаждённый гидроксид меди(II) реагирует с
- | | |
|---------------|----------------------|
| 1) пропанол-1 | 3) этиловым спиртом |
| 2) глицерином | 4) диэтиловым эфиром |

2. С фенолом не будет реагировать
- 1) бромная вода
 - 2) водный раствор гидроксида натрия
 - 3) разбавленная хлороводородная кислота
 - 4) концентрированная азотная кислота

3. В результате реакции



образуется

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ | 3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| 2) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | 4) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{O}-\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ |
4. Для предельных одноатомных спиртов характерны реакции
- 1) с активными металлами
 - 2) с кислородом
 - 3) с перманганатом калия
 - 4) с карбонатами металлов
 - 5) с карбоновыми кислотами
 - 6) с разбавленной хлороводородной кислотой

5. Фенол реагирует с

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| 1) кислородом | 4) хлороводородом |
| 2) бензолом | 5) натрием |
| 3) гидроксидом натрия | 6) оксидом углерода(IV) |

6. Взаимодействие фенола с бромом протекает

- 1) по цепному радикальному механизму
- 2) с промежуточным образованием бензола
- 3) без катализатора
- 4) с замещением атомов водорода
- 5) с образованием трибромфенола
- 6) с образованием бромбензола

3.6. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ, ПРЕДЕЛЬНЫХ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ, СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

Органические соединения, содержащие карбонильную группу $>C=O$, относятся к карбонильным соединениям. Соединения, в которых карбонильная группа связана с одним углеводородным радикалом и атомом водорода, называются **альдегидами**. Соединения, в которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами (одинаковыми или разными), называются **кетонами**. Альдегиды и кетоны алифатического ряда имеют общую формулу $C_nH_{2n}O$. Простейшими альдегидами являются метаналь (муравьиный альдегид, формальдегид) $HCHO$ и этаналь (уксусный альдегид, ацетальдегид) CH_3CHO . Простейший кетон — пропанон (диметилкетон, ацетон) CH_3COCH_3 .

Реакции альдегидов и кетонов

Гидрирование	$HCHO + H_2 \rightarrow CH_3OH$ (Pd, Pt, Ni) $CH_3COCH_3 + H_2 \rightarrow CH_3CH(OH)CH_3$ (Pd, Pt, Ni)
Полное окисление	$2CH_3C(H)O + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$
Частичное окисление	$CH_3(H)O + Ag_2O \rightarrow CH_3COOH + 2Ag\downarrow$ [O] $CH_3COCH_3 \rightarrow CH_3COOH + CO_2 + H_2O$ (KMnO ₄)

Органические соединения, содержащие в своем составе одну или несколько карбоксильных групп — **COOH**, называются **карбоновыми кислотами**. Общая формула монокарбоновых кислот **R—COOH**.

Карбоновые кислоты

Систематическое название	Тривиальное название	Формула	Название аниона (тривиальное)
Метановая	муравьиная	HCOOH	формиат
Этановая	уксусная	CH_3COOH	ацетат
Пропановая	пропионовая	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	пропионат
Бутановая	масляная	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$	бутират
Пентановая	валериановая	$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$	валерат
Гексановая	капроновая	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COOH}$	капронат
Гептановая	энантовая	$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{COOH}$	энантат
Гексадекано- вая	пальмитиновая	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	пальмитат
Октадекано- вая	стеариновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	стеарат
Пропеновая	акриловая	$\text{CH}_2=\text{CHCO}-\text{OH}$	акрилат
Бензолкарбо- новая	бензойная	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	бензоат
Этандионовая	щавелевая	$\text{COOH}-\text{COOH}$	оксалат

Реакции карбоновых кислот

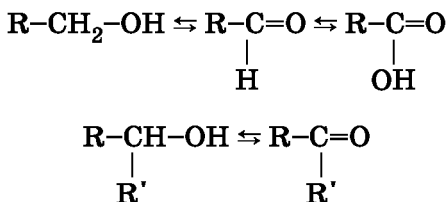
Диссоциация	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+$
Образование солей	$2\text{HCOOH} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{HCOO})_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{HCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCOO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCOOH} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KHCOO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{HOOC}-\text{COOH} + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
Дегидратация	$2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{O}(\text{O})\text{CCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <i>(t, конц. H_2SO_4)</i>

Этерификация (образование сложных эфиров)	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ этилацетат
Особые свойства муравьиной кислоты	
Разложение	$\text{HCOOH} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ (конц. H_2SO_4)
Окисление	$\text{HCOOH} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2\text{Ag}\downarrow$

По степени окисленности кислородсодержащие органические соединения образуют следующую последовательность:

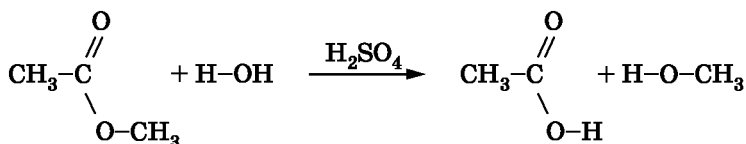
**спирты и фенолы < альдегиды и кетоны <
< карбоновые кислоты**

Они могут превращаться друг в друга под действием окислителей и восстановителей:



Окисление спиртов приводит к образованию альдегидов и кетонов, а окисление альдегидов — к образованию карбоновых кислот. При восстановлении альдегидов и кетонов образуются первичные или вторичные спирты.

Характерное свойство **сложных эфиров** — гидролиз с образованием составляющих их кислот и спиртов (процесс, обратный этерификации):



При использовании в качестве катализаторов щелочей образуются спирты и соответствующие соли карбоновых кислот. В этом случае гидролиз сложных эфиров необратим.

Примеры заданий

1. Формальдегид не реагирует с
 - 1) Ag_2O (NH_3 p-p)
 - 2) O_2
 - 3) H_2
 - 4) CH_3OCH_3
2. Реакция этерификации характерна для каждого из двух соединений:
 - 1) ацетона и этилового спирта
 - 2) ацетилен и пропионовой кислоты
 - 3) глицерина и уксусной кислоты
 - 4) этиленгликоля и толуола
3. При гидролизе метилацетата образуется кислота
 - 1) муравьиная
 - 2) уксусная
 - 3) пропионовая
 - 4) масляная
4. Для уксусной кислоты характерны реакции
 - 1) с хлороводородом
 - 2) с цинком
 - 3) с нитратом калия
 - 4) с карбонатом натрия
 - 5) с хлоридом кальция
 - 6) с этанолом
5. Для муравьиной кислоты возможны реакции с
 - 1) аминоксусной кислотой
 - 2) фенолом
 - 3) ацетиленом
 - 4) этанолом
 - 5) этиленом
 - 6) карбонатом натрия
6. Для альдегидов характерны реакции
 - 1) с серебром
 - 2) с гидроксидом меди(II)
 - 3) с водородом
 - 4) с иодом
 - 5) с фенолом
 - 6) с метаном

3.7. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТСОДЕРЖАЩИХ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: АМИНОВ И АМИНОКИСЛОТ

Атом азота, непосредственно связанный с атомом углерода, может входить в состав аминогруппы $-\text{NH}_2$. Такие соединения — **амины** — можно рассматривать как органические производные аммиака. Как и аммиак, амины проявляют свойства оснований.

Амины

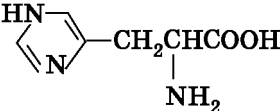
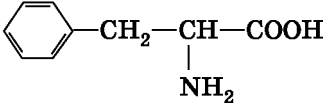
	Примеры
Первичные	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ этиламин
Вторичные	$\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3$ диметиламин
Третичные	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{N}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ триметиламин
Ароматические	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2$ анилин

Реакции аминов

Полное окисление (горение)	$4\text{CH}_3\text{NH}_2 + 9\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$
С водой	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$
С кислотами	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$
С галогеналканами	$\begin{array}{l} \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3\text{NHCH}_3 + \text{HCl} \\ \text{CH}_3\text{NHCH}_3 + \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{N}(\text{CH}_3)_3 + \text{HCl} \end{array}$

Соединения, содержащие карбоксильную группу $-\text{COOH}$ и аминогруппу $-\text{NH}_2$, называют **аминокислотами**.

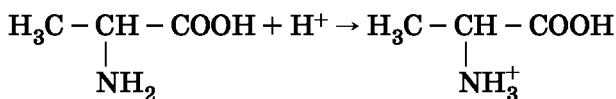
Названия некоторых природных аминокислот

Название	Формула
Аланин (α -аминопропионовая, 2-аминопропановая)	$\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Гистидин*	
Глицин (аминоуксусная, аминоэтановая)	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$
Глутаминовая кислота	$\text{COOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Лизин*	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-(\text{CH}_2)_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Серин	$\text{HOCH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Тирозин	$\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_4-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Фенилаланин*	

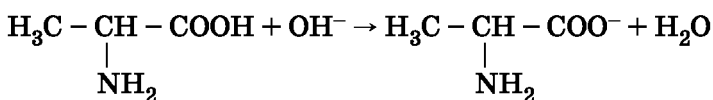
* Незаменимые аминокислоты.

Благодаря наличию двух функциональных групп аминокислоты обладают как кислотными, так и основными свойствами.

Аминогруппа проявляет основные свойства: она, подобно аммиаку, способна присоединять катион водорода, который имеется, например, в водном растворе хлороводорода:

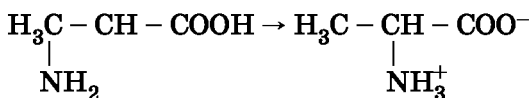


Карбоксильная группа проявляет кислотные свойства — она легко отдает протон, который может быть связан гидроксид-ионом, например, в растворе гидроксида натрия:



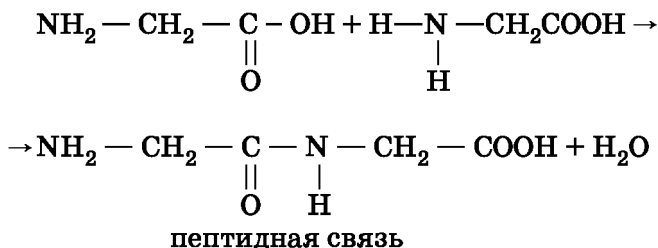
Аминокислоты являются амфотерными соединениями.

В отсутствие кислот и щелочей в молекуле аминокислоты возможен переход катиона водорода от карбоксильной группы к аминогруппе с образованием так называемого «биполярного» иона, в котором одновременно имеется и положительный заряд ($-\text{NH}_3^+$), и отрицательный ($-\text{COO}^-$):



Поэтому аминокислоты в некоторой степени напоминают ионные соединения. Они лучше растворимы в воде, чем в органических растворителях, легко кристаллизуются. Аминокислоты имеют сравнительно высокие температуры плавления и разложения.

При взаимодействии аминогруппы одной молекулы аминокислоты с карбоксильной группой другой выделяется молекула воды и образуется пептидная связь:



При этом образуется дипептид. Он может присоединить еще одну молекулу аминокислоты с образованием трипептида и так далее.

Примеры заданий

1. Метиламин взаимодействует с

- | | |
|----------------|-----------------------|
| 1) пропаном | 4) гидроксидом натрия |
| 2) хлорметаном | 5) хлоридом калия |
| 3) кислородом | 6) серной кислотой |

2. С гидроксидом натрия взаимодействуют:

- | | |
|------------------|-----------------|
| 1) гистидин | 4) триметиламин |
| 2) метилэтиламин | 5) анилин |
| 3) глицин | 6) аланин |

3. Аланин взаимодействует со следующими веществами:

- 1) кислород
- 2) гидроксид калия
- 3) хлороводородная кислота
- 4) сульфат натрия
- 5) пропен
- 6) хлорид натрия

3.8. БИОЛОГИЧЕСКИ ВАЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА: ЖИРЫ, БЕЛКИ, УГЛЕВОДЫ (МОНОСАХАРИДЫ, ДИСАХАРИДЫ, ПОЛИСАХАРИДЫ)

Жиры — это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот. В составе жиров обнаружены остатки многих десятков карбоновых кислот различного состава и строения. Однако больше всего среди них высших карбоновых кислот, содержащих четное число атомов углерода и имеющих неразветвленную углеводородную цепь. Углеводородный радикал может быть предельным (насыщенным) или непредельным (ненасыщенным).

Карбоновые кислоты,
входящие в состав жиров

Название	Формула	Число двойных связей в углеводородном радикале
Масляная	C_3H_7COOH	—
Капроновая	$C_5H_{11}COOH$	—
Пальмитиновая	$C_{15}H_{31}COOH$	—
Стеариновая	$C_{17}H_{35}COOH$	—
Олеиновая	$C_{17}H_{33}COOH$	1
Линолевая	$C_{17}H_{31}COOH$	2
Линоленовая	$C_{17}H_{29}COOH$	3

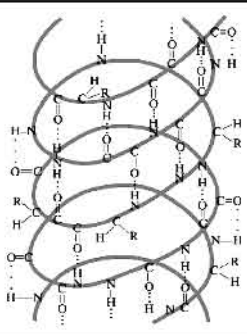
Наиболее характерная реакция жиров — гидролиз (взаимодействие с водой в присутствии кислоты или щелочи).

Из остатков аминокислот, соединенных пептидными связями, построены белки.

Каждый индивидуальный белок имеет свою собственную последовательность аминокислотных остатков. Эта последовательность определяется наследственной (генетической) информацией в момент биосинтеза данного белка в клетке.

Особенностью белков является способность самопроизвольно формировать пространственную структуру, свойственную только данному белку. Они могут иметь форму клубков (глобулы) или волокон (фибриллы).

Уровни структуры молекул белка (на примере гемоглобина)

Первичная	полипептидная цепь с определенной последовательностью остатков аминокислот	
Вторичная	образование спирали	
Третичная	свертывание спирали в клубок-«глобулу»	
Четвертичная	объединение четырех глобул в молекулу гемоглобина	

Благодаря сложному строению, белки обладают разнообразными свойствами. Глобулярные белки, например белок куриного яйца, растворяются в воде, образуя коллоидные растворы. Фибриллярные белки, образующие ногти, шерсть, хрящи, в воде нерастворимы.

Химические свойства белков

Амфотерность	кислотные свойства карбоксильных групп и основные свойства аминогрупп
Гидролиз	в результате гидролиза в кислотной или щелочной среде белки можно разделить на аминокислоты
Денатурация	разложение при нагревании, под действием ультрафиолетовых лучей, радиации, ультразвука, а также при воздействии кислот, щелочей и других химических веществ
Термическое разложение	при горении белков ощущается характерный запах жженого пера

При денатурации молекула белка теряет специфическую пространственную форму и утрачивает свое биологическое действие.

Цветные реакции белков

Реакция	Реагенты	Изменение окраски
Ксантопротеиновая	1) нагревание с HNO_3 (конц.) 2) добавление раствора NH_3	1) желтая окраска 2) оранжевая окраска
Биуретовая	раствор щелочи и CuSO_4	красно-фиолетовая окраска

Ксантопротеиновая реакция — это нитрование бензольных колец, входящих в состав остатков некоторых аминокислот. В биуретовую реакцию вступают пептидные группы.

Общую формулу большинства углеводов можно представить в виде $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_n$.

Углеводы

Назва- ния	Характерные особенности	Примеры
Моноса- хариды	Простые углеводы, не гидролизуются	Глюкоза, фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$
Дисаха- риды	Сложные углеводы, со- стоят из 2 моносахарид- ных остатков, гидролизу- ются до моносахаридов	Мальтоза, сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$
Полиса- хариды	Сложные углеводы, со- стоят из большого числа моносахаридных остат- ков, гидролизуются	Крахмал, целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

Моносахариды представляют собой бифункцио-
нальные соединения, содержащие альдегидную или
кетонную группу и несколько гидроксильных групп.
Гидроксильные группы связаны с атомами углерода,
образующими линейную цепочку.

Глюкоза представляет собой альдегид пятиатомно-
го спирта, а фруктоза — кетон пятиатомного спирта:

$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{O} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} \\ \text{глюкоза} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{O} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} \\ \text{фруктоза} \end{array} $
---	--

В водном растворе наряду с линейными присутствуют циклические формы моносахаридов.

Самым важным дисахаридом является сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, обычно называемая просто сахаром. Молекула сахарозы образована из молекул глюкозы и фруктозы, объединенных за счет своих гидроксогрупп.

Остатками моносахаридов построены также полисахариды — высокомолекулярные соединения с линейными или разветвленными цепями. К ним относятся крахмал и целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$, состоящие из остатков молекул глюкозы.

Углеводы представляют собой белые твердые вещества. Моносахариды и олигосахариды хорошо растворимы в воде, полисахариды — нерастворимы (целлюлоза) или растворимы частично (крахмал).

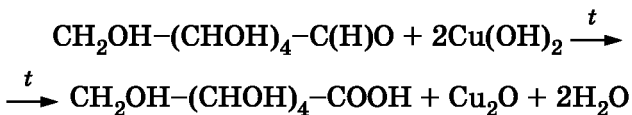
Химические свойства углеводов обусловлены наличием в их молекулах различных функциональных групп.

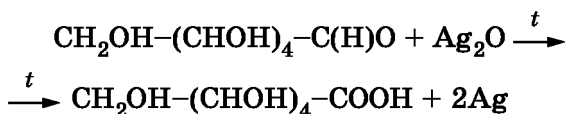
Реакции углеводов

1. Углеводы реагируют с органическими и неорганическими кислотами (реакция этерификации, характерная для спиртов).

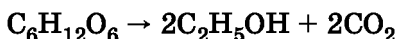
2. В водном растворе при комнатной температуре углеводы реагируют с гидроксидом меди(II) $Cu(OH)_2$, образуя соединение синего цвета (реакция, характерная для спиртов, имеющих несколько гидроксогрупп).

3. Глюкоза, содержащая альдегидную группу $-C(H)O$, в отличие от сахарозы, крахмала и целлюлозы, проявляет восстановительные свойства (реакции, характерные для альдегидов).



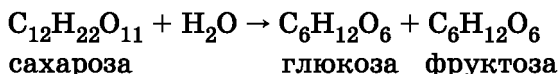


4. Характерным свойством углеводов является их способность к сбраживанию в присутствии микроорганизмов. При брожении глюкозы в присутствии дрожжевых грибов образуются этанол и диоксид углерода:

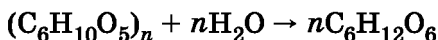


Если процесс протекает в присутствии кислорода, то образующийся этанол окисляется до уксусной кислоты.

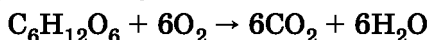
5. Дисахариды и полисахариды подвергаются гидролизу, превращаясь в соответствующие моносахариды. Так, из сахарозы можно получить глюкозу и фруктозу:



Гидролиз крахмала и целлюлозы приводит к образованию глюкозы:



6. При окислении углеводы превращаются в диоксид углерода и воду:



7. При действии иода на крахмал появляется характерное синее окрашивание.

Примеры заданий

1. Жиры

- 1) построены из остатков аминокислот
- 2) содержат в своем составе только углерод, водород и кислород

- 3) гидролизуются в кислотной и щелочной среде
- 4) способны к денатурации
- 5) являются сложными эфирами глицерина и карбоновых кислот
- 6) являются природными полимерами

2. Белки

- 1) построены из остатков аминокислот
- 2) содержат в своем составе только углерод, водород и кислород
- 3) гидролизуются в кислотной и щелочной среде
- 4) способны к денатурации
- 5) являются сложными эфирами глицерина и карбоновых кислот
- 6) хорошо растворимы в воде

3. Окисление глюкозы наблюдается при действии на нее

- 1) уксусной кислоты
- 2) оксида серебра(I) (аммиачный раствор)
- 3) кислорода
- 4) гидроксида меди(II) (аммиачный раствор)
- 5) муравьиной кислоты
- 6) водорода

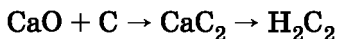
3.9. ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Взаимные переходы органических веществ, относящихся к различным классам называют **генетическими связями** между классами органических соединений. Схема генетической связи позволяет увидеть место того или иного соединения в генетической цепи превращений, усложнение органических соединений (от углеводов до белков).

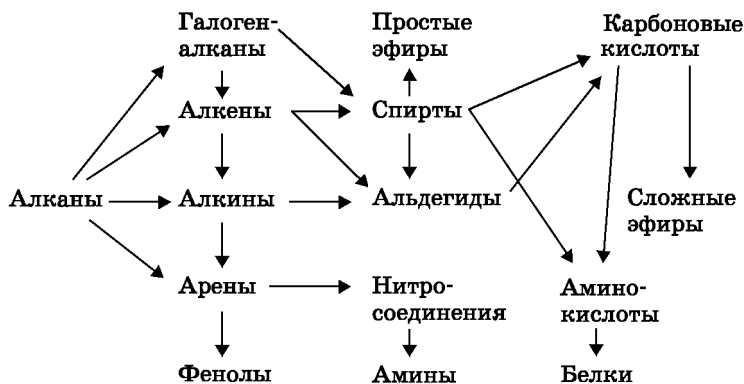
Все органические вещества можно представить как производные наиболее простых — углеводов. Путем последовательных превращений можно из веществ одного класса получить вещества других классов. Например, от алканов можно перейти к галогеналканам, от них — к спиртам, затем к альдегидам, карбоновым кислотам, сложным эфирам. Другой путь: алкан — алкен — алкин — арен — нитропроизводное арена — ароматический амин.

Соединения с одинаковым числом атомов углерода, но разными функциональными группами, образуют генетический ряд, например: этан — хлорэтан — этанол — ацетальдегид — уксусная кислота.

Органические вещества связаны взаимными превращениями не только друг с другом, но и с неорганическими веществами. С одной стороны, любые органические вещества могут быть окислены до неорганических: диоксида углерода, воды, азота и других. С другой стороны, органические вещества могут быть получены из неорганических. Так, в промышленных масштабах осуществляется превращение:



Генетическая связь органических соединений



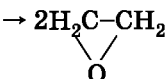
Большинство реакций с участием органических соединений протекает только в присутствии катализаторов.

**Катализаторы,
применяемые в органической химии**

Катализатор	Применение	Примеры
<i>Реакции с участием водорода</i>		
Ni, 400 °C	Гидрирование (восстановление группы –HC=CH–)	$\text{–HC=CH} \rightarrow \text{–CH}_2\text{–CH}_2\text{–}$
Ni, 60 °C	Гидрирование (восстановление группы –C≡C–)	$\text{HC}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{H}_3\text{C–CH}_3$
Ni, Pt, Pd, 150 °C	Гидрирование бензола	$\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}$
Pt, Pd	Восстановление альдегидов	$\text{RCHO} \rightarrow \text{RCH}_2\text{OH}$
Pt	Восстановление нитрогруппы	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
Cu, 300 °C	Дегидрирование вторичных спиртов	$\text{CH}_3\text{CH(OH)CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{C(O)CH}_3$
Fe ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ , ZnO; 600 °C	Дегидрирование алканов	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{–CH=CH}_2$
Al ₂ O ₃ , 40 атм., 500 °C или Pt, 15 атм., 500 °C	Дегидрирование неразветвленных алканов (риформинг или платформинг)	$\text{C}_6\text{H}_{14} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

Продолжение табл.

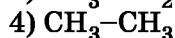
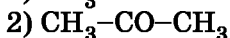
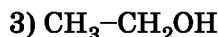
Катализатор	Применение	Примеры
$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SiO}_2$, 300 °C	Крекинг (дегидрирование алканов нефтяных фракций)	$\text{RCH}_2\text{CH}_3 \rightarrow \text{RCH}=\text{CH}_2$
Реакции с участием воды		
H_2SO_4 (конц.) или H_3PO_4 , 300 °C	Гидратация алкенов	$\text{RCH}=\text{CHR} \rightarrow \text{RCH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{R}$
HgSO_4 , H_2SO_4	Реакция Кучерова (гидратация алкинов)	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{RC}(\text{O})\text{CH}_3$ $\text{HC}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}(\text{O})$
Al_2O_3 , 350 °C	Дегидратация первичных спиртов	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$
H_2SO_4 (конц.), горячая	Дегидратация вторичных спиртов	$\text{RCH}(\text{OH})\text{CH}_3 \rightarrow \text{RCH}=\text{CH}_2$
H_2SO_4 (конц.)	Этерификация	$\text{RCO}_2\text{H} + \text{ROH} \rightarrow \text{RCO}_2\text{R} + \text{H}_2\text{O}$
Реакции с участием галогенов		
FeCl_3	Хлорирование бензола	$\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$
FeBr_3	Бромирование бензола	$\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$
	Реакции с участием хлороводорода и галогенопроизводных	

Катализатор	Применение	Примеры
HgO, 150 °C	Получение винил-хлорида	$\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CHCl}$
AlCl_3 , HCl	Реакция Фриделя — Крафтса (алкилирование и ацилирование бензола)	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{RCl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{R} + \text{HCl}$ $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{RCOCl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COR} + \text{HCl}$
Реакции полимеризации		
Ni-органическое соединение	Циклизация этина	$3\text{HC}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$
CuCl		$2\text{HC}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$
Реакции с участием кислорода		
Ag	Окисление этилена (получение эпоксиэтана)	$2\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ 

Примеры заданий

1. В схеме превращений
 $\text{HC}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

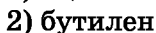
веществом X является



2. В схеме превращений



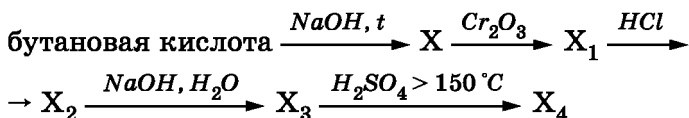
веществом X является



3. В схеме превращений
пропилацетат $\rightarrow$ X $\rightarrow$ метан
веществом X является

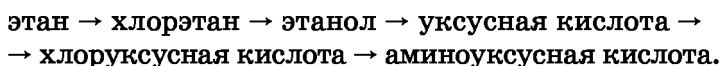
- | | |
|---------------------|----------------|
| 1) ацетат натрия | 3) метилацетат |
| 2) пропионат натрия | 4) этилацетат |

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

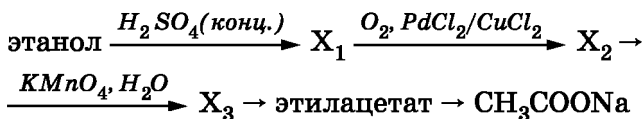


Назовите образующиеся вещества.

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



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



4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

4.1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

4.1.1. Правила работы в лаборатории.

Лабораторная посуда и оборудование.

Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

Основные правила работы в химической лаборатории

- На лабораторном столе во время работы не должно находиться посторонних предметов;
- в лаборатории следует работать в халате;
- принимать пищу в лаборатории строго запрещается;
- перед и после выполнения работы необходимо вымыть руки;
- работать нужно аккуратно;
- все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу;
- химические реактивы брать только шпателем, пинцетом или ложечкой (не руками!);
- неизрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты;
- работу с твердыми щелочами и другими едкими веществами проводить только в защитных очках и перчатках;
- нагревание жидкости требует постоянного наблюдения за процессом;
- сосуд с горячей жидкостью не следует закрывать пробкой сразу после нагревания;

- при нагревании растворов и веществ в пробирке необходимо использовать держатель;
- нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости;
- при разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту или концентрированный раствор щелочи в воду, а не наоборот;
- работать с легковоспламеняющимися жидкостями необходимо вдали от источников огня;
- при попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промыть место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 3% -ным раствором пищевой соды;
- при ожоге концентрированными растворами щелочей промыть обожженное место струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 1% -ным раствором уксусной или борной кислоты и снова водой;
- при термическом ожоге охладить пораженное место, для чего поместить его под струю холодной воды. После охлаждения смазать мазью от ожогов;
- при попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промыть его большим количеством воды, после чего сразу же обратиться к врачу;
- со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю или лаборанту.

Химическая посуда и оборудование

Стеклопнная посуда

- Делительная воронка — для отделения друг от друга несмешивающихся жидкостей.
 - Колба коническая — для приготовления и хранения растворов.
 - Колба круглодонная — для проведения синтезов.
 - Кристаллизатор — для охлаждения растворов и при сборе газов под водой.
-

-
- Пробирка — для проведения самых разных опытов.
 - Стеклянная палочка — для перемешивания жидкостей.
 - Химическая воронка — для переливания жидкостей и для фильтрования.
 - Химический стакан — для приготовления растворов и проведения химических реакций.
 - Цилиндр — для собирания газов.
 - Часовое стекло — для исследования твердых веществ, закрывания стаканов при проведении синтезов.
 - Чашка Петри — для высушивания различных веществ.
-

Фарфоровая посуда

- Тигель — для прокаливания веществ, для проведения различных синтезов при высоких температурах.
 - Треугольник — для закрепления тиглей, чашек на кольце штатива.
 - Фарфоровая ступка с пестиком — для измельчения твердых веществ, перемешивания смесей.
 - Фарфоровая чашка — для упаривания растворов на водяной или песчаной бане.
 - Фарфоровый шпатель — для пересыпания реактивов.
-

Оборудование

- Ареометр — для измерения плотности раствора.
 - Асбестовая сетка — для нагревания веществ на электрической плитке.
 - Держатели для пробирок — для закрепления пробирок при нагревании.
 - Ложка для сжигания вещества — для сжигания веществ.
 - Муфельная печь — для прокаливания веществ, проведения синтеза при высокой температуре.
 - Спиртовка — для нагревания веществ.
 - Сушильный шкаф — для сушки веществ и посуды.
 - Термометр — для определения температуры.
 - Тигельные щипцы — для переноса небольших предметов.
-

-
- Штатив для пробирок — для проведения опытов в пробирках
 - Штатив с кольцом, лапкой и зажимами — для закрепления приборов при проведении эксперимента.
 - Электрические плитки — для нагревания веществ.
 - Электронные весы — для взвешивания веществ.
-

Основные приемы работы в химической лаборатории

— Нагревание веществ в пробирке. Нагревать можно только небольшие количества веществ, не более $\frac{1}{3}$ пробирки. Надо закрепить пробирку в держателе или лапке штатива в слегка наклоненном положении, отверстие пробирки должно быть направлено от себя и от других работающих. Осторожно небольшим пламенем прогреть всю пробирку, а затем все ее содержимое;

— нагревание на электрической плитке. Нагревание можно проводить только в плоскодонной термостойкой посуде через асбестовую сетку;

— упаривание растворов проводят в выпарительной чашке на водяной или песчаной бане;

— фильтрование через химическую воронку служит для отделения твердого вещества от раствора;

— высушивание в сушильном шкафу применимо только для устойчивых веществ, рекомендуемая температура 60—80 °С. Высушивание проводят на часовом стекле или в выпарительной чашке.

— при необходимости определения запаха выделяющегося при реакции газа, нужно легким движением ладони направить струю газа от отверстия реакционного сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

Химические вещества используются не только в химической лаборатории и на производстве, но и в быту, для приготовления пищи, в медицинских целях. Однако химические вещества могут приносить

не только пользу, но и вред, в том числе и непоправимый. Поэтому при их использовании нужно следовать некоторым правилам.

!! Все химические вещества нужно применять только по прямому назначению и в необходимом количестве. Содержание вещества в смеси или растворе должно быть безопасным для здоровья и окружающей среды.

!! Опасные для здоровья вещества следует хранить отдельно от пищевых продуктов.

!! При работе с огнеопасными веществами нельзя пользоваться открытым огнем, курить, пользоваться электронагревательными приборами. Если эти вещества летучи, то помещение нужно постоянно проветривать.

!! При работе с агрессивными химическими веществами надо надевать резиновые перчатки и очки.

!! Жидкие химические вещества нужно переливать с помощью воронки, а сыпучие — пересыпать ложкой или шпателем. При этом надо беречь глаза и дыхательные пути от попадания в них брызг или пыли.

!! Нельзя наклоняться над сосудами с химическими веществами или над кипящей жидкостью, нельзя нюхать летучие вещества, нельзя пробовать на вкус несъедобные вещества.

!! Для нагревания химических веществ нельзя использовать толстостенную стеклянную посуду. В такую посуду опасно наливать любые горячие жидкости.

!! Посуда для хранения химических веществ должна быть чистой и сухой. На каждом сосуде должна быть четкая этикетка.

Некоторые химические вещества при смешении могут энергично реагировать друг с другом, иногда с выделением теплоты, взрывом, разбрызгиванием,

образованием едких и ядовитых газов. Такие вещества называют **несовместимыми**.

Примеры заданий

1. Единственной не опасной для человека солью бария является:
1) BaS 2) BaSO₃ 3) BaSO₄ 4) BaCl₂
2. Верны ли следующие суждения о правилах работы в химической лаборатории?
А. Для фиксации пробирки во время нагревания можно использовать тигельные щипцы.
Б. Излишек раствора из пробирки можно перелить в жидкость с исходным реактивом.
1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны
3. Водород образует взрывчатую смесь с
1) кислородом 3) сероводородом
2) метаном 4) углекислым газом

4.1.2. Научные методы исследования химических веществ и превращений. Методы разделения смесей и очистки веществ

Самым первым методом изучения природы было **наблюдение**. Целью научного наблюдения является поиск закономерностей. Для более точной оценки физических и химических явлений используют **измерение** различных величин: массы, времени, температуры. В химии обычно используют те же величины, что и в физике. Их называют физико-химическими величинами.

В химии широко используется эксперимент. Химический эксперимент — это наблюдение химических явлений, проведенное в строго контролируемых условиях.

В последнее время в химии и других науках все чаще используется **моделирование** — метод исследования процессов или систем путем построения их моделей.

Для исследования и применения отдельных веществ необходимо выделить их из смеси. Для **разделения смесей и очистки веществ** пользуются различиями в физических и/или химических свойствах веществ.

Способы разделения смесей

НЕОДНОРОДНЫЕ СМЕСИ	ОДНОРОДНЫЕ СМЕСИ
— отстаивание	— выпаривание
— фильтрование	— дистилляция

Одним из способов разделения смеси, основанным на различной плотности образующих ее веществ, является **отстаивание**. **Центрифугирование** — разделение неоднородных смесей на составные части под действием центробежной силы.

Фильтрование — процесс отделения твердых веществ от жидких или газообразных при помощи пористых перегородок (бумажных, металлических, асбестовых, стеклянных и других), пропускающих жидкость или газ, но задерживающих твердые частицы. **Декантацией** называют сливание жидкости с отстоявшегося осадка.

Для выделения нелетучих твердых веществ из водных растворов используют **выпаривание**.

Дистилляция (перегонка) заключается в испарении веществ и конденсации образующихся паров.

Для отделения некоторых веществ можно использовать их специфические свойства, например способность железа притягиваться к магниту.

Примеры заданий

1. Главным методом в химии является
 - 1) наблюдение
 - 2) измерение
 - 3) эксперимент
 - 4) моделирование
2. Верны ли следующие суждения о способах очистки веществ?
 - А. Поваренную соль от воды можно отделить фильтрованием.
 - Б. Очистить кварцевый песок от алюминиевых опилок можно с помощью магнита.
 - 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения
 - 4) оба суждения неверны
3. Для очистки воды от растворенных в ней примесей можно использовать
 - 1) фильтрование
 - 2) декантацию
 - 3) выпаривание
 - 4) дистилляцию

4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы

Определить характер среды в растворах можно, используя индикаторы.

Окраска индикаторов

Индикатор	Кислотная среда	Нейтральная среда	Щелочная среда
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенол-фталейн	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Розовый	Оранжевый	Желтый

Примеры заданий

1. Какую окраску имеет лакмус в растворе основания?
 - 1) красную
 - 2) синюю
 - 3) фиолетовую
 - 4) желтую
2. Какую окраску имеет фенолфталеин в растворе кислоты?
 - 1) красную
 - 2) синюю
 - 3) фиолетовую
 - 4) бесцветную
3. Окраска фиолетового раствора лакмуса при пропускании через него оксида серы(IV) изменится на
 - 1) красную
 - 2) синюю
 - 3) оранжевую
 - 4) желтую

4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Для обнаружения ионов в растворе используют **качественные реакции** на ионы. Определить, какое вещество (кислота или щелочь) содержится в растворе, можно с помощью индикаторов. Качественные реакции на другие ионы обычно сопровождаются выделением газа или выпадением осадка. Большую помощь при решении этой проблемы может оказать таблица растворимости. Щелочные элементы почти не образуют малорастворимых солей, поэтому их обнаруживают другими способами, например по окрашиванию пламени.

Качественные реакции на катионы

Ка- тион	Реактив	Реакция	Характерные признаки
H^+	Лакмус Метилоранж		Красное окрашивание Розовое окрашивание
K^+	Пламя спир- товки		Фиолетовое окрашивание пламени
Na^+	Пламя спир- товки		Желтая окрас- ка пламени
Ca^{2+}	Пламя спир- товки		Кирпично- красная окрас- ка пламени
Ba^{2+}	Растворимые сульфаты	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} =$ $= BaSO_4 \downarrow$	Белый мелко- дисперсный осадок, нераство- римый в кислотах
Cr^{3+}	Щелочи	$Cr^{3+} + 3OH^- =$ $= Cr(OH)_3 \downarrow$	Серо-зеленый осадок, раство- римый в кисло- те и избытке щелочи
Fe^{3+}	Раствор тио- циата (рода- нида) Раствор жел- той кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ Щелочи	$Fe^{3+} + 3CNS^- =$ $= Fe(CNS)_3$ $Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-} +$ $+ K^+ = KFeFe(CN)_6 \downarrow$ $Fe^{3+} + 3OH^- =$ $= Fe(OH)_3 \downarrow$	Кроваво-крас- ное окрашива- ние р-ра Образование синего осадка Образование бурого осадка

Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Реакция	Характерные признаки
Cl^- , Br^- , I^-	Раствор нитрата серебра	$\text{Ag}^+ + \text{X}^- = \text{AgX} \downarrow$ ($\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)	Выпадение осадка: AgCl — белый творожистый AgBr — светло-желтый AgI — бледно-желтый
SO_4^{2-}	Раствор соли бария	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$	Белый мелко-дисперсный осадок, нерастворимый в кислотах
SO_3^{2-}	Сильные кислоты	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Газ с резким специфическим запахом
S^{2-}	Раствор соли свинца	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$	Черно-бурый осадок
PO_4^{3-}	Раствор нитрата серебра	$\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$	Желтый осадок
NO_3^-	Медная стружка при нагревании в присутствии серной кислоты	$4\text{HNO}_3 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Бурый газ, голубая окраска раствора
CO_3^{2-}	Сильные кислоты	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Газ без запаха

Обнаружение газов

Газ	Действие	Наблюдения
Кислород	Внесение в сосуд тлеющей лучинки	Лучинка разгорается
Водород	Поджигание собранного в пробирку газа	Сгорает с «хлопком»
Углекислый газ	Внесение в сосуд тлеющей лучинки	Лучинка затухает
	Пропускание газа через известковую воду (насыщенный раствор гидроксида кальция)	Известковая вода мутнеет
Аммиак	Поднесение к отверстию сосуда влажной индикаторной бумажки	Индикатор показывает щелочную среду

Наличие иода определяют по взаимодействию с крахмальным клейстером: появляется синее окрашивание.

Примеры заданий

1. Ионы бария в растворе можно обнаружить с помощью раствора
 - 1) лакмуса
 - 2) соляной кислоты
 - 3) серной кислоты
 - 4) фенолфталеина
2. Газ выделяется, если к раствору, содержащему карбонат-ионы, добавить
 - 1) соляную кислоту
 - 2) гидроксид натрия
 - 3) сульфат калия
 - 4) кремниевую кислоту

3. Качественный состав сульфата железа(III) можно установить, используя растворы, содержащие ионы

- 1) Cl^- и Zn^{2+}
- 2) Br^- и Ag^+
- 3) OH^- и Ba^{2+}
- 4) NO_3^- и H^+

4. Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого их можно различить.

Формулы веществ

- А) $\text{NH}_3(\text{p-p})$ и H_2O
- Б) KCl и NaOH
- В) NaCl и CaCl_2
- Г) FeCl_3 и MgCl_2

Реагент

- 1) HCl
- 2) KI
- 3) HNO_3
- 4) KNO_3
- 5) CuSO_4

5. Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого их можно различить.

Формулы веществ

- А) AgNO_3 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- Б) NaCl и Na_2CO_3
- В) NaNO_3 и CaCl_2
- Г) BaCl_2 и MgCl_2

Реагент

- 1) NaCl
- 2) K_2SO_4
- 3) HNO_3
- 4) KNO_3
- 5) CH_3COOK

6. Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого их можно различить.

Формулы веществ

- А) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- Б) KNO_3 и KOH
- В) NaCl и FeCl_3
- Г) K_2S и MgCl_2

Реагент

- 1) CH_3COOH
- 2) NaI
- 3) NaNO_3
- 4) NaOH
- 5) CuSO_4

4.1.5. Качественные реакции органических соединений

Для распознавания органических веществ используют химические реакции, основанные на специфических свойствах этих веществ.

Распознавание органических соединений

Соединение, активный центр	Реагент	Что наблюдается
Алкен --C=C-- Алкин $\text{--C}\equiv\text{C--}$	бромная вода; подкисленный раствор KMnO_4	обесцвечивание
Алкин $\text{--C}\equiv\text{CH}$ (концевая тройная связь)	аммиачный раствор Ag_2O	белый осадок
Альдегид $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{--C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	аммиачный раствор Ag_2O	черный осадок, или серебряное зеркало
Спирт (первичный или вторичный)	подкисленный раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	зеленая окраска
Карбоновая кислота $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{--C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Na_2CO_3	выделение газа
Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	раствор FeCl_3	фиолетовая окраска
Фенол, анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{--R}$ ($\text{R} = \text{NH}_2, \text{OH}$)	бромная вода	обесцвечивание

Примеры заданий

1. Обесцвечивание раствора наблюдается при взаимодействии
 - 1) алкенов с бромной водой
 - 2) альдегидов с аммиачным раствором оксида серебра(I)
 - 3) спиртов с подкисленным раствором дихромата калия
 - 4) карбоновых кислот с перманганатом калия
2. При взаимодействии уксусной кислоты и карбоната натрия наблюдается
 - 1) появление зеленой окраски
 - 2) обесцвечивание раствора
 - 3) выпадение осадка
 - 4) выделение газа
3. При взаимодействии фенола и бромной воды наблюдается
 - 1) появление зеленой окраски
 - 2) обесцвечивание раствора
 - 3) появление синей окраски
 - 4) выделение газа
4. Установите соответствие между названием вещества и реагентом, с помощью которого его можно распознать.

Название вещества	Реагент
А) этин	1) Ag_2O , аммиачный раствор
Б) пропаналь	2) Na_2SO_4
В) стеарат натрия	3) NaHCO_3
Г) этановая кислота	4) CO_2
	5) H_2SO_4
	6) NaCl

5. Установите соответствие между названием вещества и соответствующим ему реагентом для качественного определения.

Название вещества	Реагент
А) пропен	1) Na_2CO_3
Б) ацетальдегид	2) Br_2
В) уксусная кислота	3) H_2SO_4 (разб.)
Г) глюкоза	4) Ag_2O , аммиачный раствор
	5) FeCl_3
	6) HgSO_4

6. Установите соответствие между реагентами и наблюдаемыми явлениями.

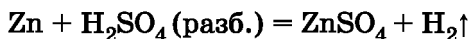
Реагенты	Наблюдаемые явления
А) спирт и подкисленный раствор дихромата калия	1) появление зеленой окраски
Б) алкен и подкисленный раствор перманганата калия	2) обесцвечивание раствора
В) анилин и бромная вода	3) выпадение осадка
Г) альдегид и аммиачный раствор гидроксида меди	4) выделение газа
	5) появление фиолетовой окраски

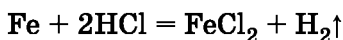
4.1.6. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений

Способы получения простых веществ

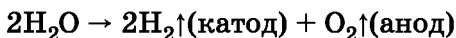
Получение водорода

1. Взаимодействие металлов (см. ЭХРН) с кислотами (кроме азотной и концентрированной серной кислот):

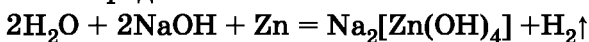




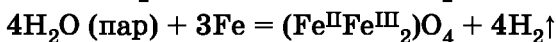
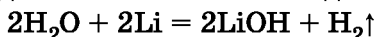
2. Разложение воды под действием постоянного тока в присутствии сильного электролита (электролиз):



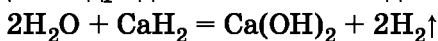
3. Взаимодействие амфотерных металлов с водой в щелочной среде:



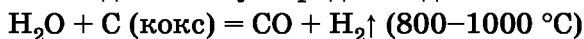
4. Взаимодействие металлов с водой:



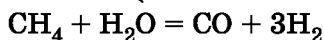
5. Реакция гидридов металлов с водой:



6. Взаимодействие углерода с водой:



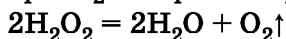
7. Конверсия метана (каталитический процесс):



Получение кислорода

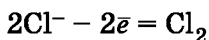
1. Перегонка жидкого воздуха.

2. Термическое разложение сложных веществ:

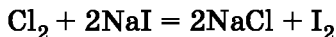


Получение галогенов

1. Электролиз:

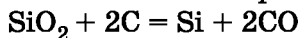


2. Из солей с помощью более активного галогена или сильного окислителя:



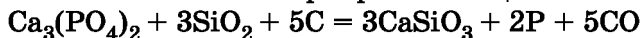
Получение кремния

1. Восстановление коксом из кремнезема:



Получение фосфора

1. Восстановление из фосфата кальция:



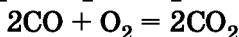
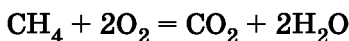
Способы получения оксидов

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:

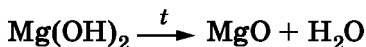


Такие реакции, как правило, протекают с выделением значительного количества теплоты.

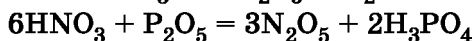
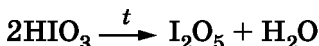
2. Взаимодействие сложных веществ с кислородом:



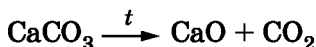
3. Дегидратация гидроксидов:



Гидроксиды щелочных металлов (кроме лития) плавятся без разложения.



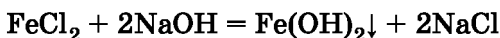
4. Термическое разложение солей:



Сульфаты и карбонаты щелочных металлов термически устойчивы. Они плавятся без разложения.

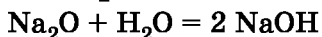
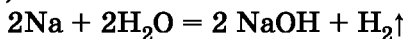
Способы получения оснований и амфотерных гидроксидов

1. Взаимодействие щелочи или гидрата аммиака с растворимой солью соответствующего металла (нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды):



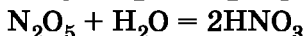
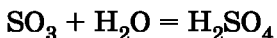
Гидроксиды меди(I), серебра(I), золота(I) разлагаются на воду и оксид уже в процессе их образования, поэтому получить их из водного раствора не удастся.

2. Взаимодействие металлов или их оксидов с водой (щелочи):

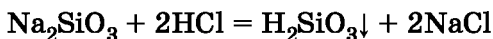


Способы получения кислот

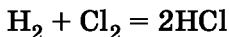
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



2. Реакция между сильной кислотой и солью слабой кислоты:

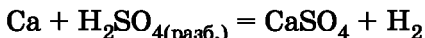


3. Из простых веществ (для бескислородных кислот):

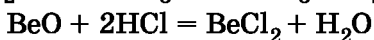
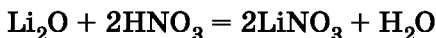


Способы получения солей

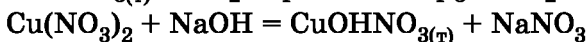
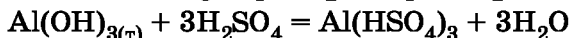
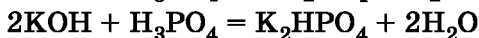
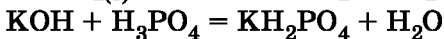
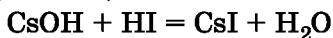
1. Действие растворов кислот на металлы:



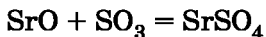
2. Взаимодействие основного или амфотерного оксида и кислоты:



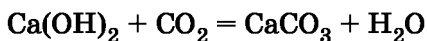
3. Взаимодействие кислоты и основания (или амфотерного гидроксида):



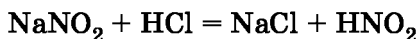
4. Взаимодействие кислотного и основного или амфотерного оксидов:



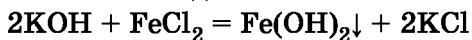
5. Реакции между основаниями и кислотными оксидами:



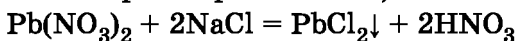
6. Действие сильной кислоты на соли слабой кислоты:



7. Взаимодействие щелочей с солями, протекающее с образованием осадка:



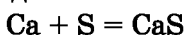
8. Обменные реакции между двумя солями (если образуются малорастворимые соли):



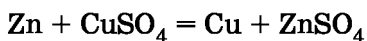
9. Термическое разложение солей другой кислоты:



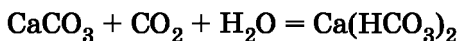
10. Взаимодействие металла и неметалла (некоторые соли бескислородных кислот):



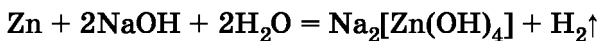
11. Вытеснение металла из раствора его соли более активным металлом (с учетом положения в ряду напряжений):



12. Действие кислотного оксида на соль соответствующей кислоты:



13. Взаимодействие амфотерных металлов с щелочами:



14. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с щелочами:



Примеры заданий

1. Водород образуется в реакции
 - а) $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ (оч. разб.) $\rightarrow$
 - б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\rightarrow$
 - в) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) $\rightarrow$
 - г) $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$ (конц.) $\rightarrow$
2. Кислород не образуется в реакции
 - 1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 - 2) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 - 3) KClO_3 (MnO_2 , t) $\rightarrow$
 - 4) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
3. Сероводород образуется в реакции:
 - 1) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 - 2) $\text{FeS} + \text{HCl}$ (разб.) $\rightarrow$
 - 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) $\rightarrow$
 - 4) $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

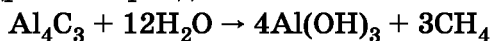
4.1.7. Основные способы получения углеводородов (в лаборатории)

Способы получения предельных углеводородов

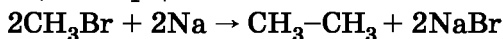
1. Нагревание солей органических кислот с щелочами:



2. Гидролиз карбидов:

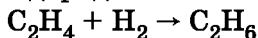


3. Реакция Вюрца:



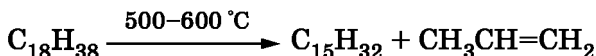
В реакции Вюрца происходит удлинение углеводородной цепи.

4. Присоединение водорода (гидрирование) к непредельным углеводородам:

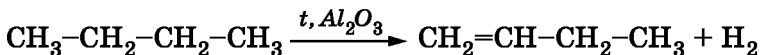


Способы получения алкенов

Крекинг алканов:



Дегидрирование алканов:

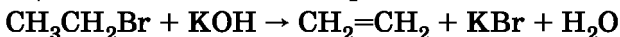


Отщепление воды от спиртов:



(нагревание с концентрированной H_2SO_4)

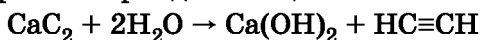
Отщепление галогеноводорода от галогеналканов:



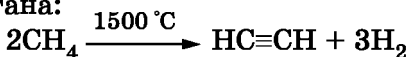
(нагревание, спиртовой раствор)

Способы получения алкинов (ацетилен)

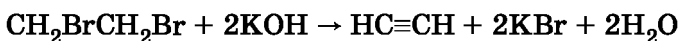
1. Гидролиз карбида кальция:



2. Из метана:



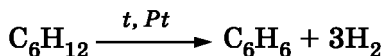
3. Отщепление галогеноводорода от дигалогеналканов:



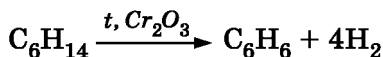
(нагревание, спиртовой раствор)

Способы получения аренов (бензола)

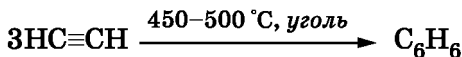
1. Дегидрирование циклогексана:



2. Дегидроциклизация нормального гексана:



3. Тримеризация ацетилен:



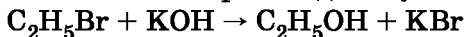
Примеры заданий

1. Метан образуется в результате реакции
 - 1) ацетиленида кальция с водой
 - 2) хлорметана с водным раствором щелочи
 - 3) ацетата натрия со щелочью (сплавление)
 - 4) дегидратации этанола (180 °С)
2. Этилен в лаборатории можно получить
 - 1) при дегидрогенизации этанола
 - 2) при действии воды на хлороформ
 - 3) при действии воды на карбид алюминия
 - 4) при взаимодействии хлорметана с натрием
3. Алкин невозможно получить при взаимодействии
 - 1) 1,2-дибромэтана с водным раствором щелочи
 - 2) 1,2-дибропропана со спиртовым раствором щелочи
 - 3) 2,2-дибромпропана со спиртовым раствором щелочи
 - 4) крекингом метана

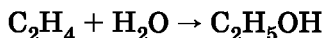
4.1.8. Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)

Способы получения одноатомных спиртов.

1. Гидролиз галогенопроизводных углеводородов:

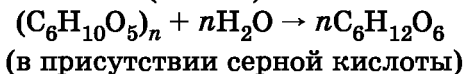


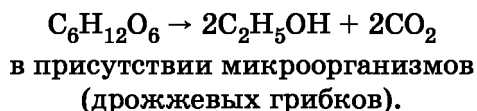
2. Гидратация алкенов:



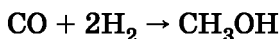
при высокой температуре в присутствии катализатора (ортофосфорной кислоты).

3. Из целлюлозы (этанол):





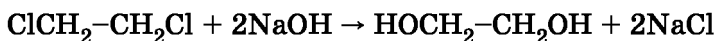
4. Из синтез-газа — смеси оксида углерода и водорода (метанол):



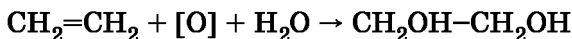
на катализаторах (цинк-хром) при повышенных температурах и давлении.

Способы получения многоатомных спиртов

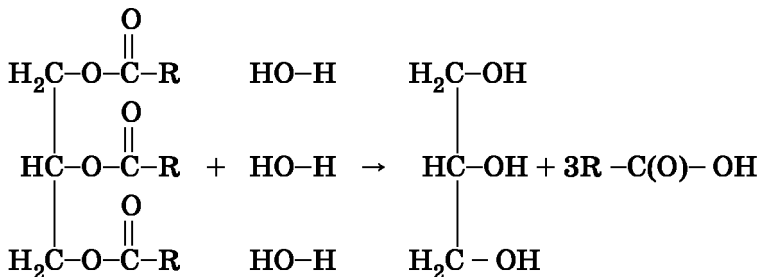
1. Гидролиз алкилгалогенидов:



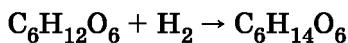
2. Окисление этилена перманганатом калия (этиленгликоль):



3. Гидролиз жиров (глицерин):

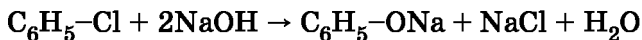


4. Каталитическое гидрирование или электрохимическое восстановление глюкозы (сорбит):

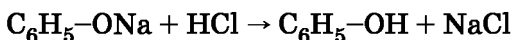


Способы получения фенолов

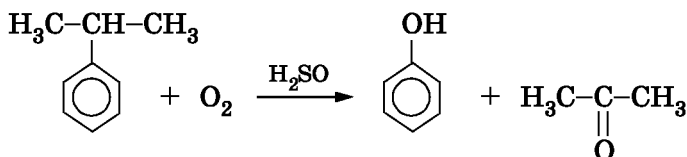
5. Из галогенбензолов:



(нагревание под давлением)



6. Окисление изопропилбензола (кумола):

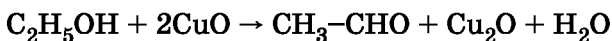


7. Из продуктов перегонки каменноугольной смолы.

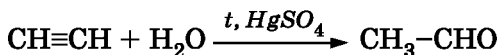
Кроме того, для получения фенола используют некоторые производные бензола.

Способы получения альдегидов и кетонов

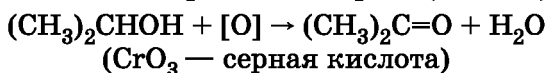
1. Окисление первичных спиртов (альдегиды):



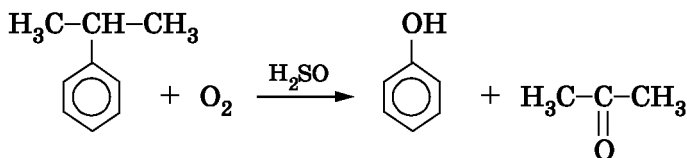
2. Реакция Кучерова (уксусный альдегид):



3. Окисление вторичных спиртов (кетоны):

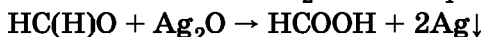
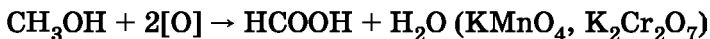


4. Окисление изопропилбензола (кумола) (ацетон):

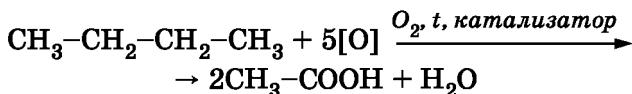


Способы получения карбоновых кислот

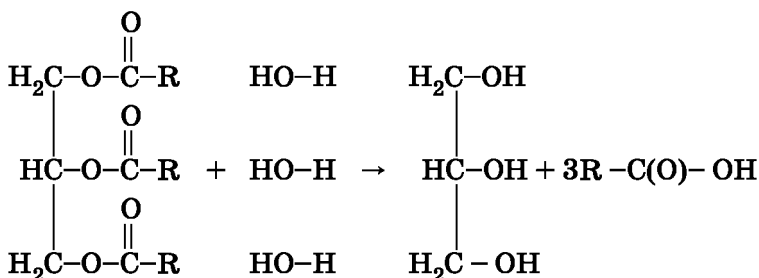
1. Окисление спиртов и карбонильных соединений:



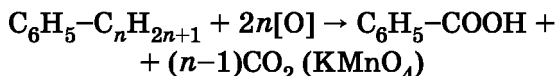
2. Окисление предельных углеводов кислородом воздуха при нагревании в присутствии катализаторов (солей марганца или кобальта):



3. Гидролиз жиров:



5. Окисление гомологов бензола (бензойная кислота):



Примеры заданий

1. Бутанол-1 образуется в результате взаимодействия

- 1) бутанала с водой
- 2) бутена-1 с водным раствором щелочи
- 3) 1-хлорбутана с водным раствором щёлочи
- 4) 1,2-дихлорбутана с водой

2. Глицерин получается в реакции

- 1) ацетилен с водой
- 2) диэтилового эфира со щелочью
- 3) этена с перманганатом калия в кислой среде
- 4) гидролиза жиров

3. Бензойная кислота образуется при окислении перманганатом калия
- 1) этилбензола
 - 2) 1,4-диметилбензола
 - 3) фенола
 - 4) бензола

4.2. ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ПРОМЫШЛЕННЫХ СПОСОБАХ ПОЛУЧЕНИЯ ВАЖНЕЙШИХ ВЕЩЕСТВ

4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

Металлы в природе встречаются в основном в виде оксидов или солей: сульфидов, сульфатов, хлоридов, силикатов и др. Степени окисления металлов в их соединениях — положительные, поэтому выделение металлов из этих соединений сводится к их восстановлению. Наука о промышленном получении металлов из природного сырья называется металлургией.

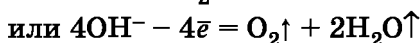
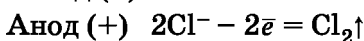
Промышленные методы получения металлов можно разделить на группы: гидрометаллургические, электрометаллургические и пирометаллургические.

Способы получения металлов

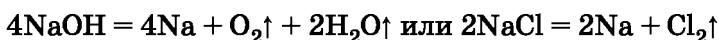
Электролиз расплавов солей	Химическое восстановление из соединений	Металлы встречаются в природе в самородном виде или могут быть получены обжигом руды
Li, K, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Cr, Fe, Pb, Cu	Hg, Ag, Pt, Au
активность металла уменьшается 		

1. Восстановление из расплава (электрометаллургические методы)

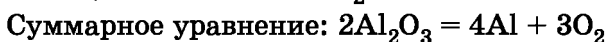
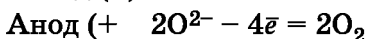
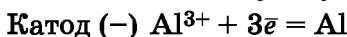
Электролиз расплава хлорида или гидроксида натрия:



Суммарные уравнения:

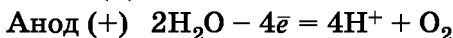
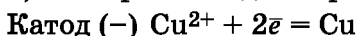


Электролиз раствора глинозема Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6 :

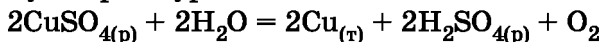


2. Восстановление из водного раствора (гидрометаллургические методы)

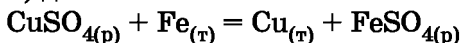
1) электролиз водного раствора:



Суммарное уравнение:

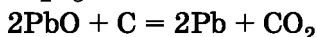
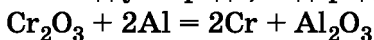


2) действие более активного металла:

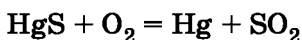


3. Восстановление при высоких температурах (пиromеталлургические методы)

В качестве восстановителей используют углерод, монооксид углерода, водород или металлы.



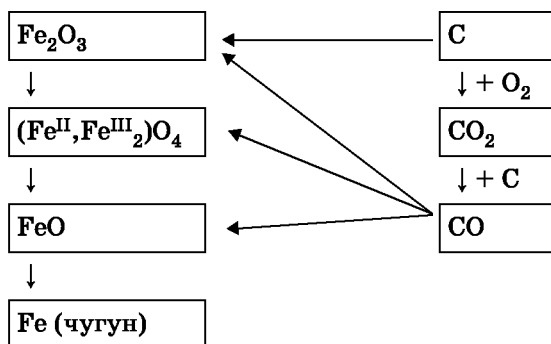
Некоторые металлы, например ртуть, могут быть получены простым обжигом руд:



Среди всех металлов по объему производства первое место занимает железо. Все вопросы, касающиеся получения железа и его сплавов (чугуна и стали), относятся к **черной металлургии**.

Получение железа из руд происходит в вертикальных печах — домнах. Доменный процесс — восстановление железа из его оксидов при высокой температуре. Через верхнюю часть домны загружают железную руду (источник железа), кокс (топливо и восстановитель) и известняк (для образования шлака, растворяющего тугоплавкие примеси и защищающего расплавленное железо от окисления). Углерод восстанавливает Fe_2O_3 до железа. Процесс протекает в несколько стадий.

Доменный процесс



Образующийся чугун содержит 2–4% углерода, поскольку в условиях доменного процесса углерод растворяется в железе. Более 85% выплавляемого чугуна перерабатывают в сталь, в которой содержание углерода не превышает 2%, путем продувки жидкого чугуна воздухом или кислородом. Превращение чугуна в сталь происходит благодаря окислению кислородом содержащихся в чугуне примесей (кремния, марганца, углерода и др.) и последующему удалению их из расплава.

Примеры заданий

1. Металл невозможно получить при электролизе водного раствора

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| 1) иодида лития | 3) хлорида цинка(II) |
| 2) сульфата меди(II) | 4) нитрата свинца(II) |

2. Способом получения ртути является

- 1) электролиз раствора хлорида
- 2) электролиз расплава оксида
- 3) обжиг сульфида
- 4) восстановление оксида углеродом

3. Способом получения магния является

- 1) обжиг сульфида
- 2) восстановление оксида углеродом
- 3) электролиз расплава хлорида
- 4) электролиз раствора оксида в расплавленном криолите

4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

Возможность управлять состоянием равновесия, изменяя внешние условия, имеет большое значение для получения многих химических веществ. Сдвиг равновесия в сторону продуктов реакции увеличивает их количество (выход), сдвиг равновесия в сторону реагентов — уменьшает.

Многие промышленные химические процессы являются обратимыми. К ним относятся, например, синтез аммиака, окисление SO_2 до SO_3 в ходе производства серной кислоты, получение метанола из синтез-газа.

Некоторые промышленные процессы

Продукт	Уравнения реакций	Катализатор	Температура, °C	Давление, МПа
Аммиак	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$	железо с примесью оксидов калия и алюминия	400–500	15–100
Серная кислота	$4\text{FeS}_{2(\text{т})} + 11\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 8\text{SO}_{2(\text{г})} + Q$			
	$2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})} + Q$	на основе оксида ванадия(V)	400–500	0,1–1
	$\text{SO}_{3(\text{ж})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})} + Q$			
Метанол	$\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$			4–15
	$\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})} + Q$	оксиды меди, цинка, хрома	200–300	

Для ускорения достижение равновесия обычно применяют катализаторы.

Реакции образования аммиака, триоксида серы, метанола проходит в газовой фазе. Все эти реакции являются экзотермическими. Следуя принципу Ле Шателье, для увеличения выхода во всех этих случаях нужно уменьшить температуру. Однако чрезмерное понижение температуры может привести к су-

щественному замедлению скорости реакции, и равновесие будет достигаться очень долго. Учитывая все факторы, эти процессы ведут при температуре в несколько сотен градусов Цельсия.

В ходе рассматриваемых реакций количество газообразных веществ уменьшается. Поэтому выход должен увеличиться при повышении давления. Основным ограничением в этом случае является прочность используемой аппаратуры.

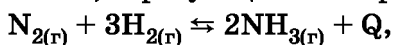
При указанных условиях проведения реакций равновесный выход продукта невелик. Поэтому после отделения продукта непрореагировавшие газы возвращают в производство для повторного взаимодействия, т.е. используют принцип циркуляции (движение газа по замкнутой траектории).

При этом нагретые газы, выходящие из реактора, направляют в теплообменник для того, чтобы повысить температуру реагентов, т.е. используют принцип теплообмена (перенос теплоты от более нагретого газа к менее нагретому).

Получение серной кислоты из триоксида серы и воды сопровождается выделением такого большого количества теплоты, что вода испаряется и образуется туман. Чтобы избежать этого, триоксид серы поглощают серной кислотой. Полученный продукт — олеум — затем разбавляют водой до нужной концентрации серной кислоты.

Примеры заданий

1. Выход аммиака, образующегося по реакции



увеличится

- 1) при уменьшении концентрации водорода
- 2) при введении катализатора
- 3) при понижении давления
- 4) при понижении температуры

2. Максимальное количество оксида серы(IV) можно получить из одной и той же массы
- 1) пирита FeS_2
 - 2) свинцового блеска PbS
 - 3) сероводорода H_2S
 - 4) серы S
3. Водород не используется в качестве сырья при промышленном получении
- 1) хлороводорода
 - 2) аммиака
 - 3) метанола
 - 4) этанола

4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка

Наиболее важными источниками углеводородов являются природный и попутный нефтяной газы, нефть, уголь.

Основная составная часть природного газа — метан. Его содержание в газе различных месторождений колеблется от 80 до 97%. Кроме метана, в природном газе содержатся другие легкие углеводороды — этан, пропан, бутан.

Нефтяные месторождения также содержат газообразные углеводороды, которые находятся над нефтью или растворены в ней. Они образуют так называемый попутный газ. Попутный газ отличается от природного меньшим содержанием метана и большим — других углеводородов.

Природный и попутный нефтяной газы являются важнейшими источниками сырья для химической промышленности.

Нефть представляет собой смесь около тысячи химических веществ. Половина из них (80–90% по

массе) — жидкие углеводороды. В состав нефти входят также соединения серы, азота, кислорода, некоторых металлов.

При переработке нефти от нее первоначально отделяют сопутствующие вещества (песок, воду и др.). Очищенную нефть подвергают фракционной перегонке и получают отдельные смеси углеводородов с различными температурами кипения (первичная переработка).

Продукты фракционной перегонки нефти

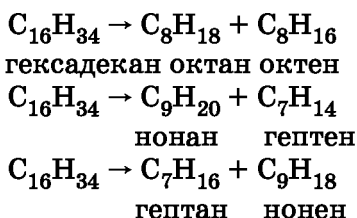
Название	Температура кипения, °C	Число атомов углерода	Применение
Нефтяной газ	< 40	1–4	Топливо, сырье для органического синтеза
Бензин	40–200	5–12	Топливо, растворитель
Керосин	200–300	12–16	Топливо, сырье для производства бензина
Газойль (дизельное топливо)	250–350	15–18	Топливо, сырье для производства бензина
Смазочные масла	300–370	16–20	Смазка

После перегонки нефти внизу колонны собирается мазут. Перегонкой при пониженном давлении из него получают минеральные масла и парафин. Твердый остаток — гудрон — используют при производстве материалов для дорожного строительства.

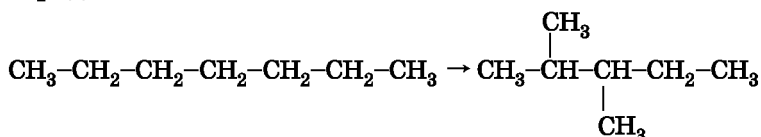
Переработка нефти на этом, как правило, не заканчивается. Далее используют различные химические (вторичные) методы переработки.

Процесс расщепления тяжелых углеводородов нефти на более легкие углеводороды называют **крекингом**. Крекинг нефтепродуктов можно осуществить при нагревании до температуры около 500 °С (термический крекинг) или при более низкой температуре в присутствии катализатора, например алюмосиликатов или хлорида алюминия (каталитический крекинг). В настоящее время более распространен каталитический крекинг.

В ходе крекинга молекула предельного углеводорода может разделиться на две молекулы: предельного и непредельного углеводорода. Например, при расщеплении $C_{16}H_{34}$ образуются углеводороды, содержащие 7–9 атомов углерода:



В условиях каталитического крекинга наряду с реакциями расщепления идут реакции изомеризации: из углеводородов нормального строения образуются углеводороды с разветвленной цепью атомов углерода:



Нормальный гептан

Изогептан
(2,3-диметилпентан)

Бензин, состоящий из неразветвленных молекул алканов, например нормального гептана $n-C_7H_{16}$,

сгорает слишком быстро (со взрывом). Это приводит к преждевременному разрушению двигателя. Бензин более высокого качества содержит алканы с разветвленной углеродной цепью. Наилучшим считают чистый изооктан (2,2,4-триметилпентан) *изо*-C₈H₁₈, который условно характеризуют **октановым числом**, равным 100. У неразветвленного (нормального) гептана *н*-C₇H₁₆ октановое число равно нулю. Любой вид жидкого топлива сравнивается по скорости горения со смесью нормального гептана и изооктана. По процентному содержанию изооктана в эталонной смеси двух углеводородов топливу присваивают то или иное октановое число.

Качество бензина улучшается также при увеличении содержания ароматических углеводородов. Процесс ароматизации бензина называют **риформингом**. Риформинг осуществляют путем нагревания бензина в присутствии платинового или алюмомолибденового катализатора. В этих условиях алканы и циклоалканы превращаются в ароматические углеводороды.

Примеры заданий

1. Верны ли следующие суждения о природном газе?
 - А. Основными составляющими природного газа являются метан и ближайшие его гомологи.
 - Б. Природный газ служит сырьем для получения ацетилена.

1) верно только А	3) верны оба суждения
2) верно только Б	4) оба суждения неверны
2. Температура кипения нефти:
 - 1) ниже 100 °С
 - 2) выше 100 °С
 - 3) нефть не имеет постоянной температуры кипения
 - 4) нефть находится в газообразном состоянии при нормальных условиях

3. Гудрон используется

- 1) как авиационное топливо
- 2) в составе дорожного покрытия
- 3) для изготовления свечей
- 4) в медицине

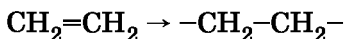
4.2.4. Высокомолекулярные соединения.

Реакции полимеризации и поликонденсации

Среди природных и синтетических веществ часто встречаются соединения, имеющие очень большую молекулярную массу — от нескольких тысяч до многих миллионов атомных единиц массы. Такие вещества называют полимерами или высокомолекулярными соединениями.

Полимер (высокомолекулярное соединение) — большая молекула, состоящая из многих групп атомов, связанных друг с другом в цепь.

Небольшие молекулы способны соединяться друг с другом, образуя длинные цепи, если они могут формировать химические связи друг с другом. Этим свойством обладают органические молекулы, содержащие двойные или тройные связи, такие как этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$. Двойная связь в молекуле этилена разрывается, например, под действием высокой температуры и катализатора:

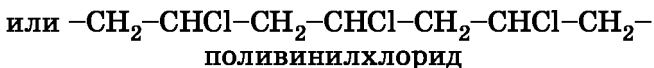
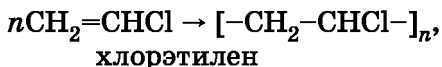


У молекулы появляется возможность образовать новые химические связи. Таким образом молекулы исходного низкомолекулярного вещества (мономера) одна за другой присоединяются к концам растущей цепи. В результате образуется гигантская молекула полиэтилена:



Этот процесс называется **полимеризацией**. Полимеризация часто протекает по свободно-радикальному механизму.

Полимеризации могут подвергаться различные производные непредельных углеводородов. Так, например, при полимеризации хлорэтилена (винилхлорида) образуется поливинилхлорид:



При полимеризации диеновых углеводородов получают синтетические каучуки.

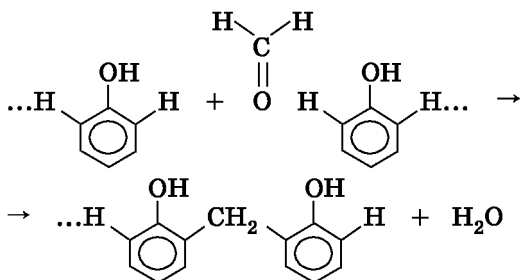
Объединение мономеров в гигантские полимерные молекулы может происходить и другим способом: за счет отщепления некоторых атомов с образованием воды, аммиака или других веществ. Такой процесс образования полимеров называют **поликонденсацией**.

В реакцию поликонденсации вступают многие вещества, в том числе альдегиды — органические соединения, содержащие группу



и фенолы — производные бензола, содержащие гидроксильную группу $-\text{OH}$, непосредственно связанную с бензольным кольцом.

При взаимодействии простейшего альдегида, формальдегида HC(O)H , и фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ происходит отщепление молекулы воды:



После этого образовавшийся продукт реагирует с новой молекулой формальдегида, а затем — с молекулой фенола. В результате образуется полимер — фенолформальдегидная смола (более точное название — феноло-формальдегидная смола) и выделяется вода.

Полимеры есть в природе — это белки, крахмал, целлюлоза и другие вещества. Первые синтетические полимеры были обнаружены при попытке синтеза некоторых органических веществ. В современной технике полимеры являются важнейшими химическими материалами, они постепенно вытесняют многие традиционные материалы.

Полимеры

Термопластичные пластмассы — пластмассы, которые при нагревании изменяют форму, но не разлагаются	Полиэтилен Полипропилен Поливинилхлорид Полистирол Полиметилметакрилат
Термореактивные пластмассы — пластмассы, которые при нагревании необратимо разлагаются	Феноло-формальдегидные смолы
Синтетические волокна	Лавсан Капрон Нитрон Энант Анил
Синтетические каучуки	Бутадиеновый Изопреновый Хлоропреновый

Примеры заданий

1. Реакция полимеризации характерна для
 - 1) алканов
 - 2) алкенов
 - 3) галогеналканов
 - 4) бензола
2. Для получения феноло-формальдегидной смолы в промышленности используют
 - 1) реакцию полимеризации
 - 2) реакцию нейтрализации
 - 3) реакцию этерификации
 - 4) реакцию поликонденсации
3. Синтетический каучук можно получить из следующего вещества:
 - 1) пропилен
 - 2) хлорвинил
 - 3) аминокaproновая кислота
 - 4) бутадиен

4.3. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

- 4.3.1. Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей; вычисление массовой доли вещества в растворе

Раствор — это гомогенная система, состоящая из двух или более веществ, содержание которых можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности. Растворы состоят из **растворителя** (например, воды) и **растворенного вещества**.

Массовой долей растворенного вещества (w) называют отношение его массы $m(B)$ к массе раствора $m(p)$. Это безразмерная величина, иногда ее выражают в процентах.

**Соотношения между величинами,
характеризующими раствор**

Массовая доля растворенного вещества В, $w(B)$	$w(B) = m(B)/m(p)$ $m(B)$ — масса В, $m(p)$ — масса раствора
Масса раствора, $m(p)$, г	$m(p) = m(B) + m(H_2O)$ $m(p) = V(p) \cdot \rho(p)$ $\rho(p)$ — плотность раствора
Объем раствора, $V(p)$, л	$V(p) = m(p) / \rho(p)$

Следует учитывать, что любой способ выражения содержания растворенного вещества в растворе дается в расчете на **безводное вещество**, даже если для приготовления раствора использован кристаллогидрат.

Приготовление растворов

Разбавление раствора водой	Масса растворенного вещества не изменяется [$m'(B) = m(B)$], а масса раствора увеличивается на массу добавленной воды: [$m'(p) = m(p) + m(H_2O)$]
Выпаривание воды из раствора	Масса растворенного вещества не изменяется: [$m'(B) = m(B)$], а масса раствора уменьшается на массу выпаренной воды: [$m'(p) = m(p) - m(H_2O)$]
Сливание двух растворов	Их массы, а также массы растворенного вещества складываются: $m''(B) = m(B) + m'(B)$ и $m''(p) = m(p) + m'(p)$
Выпадение кристаллов	Масса растворенного вещества: [$m'(B) = m(B) - m(\text{осадка})$], и масса раствора уменьшается на массу выпавших кристаллов: [$m'(p) = m(p) - m(\text{осадка})$], а масса воды не изменяется

Если для приготовления растворов используют не безводное вещество, а его кристаллогидрат, $V \cdot n\text{H}_2\text{O}$, то масса растворителя (воды) рассчитывается по формуле: $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{(\text{р})} - m_{(\text{кр.})}$, где $m_{(\text{кр.})}$ — масса кристаллогидрата, г. Следует учитывать, что количество (моль) кристаллогидрата равно количеству (моль) безводного вещества, т.е.

$$m_{(\text{кр.})} / M_{(\text{кр.})} = m_{(\text{в})} / M_{(\text{в})}.$$

Примеры заданий

1. Масса нитрата калия, которую следует растворить в 150 г раствора с массовой долей этой соли 10% для получения раствора с массовой долей 12%, равна
1) 0,3 г 2) 2,0 г 3) 3,0 г 4) 3,4 г
2. Плотность 10%-ного раствора хлорида калия составляет 1,063 г/мл. Определите массу (г) хлорида калия, который содержится в 750 мл такого раствора.
1) 70,6 2) 75,0 3) 79,7 4) 106,3
3. Рассчитайте массовую долю (%) нитрата натрия в растворе, полученном при смешивании 250 г 10%-ного и 750 г 15%-ного растворов этой соли.
1) 12,50 2) 13,75 3) 25,00 4) 27,40

4.3.2. Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях

В результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. Число атомов (в отличие от молекул) до реакции и после ее протекания остается неизменным. Это учитывается с помощью стехиометрических коэффициентов в уравнениях химических реакций.

Поскольку в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул (закон Авогадро), **объемные отношения газов**, участвующих в химической реакции, равны отношениям соответствующих стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции.

Примеры заданий

1. При взаимодействии серы с водой при температуре $> 400\text{ }^{\circ}\text{C}$ образовалось 2 л сероводорода. Определите объем (л) второго продукта реакции.
1) 1 2) 2 3) 3 4) 4
2. При сжигании сероводорода истрачено 6 л кислорода. Определите объем (л) образовавшегося диоксида серы.
1) 1 2) 2 3) 3 4) 4
3. Рассчитайте объем (л) кислорода, необходимого для окисления 4 л аммиака до азота (при сжигании).
1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

4.3.3. Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ

Для выполнения **расчетов по уравнениям химических реакций** удобно пользоваться правилом: отношение количества вещества к коэффициенту перед его химической формулой в уравнении реакции одинаково для всех участников реакции (реагентов и продуктов).

Для химической реакции
 $aA + bB + \dots = dD + eE + \dots$

$$n(A)/a = n(B)/b = \dots = n(D)/d = n(E)/e = \dots$$

Количество вещества может быть выражено через массы участников реакции или через объемы газообразных реагентов и/или продуктов:

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)} = \frac{V(\text{газ. B})}{V_M}$$

Соотношения между величинами

Количество вещества В, $n(B)$, моль	$n(B) = N(B) / N_A$, где $N(B)$ – число частиц В, N_A – постоянная Авогадро, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Молярная масса вещества В, $M(B)$, г/моль	$M(B) = m(B) / n(B)$, где $m(B)$ — масса В
Молярный объем газа В, V_M, л/моль	$V_M = V(\text{газ. В}) / n(\text{газ. В}) =$ $= 22,4$ л/моль при нормальных условиях (н.у.) (0 °С, 1 атмосфера)

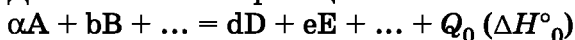
Примеры заданий

1. Масса кислорода, необходимого для полного сжигания 6,72 л (н.у.) сероводорода, равна
1) 0,3 г 2) 0,45 г 3) 10,8 г 4) 14,4 г
2. Объем (л, н.у.) газа, выделяющегося при взаимодействии 10 г меди с избытком концентрированной азотной кислоты, равен
1) 2,3 2) 3,5 3) 4,6 4) 7,0
3. При действии разбавленной серной кислоты на алюминий получено 3,42 г соли. Масса (г) серной кислоты, необходимой для проведения этой реакции, равна
1) 0,98 3) 2,94
2) 1,47 4) 6,84

4.3.4. Расчеты теплового эффекта реакции

При проведении расчетов по термохимическим уравнениям реакций удобно использовать соотношение:

Для химической реакции



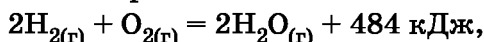
$$n(A)/n_0(A) = n(B)/n_0(B) = \dots = n(D)/n_0(D) =$$

$$= n(E)/n_0(E) = \dots = Q / Q_0 = \Delta H^\circ / \Delta H^\circ_0$$

где $n_0(A) = \alpha$ моль, $n_0(B) = b$ моль, $n_0(D) = d$ моль, $n_0(E) = e$ моль.

Примеры заданий

1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 1479 кДж теплоты. Масса образовавшейся при этом воды равна

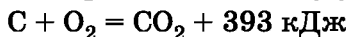
1) 55 г

3) 220 г

2) 110 г

4) 330 г

2. По термохимическому уравнению



определите, какое количество теплоты (кДж) выделилось при сгорании угля, если израсходовано 112 л кислорода.

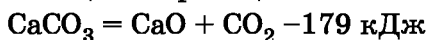
1) 989

3) 1965

2) 1376

4) 2751

3. При термическом разложении 20 г карбоната кальция по реакции:



поглотилось следующее количество теплоты:

1) 71,6 кДж

3) 35,8 кДж

2) 3,6 кДж

4) 179 кДж

4.3.5. Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси)

Если указаны массы (или количества) двух и более участников реакции, необходимо определить, какое из веществ взято в **избытке**, а какое в недостатке. Для этого также необходимо воспользоваться отношением известного количества вещества к соответствующему стехиометрическому коэффициенту.

Если $n(A)/a > n(B)/b$, то вещество А взято в **избытке**. Далее расчет всегда производят по веществу, взятому в недостатке.

Если одно из веществ **имеет примеси**, то для расчета надо использовать количество чистого вещества. Его массовая доля в смеси равна $w(B) = 1 - w(\text{примесей})$, или, если содержание примесей указано в процентах, $w(B) (\%) = 100 - w(\text{примесей}) (\%)$.

Примеры заданий

1. Определите массу (г) воды, образовавшейся при проведении реакции между 200 л кислорода и 100 л водорода.
2. Определите массу соли, образующейся при поглощении продукта полного сгорания 14 л сероводорода (н.у.) раствором, содержащим 5 г гидроксида натрия.
3. Какой объем (л) оксида углерода(IV) (измеренный при нормальных условиях) выделился при взаимодействии 110 г соды (карбоната натрия), содержащей 4% примесей, с избытком хлороводородной кислоты?

4.3.6. Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества

Количество прореагировавшего или образовавшегося вещества (см. 4.3.3) может быть выражено не только через его массу m и молярную массу M :

$$n(B) = \frac{V(\text{газ. } B)}{V_M},$$

а в случае газа через его объем V и молярный объем V_M :

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)},$$

но и через концентрацию в растворе (массовую долю w) и массу m или объем V раствора:

$$n(B) = \frac{w(B)m(p.B)}{M(B)} = \frac{w(B)V(p.B)}{\rho(p.B)M(B)}.$$

Примеры заданий

1. К избытку раствора фосфата калия добавили 10,2 г раствора нитрата серебра с массовой долей 10%. Вычислите массу (г) образовавшегося осадка.
2. Аммиак объемом 2,24 л (н.у.) растворили в 20 мл 10%-ной серной кислоты (плотность 1,070 г/мл). Вычислите массовую долю сульфата аммония в конечном растворе.
3. Через 100 г 5,6%-ного раствора гидроксида калия пропустили 224 л оксида серы(IV). Определите массовую долю образовавшейся соли в растворе.

4.3.7. Нахождение молекулярной формулы вещества

Для нахождения молекулярной формулы вещества используют несколько способов. В любом случае надо определить молярную массу и/или соотношение числа атомов химических элементов.

Молярная масса иногда задается в готовом виде, но обычно ее надо рассчитать, например, через относительную плотность газообразного вещества по другому газу:

$$M(B) = D(B \text{ по } X) M(X).$$

Часто используют плотности газов по водороду или воздуху.

Плотность газообразного вещества В по водороду, D (газа В по H_2)	$D(\text{газа В по } H_2) = M(B) / 2$
Плотность газообразного вещества В по воздуху, D (газа В по воздуху)	$D(\text{газа В по воздуху}) = M(B) / 29$

Молярную массу газообразного вещества можно рассчитать также, зная массу этого вещества и занимаемый им объем (н.у.) или его плотность (массу единицы объема):

$$m_{(r)} / M_{(r)} = n_{(r)} = V_{(r)} / V_M, \text{ отсюда } M = m \cdot V_M / V.$$

Иногда для нахождения молярной массы вещества необходимо провести расчет по уравнению реакции, в котором оно участвует в качестве реагента или продукта.

Если известно число атомов (N) какого-либо одного элемента (A) в общей формуле вещества и массовая доля этого элемента (w) в соединении, молярную массу легко можно рассчитать по формуле:

$$M = N \cdot M(A) / w.$$

Соотношение числа атомов химических элементов могут быть заданы через указание класса веществ в виде общей формулы.

Это соотношение можно определить, если известны массовые доли химических элементов, входящих в состав данного вещества. Массовые доли элементов в сложном веществе относятся друг к другу так же, как массы этих элементов в некоторой порции вещества, например в 1 моль. Поэтому при делении численных значений массовых долей химических элементов, входящих в состав данного вещества, на их относительные атомные массы можно найти отношение числа атомов.

Если в химическую формулу входит x атомов элемента А и y атомов элемента В, то

$$x : y = \frac{w(A)}{M(A)} : \frac{w(B)}{M(B)}.$$

Для определения состава химических соединений можно использовать не только массовые доли, но и объемы газов, выделяющихся при разложении анализируемого сложного вещества на простые, или реагирующих друг с другом простых веществ при образовании соединения.

В любом случае, если получены данные о соотношении количеств веществ А и В, соотношение чисел их атомов определяется по формуле:

$$x : y = n(A) : n(B).$$

Очень полезной является информация о продуктах сгорания веществ. При полном сгорании органического вещества весь углерод окисляется до диоксида углерода, водород — до воды, а азот выделяется в виде простого вещества. При сжигании галогенпроизводных углеводородов галоген выделяется в виде галогеноводорода.

Если условий задачи достаточно для определения молекулярной массы вещества, но неизвестен класс

химических веществ, к которому это вещество относится, можно найти молекулярную формулу вещества методом подбора.

Нередко в задаче на определение формулы вещества нужно определить строение вещества, т.е. привести его структурную формулу или формулу одного из возможных изомеров. На этом этапе иногда возникают ошибки. Например, понятия «первичный», «вторичный», «третичный», отнесенные к аминам, отличаются от соответствующих понятий для спиртов. Если в номенклатуре спиртов эти понятия означают тип атома углерода, то в номенклатуре аминов они характеризуют число радикалов у атома азота.

Примеры заданий

1. При сжигании образца некоторого органического соединения массой 14,8 г получено 35,2 г углекислого газа и 18,0 г воды. Известно, что относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 37. В ходе исследования химических свойств этого вещества установлено, что при взаимодействии этого вещества с оксидом меди(II) образуется кетон.

На основании данных условия задания:

- 1) произведите необходимые вычисления;
 - 2) установите молекулярную формулу исходного органического вещества;
 - 3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;
 - 4) напишите уравнение реакции этого вещества с оксидом меди(II).
2. Органическое соединение содержит 52,2% углерода и 13,0% водорода (остальное — кислород). Определите молекулярную формулу соединения, если известно, что оно может реагировать с натрием. Напишите уравнение реакции.

3. При сплавлении натриевой соли карбоновой кислоты с гидроксидом натрия выделяется газообразное вещество с плотностью 1,34 г/л (н.у.). Какая это кислота? Напишите уравнение реакции.

4.3.8. Расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного

Отношение количества полученного на практике продукта реакции к теоретически возможному (рассчитанному по уравнению реакции) называется **практическим выходом продукта (η)**:

$$\eta = n(\text{практ.}) / n(\text{теор.})$$

Отношение количеств вещества при расчете практического выхода можно заменить отношением их масс, а для газов также отношением их объемов.

Примеры заданий

1. Рассчитайте выход продукта (%), если при электролизе расплава 42,5 г LiCl на аноде выделилось 9,52 л хлора (н.у.).
2. Определите выход (%) продукта реакции 12,14 г фенола с избытком бромной воды, если выделившегося количества бромоводорода оказалось достаточно для нейтрализации 80 мл 12,5%-ного водного раствора гидроксида натрия (плотность 1,24 г/мл).
3. Составьте уравнение реакции, протекающей в водном растворе: карбонат натрия + сульфат магния. Рассчитайте выход (%) магнийсодержащего продукта, если его масса составила 41 г, а массы реагентов — по 60 г.

4.3.9. Расчеты массовой доли (массы) химического соединения в смеси

Массовой долей химического соединения в смеси называют отношение массы этого соединения к массе смеси:

$$w(B) = \frac{m(B)}{m(\text{Всмеси})}.$$

Сумма массовых долей всех компонентов смеси равна 1 или 100%.

Каждое вещество в смеси сохраняет свои индивидуальные химические свойства, что позволяет определить его количество (массу) по количеству (массе, объему) того или иного продукта взаимодействия смеси веществ с определенным реагентом.

Это сделать несложно, если реагент избирательно действует на компоненты смеси. Тогда по количеству продукта можно рассчитать количество (массу) прореагировавшего вещества, а затем вычислить количество (массу) вещества, не вступившего в данную реакцию.

Если несколько компонентов участвуют в реакции с одним реагентом с образованием одного и того же продукта, задача усложняется.

Нередко приходится решать систему уравнений с несколькими неизвестными; при этом в качестве неизвестных удобно задавать количества веществ — компонентов смеси.

Примеры заданий

1. Определите массовые доли (%) сульфата железа(II) и сульфида алюминия в смеси, если при обработке 25 г этой смеси водой выделился газ, который полностью прореагировал с 960 г 5%-ного раствора сульфата меди.

2. При обработке 15 г смеси алюминия, кремния, меди и оксида меди(II) хлороводородной кислотой выделилось 5,04 л (н.у.) газа, а масса оставшегося осадка составила 4,2 г. Определите массовую долю (%) оксида меди(II) в исходной смеси.
3. Определите массовые доли (%) оксида железа(II) и оксида железа(III), если при полном восстановлении водородом 31,9 г смеси этих оксидов образовалось 9 г воды.

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Водород

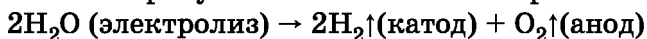
Водород

Химический символ	H
A_r	1
Электронная формула	$1s^1$
Степень окисления	+I, -I
Простое вещество	H_2
Плотность, г/л	0,09
Температура кипения, °C	-253

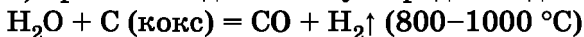
Водород — самый распространенный элемент Вселенной.

Получение*В промышленности:*

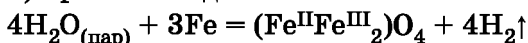
1) при разложении воды под действием постоянного тока в присутствии сильного электролита



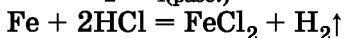
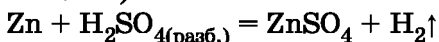
2) при взаимодействии углерода с водой



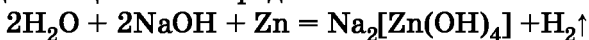
3) при взаимодействии металлов с водой

*В лаборатории:*

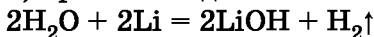
1) при взаимодействии металлов (см. ЭХРН) с кислотами (кроме азотной и концентрированной серной кислот)



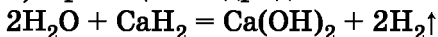
2) при взаимодействии амфотерных металлов с водой в щелочной среде



3) при взаимодействии металлов с водой



4) в реакции гидридов металлов с водой



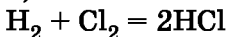
Свойства водорода

Неметалл.

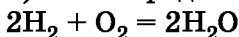
Реакции

— С простыми веществами:

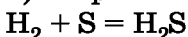
1) с галогенами



2) с кислородом



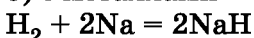
3) с серой



4) с азотом

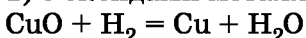


5) с металлами



— Со сложными веществами:

1) с оксидами металлов



2) с органическими веществами



Свойства воды

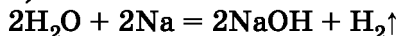
Оксид водорода (вода) — важнейшее соединение водорода.

Химическая формула	H_2O
Температура плавления, $^\circ\text{C}$	0
Температура кипения, $^\circ\text{C}$	100
Максимальная плотность (4 $^\circ\text{C}$), г/мл	1

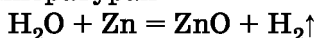
Реакции

— С простыми веществами:

1) с активными металлами в обычных условиях

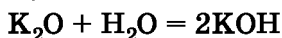


2) с менее активными металлами при высоких температурах

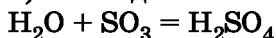


— Со сложными веществами:

3) с оксидами активных металлов, образуя основания



4) с оксидами неметаллов, образуя кислоты



Элементы IА-группы

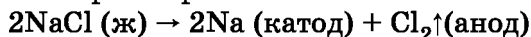
Щелочные элементы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций.

Важнейшие элементы IА-группы

Название	Литий	Натрий	Калий
Символ	Li	Na	K
Электронная формула	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹
Степень окисления	+I	+I	+I
A _r	7	23	39
Температура плавления, °C	180,5	97,8	63,5
Плотность, г/см ³	0,54	0,97	0,86

Получение

Электролиз расплава:

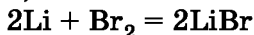


Свойства простых веществ

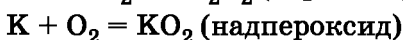
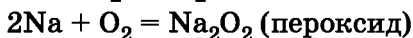
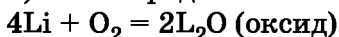
Реакции

— С неметаллами:

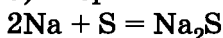
1) с галогенами



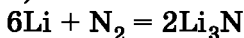
2) с кислородом



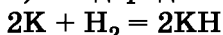
3) с серой



4) с азотом

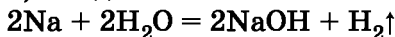


5) с водородом

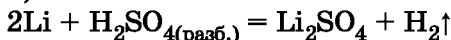


— Со сложными веществами:

1) с водой



2) с кислотами-«неокислителями»

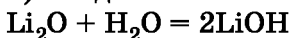


Свойства оксидов

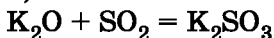
Оснóвные оксиды

Реакции

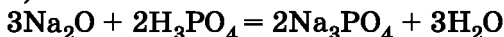
1) с водой



2) с кислотными оксидами



3) с кислотами

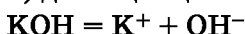


Свойства гидроксидов

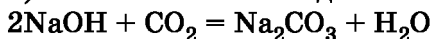
Сильные основания (щелочи)

Реакции

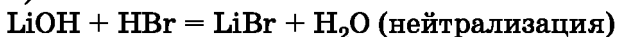
1) диссоциация в водном растворе



2) с кислотными оксидами



3) с кислотами



Элементы IIА-группы

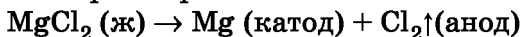
Бериллий, магний и щелочноземельные элементы: кальций, стронций, барий, радий.

Важнейшие элементы IIА-группы

Название	Магний	Кальций
Символ	Mg	Ca
Электронная формула	[Ne]3s ²	[Ar]4s ²
Степень окисления	+II	+II
A _r	24	40
Температура плавления, °C	650	842
Плотность, г/см ³	1,74	1,55

Получение

Электролиз расплава

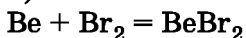


Свойства простых веществ

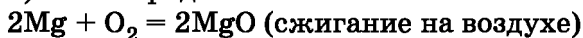
Реакции

— С неметаллами:

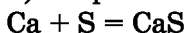
1) с галогенами



2) с кислородом



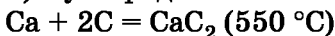
3) с серой



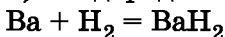
4) с азотом



5) с углеродом

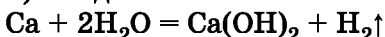


6) с водородом

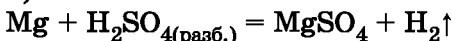


— Со сложными веществами:

1) с водой



2) с кислотами-«неокислителями»

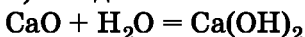


Свойства оксидов

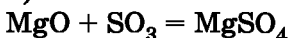
Основные оксиды

Реакции

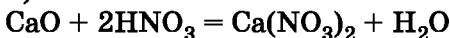
1) с водой



2) с кислотными оксидами



3) с кислотами



Свойства гидроксидов

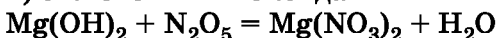
Be(OH)_2 — амфотерный гидроксид, Mg(OH)_2 и Ca(OH)_2 — малорастворимые основания, Sr(OH)_2 и Ba(OH)_2 — растворимые основания (щелочи).

Реакции

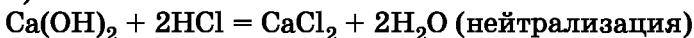
1) диссоциация в водном растворе



2) с кислотными оксидами



3) с кислотами



4) с щелочами (только гидроксид бериллия)



Элементы IIIA-группы

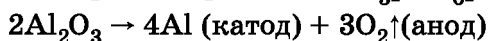
Бор, алюминий, галлий, индий, таллий.

Важнейший элемент IIIA-группы

Название	Алюминий
Символ	Al
Электронная формула	[Ne]3s ² 3p ¹
Степень окисления	+III
A _r	27
Температура плавления, °C	660
Плотность, г/см ³	2,7

Получение алюминия

Электролиз в расплаве Na₃[AlF₆] (900 °C)

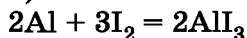


Свойства алюминия

Реакции

— С неметаллами:

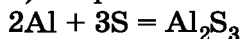
1) с галогенами



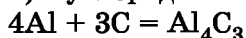
2) с кислородом

$4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ (сжигание на воздухе; при обычной температуре поверхность металлического алюминия покрыта плотной оксидной пленкой)

3) с серой



4) с углеродом



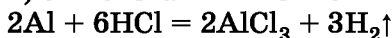
— Со сложными веществами:

1) с водой

$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ (+Hg для разрушения оксидной пленки)

$4\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Al}(\text{OH})_3$ (+Hg для разрушения оксидной пленки)

2) с кислотами-«неокислителями»



3) с кислотами-«окислителями» без нагревания не реагирует (пассивация)

4) с щелочами

$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ (в водном растворе)

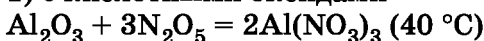
$2\text{Al} + 2(\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}) = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$ (в расплаве)

Свойства оксида алюминия

Амфотерный оксид, в воде практически нерастворим, с водой не реагирует.

Реакции

1) с кислотными оксидами



2) с кислотами

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}_{(\text{конц.})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (при нагревании)

3) с щелочами

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (в водном растворе, при нагревании)

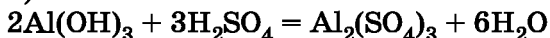


Свойства гидроксида алюминия

Амфотерный гидроксид, в воде практически нерастворим.

Реакции

1) с кислотами



2) с щелочами

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (в водном растворе)



Элементы IVA-группы

Углерод, кремний, германий, олово, свинец.

Важнейшие элементы IVA-группы

	Углерод	Кремний
Символ	C	Si
A_r	12	28
Электронная формула	$[\text{He}]2s22p^2$	$[\text{Ne}]3s23p^2$
Степени окисления	от (-IV) до (+IV)	характерная +IV

Свойства простых веществ

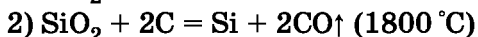
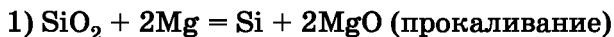
Аллотропные модификации углерода

Название	Алмаз	Графит	Карбин	Фуллерен
Кристаллическая решетка	атомная, состоит из тетраэдров	состоит из слоев шестиугольников	состоит из линейных макромолекул	состоит из молекул C_{60} или аналогичных (полые сферы)
Плотность, г/см ³	3,52	2,27	3,27	1,7
Цвет, прозрачность	бесцветный, прозрачный	серо-черный, непрозрачный	бесцветный, прозрачный	темно-красный

Получение углерода

- 1) «обугливание» углеводов
- 2) крекинг природного газа метана CH_4 :
$$\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2$$

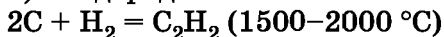
Получение кремния



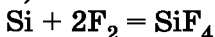
Реакции углерода (графит) и кремния (аморфного):

— с простыми веществами

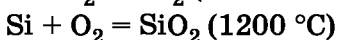
1) с водородом



2) с галогенами



3) с кислородом

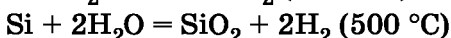
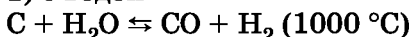


4) с металлами

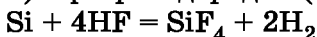


— Со сложными веществами:

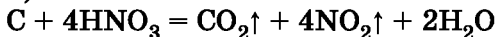
1) с водой



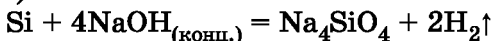
2) с фтороводородом (только кремний)



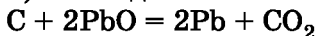
3) с кислотами-«окислителями»



4) с щелочами в водном растворе (только кремний)



5) с оксидами металлов



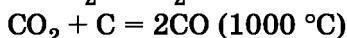
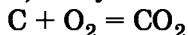
Оксиды углерода и кремния

Степень окисления	+II	+IV	+IV
Оксид	CO	CO ₂	SiO ₂
Кристаллическая решетка	молекулярная	молекулярная	атомная
Агрегатное состояние	газ	газ	твердый

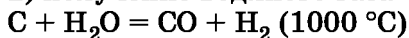
Получение монооксида углерода

В промышленности:

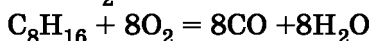
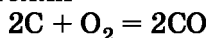
1) получение генераторного газа



2) получение водяного газа

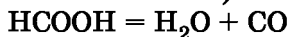


3) при неполном сгорании топлива в печах, в двигателях

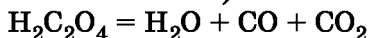


В лаборатории:

1) действие H_2SO_4 (конц.) на муравьиную кислоту («обезвоживание»)



2) действие H_2SO_4 (конц.) на щавелевую кислоту («обезвоживание»)

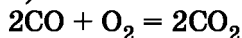


Свойства монооксида углерода

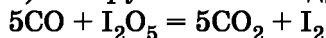
Несолеобразующий оксид, сильный восстановитель, яд («угарный газ»).

Реакции

1) сжигание на воздухе



2) обнаружение в воздухе



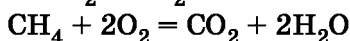
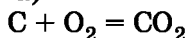
Получение диоксида углерода.

В промышленности:

1) прокаливание известняка

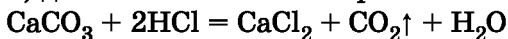


2) сжигание углеродсодержащих веществ (топлива)



В лаборатории:

1) действие кислот на карбонаты



Образуется при медленном окислении (дыхание, гниение, брожение)

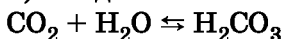


Свойства диоксида углерода

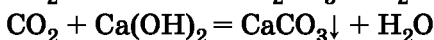
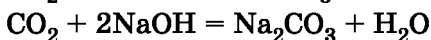
Кислотный оксид («углекислый газ»), мало растворяется в воде.

Реакции

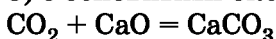
1) с водой



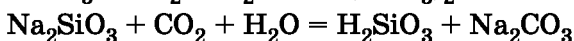
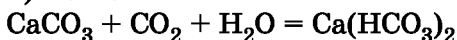
2) с основаниями



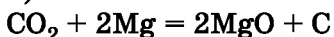
3) с основными оксидами



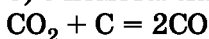
4) с солями



5) с металлами



6) с неметаллами

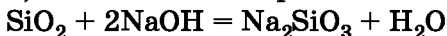


Свойства диоксида кремния

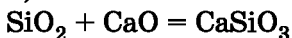
Кислотный оксид, в воде нерастворим, с водой не реагирует (кварцевый песок).

Реакции

1) с основаниями при сплавлении



2) с основными оксидами при сплавлении



3) с карбонатами при сплавлении
 $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$

Кислоты углерода(IV) и кремния(IV).

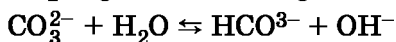
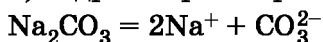
Название	Уголь- ная	Метакрем- ниевая	Ортокрем- ниевая
Формула	H_2CO_3	H_2SiO_3	H_4SiO_4
Растворимость в воде	Малорастворимы		
Сила кислоты	Слабые кислоты		

Свойства солей угольной кислоты

Карбонаты щелочных металлов (кроме лития) и аммония хорошо растворимы в воде, остальные малорастворимы или не образуются в водных растворах; с основаниями не реагируют.

Реакции

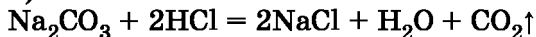
1) гидролиз растворимых солей



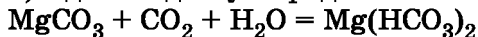
щелочная среда

2) с солями $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$

3) с кислотами



4) с диоксидом углерода

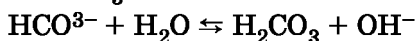


5) разложение при прокаливании



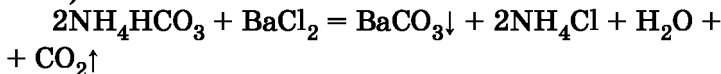
Гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде, с диоксидом углерода не реагируют.

1) гидролиз

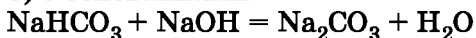


щелочная среда

2) с солями



3) с основаниями



4) с кислотами



5) разложение при нагревании (кипячение раствора)

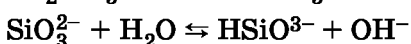
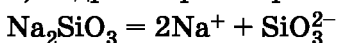


Свойства солей кремниевых кислот

Силикаты щелочных металлов (кроме лития) хорошо растворимы в воде, остальные малорастворимы; с основаниями не реагируют; при нагревании не разлагаются.

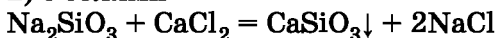
Реакции

1) гидролиз растворимых солей

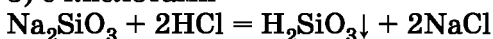


щелочная среда

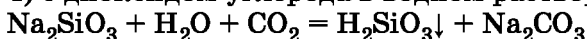
2) с солями



3) с кислотами



4) с диоксидом углерода в водном растворе



Элементы VA-группы

Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.

Важнейшие элементы VA-группы

	Азот	Фосфор
Символ	N	P
A_r	14	31
Электронная формула	$[\text{He}]2s^22p^3$	$[\text{Ne}]3s^23p^3$
Степень окисления	-III, +I, +II, +III, +IV, +V	-III, +I, +III, +V

Получение азота

В промышленности:

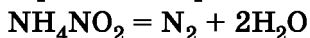
перегонка жидкого воздуха

Состав воздуха

Составные части	Содержание об. %	Содержание масс. %
N ₂	78,09	75,52
O ₂	20,94	23,13
Благородные газы (Ar и др.)	0,94	1,30
CO ₂	0,03	0,05

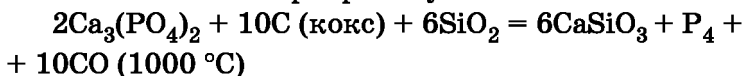
В лаборатории:

термическое разложение нитрита аммония



Получение белого фосфора

Восстановление фосфатов углем



Свойства простых веществ

Название	Азот	Белый фосфор	Красный фосфор
Молекула	N ₂	P ₄	P _n
Температура плавления, °C	-210	44	—
Температура кипения, °C	-196	287	429 (возгонка)
Агрегатное состояние	газ	твердое	твердое
Цвет	—	белый	красный

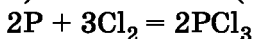
Реакции

— С простыми веществами:

1) с водородом (только азот)

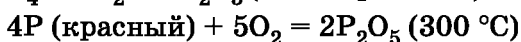
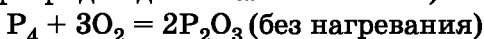


2) с галогенами (только фосфор)

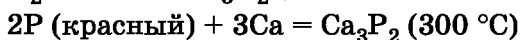


3) с кислородом

$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ (даже под действием электрического разряда идет в малой степени!)

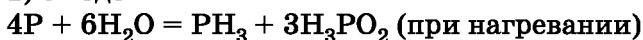


4) с металлами

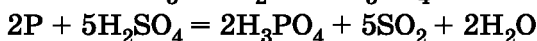
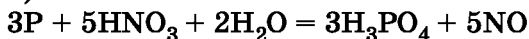


— Со сложными веществами (только фосфор):

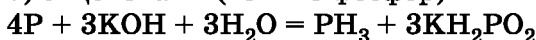
1) с водой



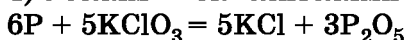
2) с кислотами-«окислителями»



3) с щелочами (только фосфор)



4) с солями-«окислителями»



Свойства аммиака

Аммиак — важнейшее водородное соединение азота.

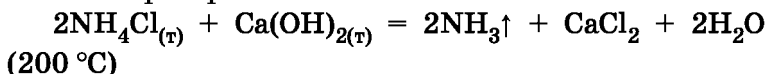
Химическая формула	NH_3
Температура плавления, $^\circ\text{C}$	-77,73
Температура кипения, $^\circ\text{C}$	-33,34
Плотность по воздуху	0,586

Получение аммиака

В промышленности:



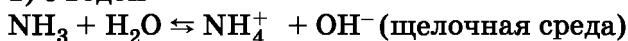
В лаборатории:



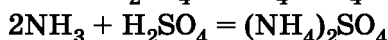
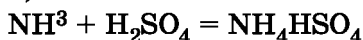
Очень хорошо растворим в воде: около 1200 (при 0 °C) или 700 объемов (при 20 °C) NH_3 в объеме воды. Слабое основание в водном растворе.

Реакции

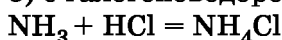
1) с водой



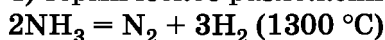
2) с кислотами



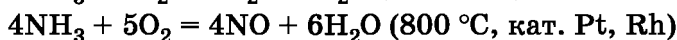
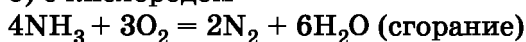
3) с галогеноводородами в газовой фазе



4) термическое разложение



5) с кислородом

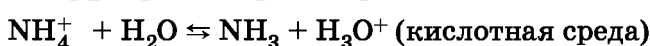
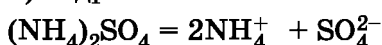


Свойства солей аммония

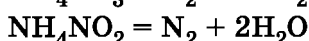
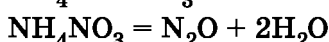
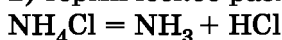
Почти все соли аммония хорошо растворимы в воде.

Реакции

1) гидролиз



2) термическое разложение



Оксиды азота и фосфора

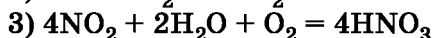
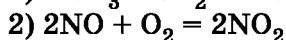
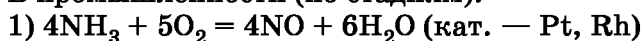
Степень окисления	+I (условно)	+II	+III	+IV	+V
Азот	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Фосфор	—	—	P_2O_3	—	P_2O_5
Характер оксида	несолеобразующий	несолеобразующий	кислотные	несолеобразующий	кислотные

Кислоты азота и фосфора

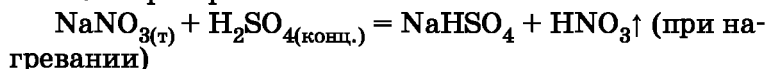
Степень окисления	+III	+V	+I	+III	+V
Название	Азотистая	Азотная	Фосфорноватистая	Фосфористая	Ортофосфорная
Формула	HNO_2	HNO_3	H_3PO_2	H_3PO_3	H_3PO_4
Растворимость в воде	Хорошо растворимы				
Сила кислот	Слабая	Сильная	Слабые		

Получение азотной кислоты

В промышленности (по стадиям):



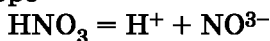
В лаборатории:



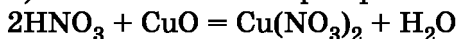
Свойства азотной кислоты

Реакции

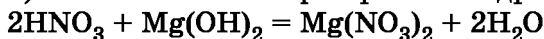
1) электролитическая диссоциация в водном растворе



2) с основными и амфотерными оксидами



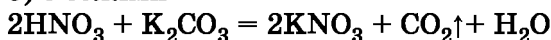
3) с основными и амфотерными гидроксидами



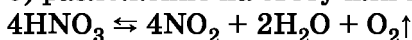
4) с аммиаком



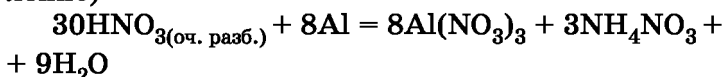
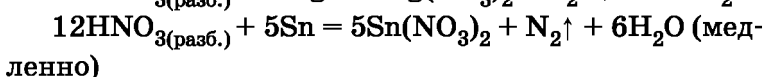
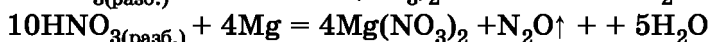
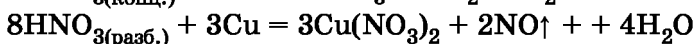
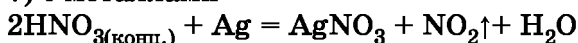
5) с солями



6) разложение на свету или при нагревании

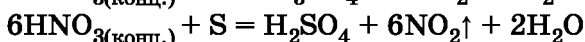
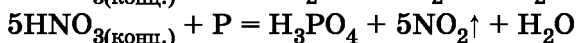
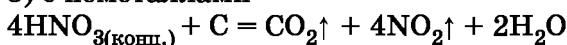


7) с металлами



Водород никогда не является основным продуктом в реакциях с участием азотной кислоты.

8) с неметаллами

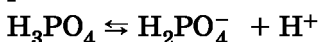


9) с белками ($\rightarrow$ вещества ярко-желтого цвета)

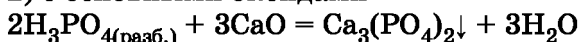
Свойства ортофосфорной кислоты

Реакции

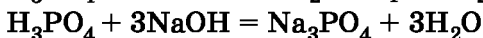
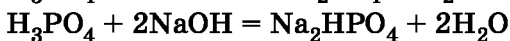
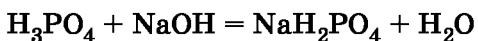
1) электролитическая диссоциация в водном растворе



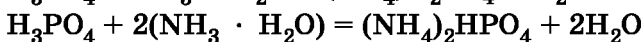
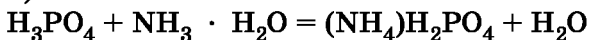
2) с основными оксидами



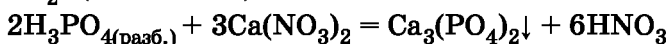
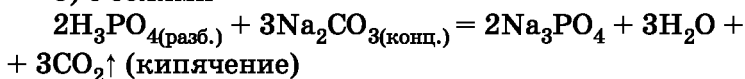
3) с щелочами



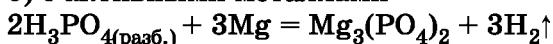
4) с аммиаком



5) с солями



6) с активными металлами

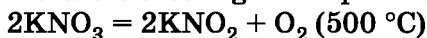


Свойства солей азотной кислоты

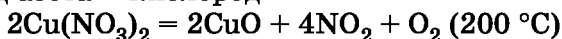
Все нитраты хорошо растворимы в воде.

Разложение нитратов зависит от положения металла в ЭХРН.

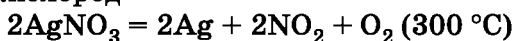
Металл левее Mg → нитрит металла + кислород



Металл между Mg и Cu → оксид металла + диоксид азота + кислород



Металл правее Cu → металл + диоксид азота + кислород

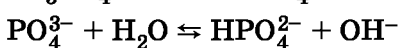
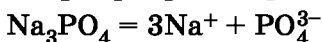


Свойства солей ортофосфорной кислоты

Ортофосфаты щелочных металлов (кроме лития) и аммония хорошо растворимы в воде, остальные мало-растворимы или не образуются в водных растворах.

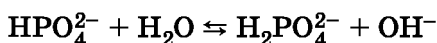
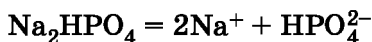
Гидролиз ортофосфатов:

— ортофосфат натрия



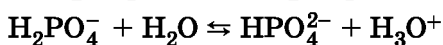
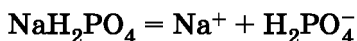
щелочная среда

— гидроортофосфат натрия



щелочная среда

— дигидроортофосфат натрия



кислотная среда

Элементы VIA-группы

Халькогены: кислород, сера, селен, теллур, полоний.

Важнейшие халькогены

	Кислород	Сера
Символ	O	S
Электронная формула	$[\text{He}]2s22p^4$	$[\text{Ne}]3s23p^4$
Степень окисления	-II, -I, +II	-II, +IV, +VI
A_r	16,0	32,1

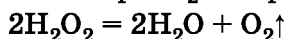
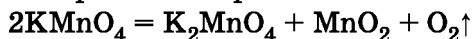
Получение кислорода

В промышленности:

— перегонка жидкого воздуха

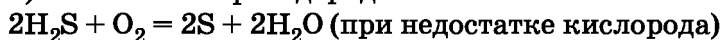
В лаборатории:

— термическое разложение сложных веществ



Получение серы

1) Окисление сероводорода



2) Из отходящих газов металлургических и коксовых печей

$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$ (при нагревании в присутствии катализатора)

Свойства простых веществ

Аллотропные модификации кислорода

Название	дикислород	озон
Молекула	O_2	O_3
Температура плавления, °C	-219	-193
Температура кипения, °C	-183	-112
Агрегатное состояние	газ	газ
Цвет	бесцветный	синий

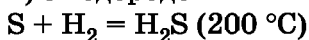
Аллотропные модификации серы

Название	кристаллическая сера	пластическая сера
Молекула	S_8	S_n
Температура плавления, °C	119	—
Температура кипения, °C	445	—
Агрегатное состояние	твердое	твердое
Цвет	желтый	коричневый

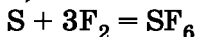
Реакции

— С простыми веществами

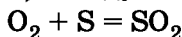
1) с водородом



2) с галогенами



3) между собой



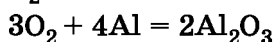
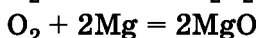
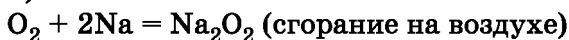
4) с фосфором



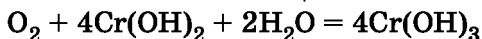
5) с углеродом



6) с металлами



— Со сложными веществами:



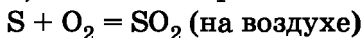
Оксиды серы

Степень окисления	+IV	+VI
Оксид	SO_2	SO_3
Кристаллическая решетка	молекулярная	полимер в обычных условиях
Агрегатное состояние	газ	твердый

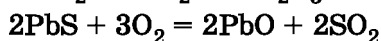
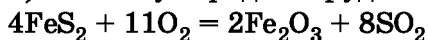
Получение оксида серы(IV)

В промышленности:

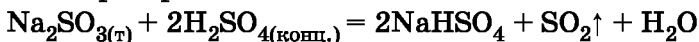
1) сжигание серы



2) обжиг сульфидных руд



В лаборатории:



Свойства оксида серы(IV)

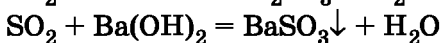
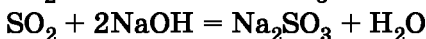
Кислотный оксид; сильный восстановитель; слабый окислитель.

Реакции

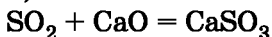
1) с водой

$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ (сернистая кислота — гидрат диоксида серы $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$)

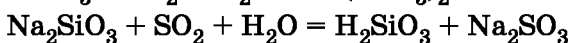
2) с основаниями



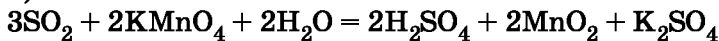
3) с основными оксидами



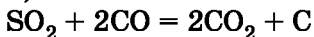
4) с солями



5) с окислителями

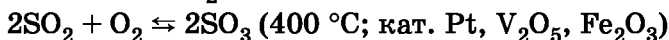


6) с восстановителями



Получение оксида серы(VI)

Окисление SO_2

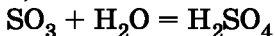


Свойства оксида серы(VI)

Кислотный оксид; сильный окислитель.

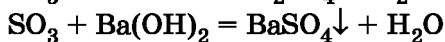
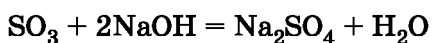
Реакции

1) с водой

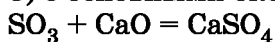


2) с основаниями

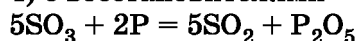




3) с основными оксидами



4) с восстановителями



Кислоты серы

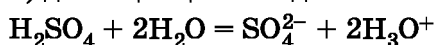
Степень окисления	+IV	+VI
Название	Сернистая	Серная
Формула	H_2SO_3	H_2SO_4
Растворимость в воде	Существует только в разбавленных растворах	Хорошо растворима
Сила кислоты	Слабая	Сильная

Свойства серной кислоты

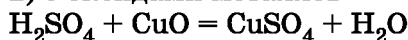
Сильная двухосновная кислота, растворяется в воде с образованием гидратов и выделением большого количества теплоты, обугливает органические вещества.

Реакции

1) диссоциация в воде



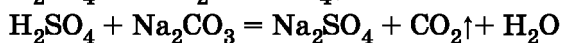
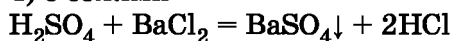
2) с оксидами металлов



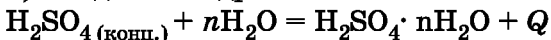
3) с основаниями



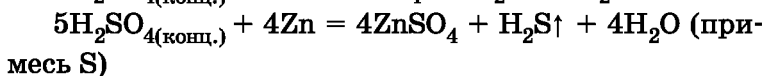
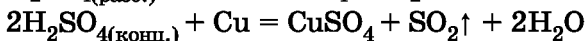
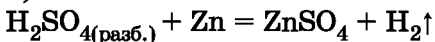
4) с солями



5) с водой → гидраты



6) с металлами



Элементы VIIA-группы

Галогены: фтор, хлор, бром, иод, астат.

Галогены

Название	Фтор	Хлор	Бром	Иод
Символ	F	Cl	Br	I
Электронная формула	$[\text{He}]2s^22p^5$	$[\text{Ne}]3s^23p^53d^0$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$
A_r	19,0	35,5	79,9	126,9

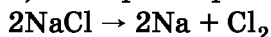
Степени окисления галогенов

- I	HF	HCl	HBr	HI
0	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
+I	—	HClO	HBrO	IF
+V	—	HClO ₃	HBrO ₃	HIО ₃
+VII	—	HClO ₄	HBrO ₄	H ₅ IO ₆

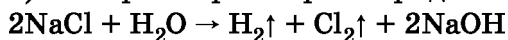
Получение хлора

В промышленности:

1) электролиз расплава хлорида натрия

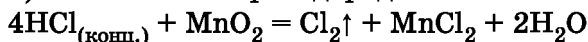


2) электролиз раствора хлорида натрия

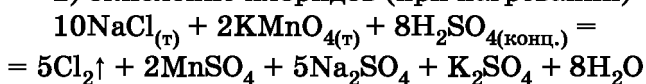


В лаборатории:

1) окисление хлороводорода



2) окисление хлоридов (при нагревании)



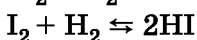
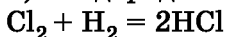
Свойства простых веществ

Формула	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Температура плавления, °C	-219,7	-101,0	-7,25	113,5
Температура кипения, °C	-188,1	-34,1	59,2	185,5
Агрегатное состояние (н.у.)	Газ	Газ	Жид- кость	Крис- таллы
Цвет	Светло- зеленый	Желто- зеленый	Красно- бурый	Чер- ный
Растворимы в органических растворителях				
Окислительная активность простых веществ	убывает —————→			
Восстановительная активность галогенид-ионов	растет —————→			

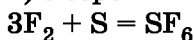
Реакции

— С простыми веществами:

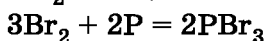
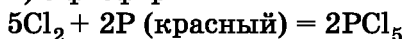
1) с водородом



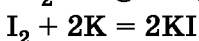
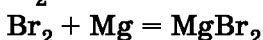
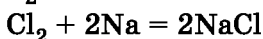
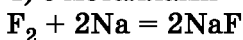
2) с серой



3) с фосфором

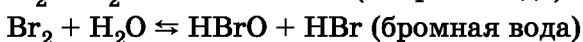
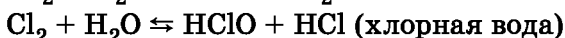
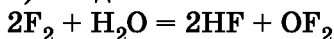


4) с металлами

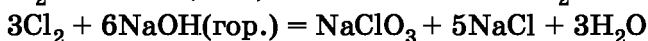
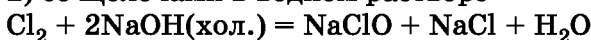


— Со сложными веществами:

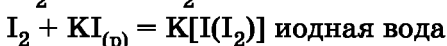
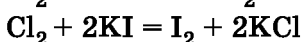
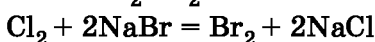
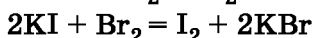
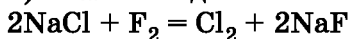
1) с водой



2) со щелочами в водном растворе



3) с галогенидами



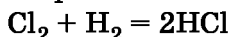
Свойства хлороводорода

Хлороводород — важнейшее водородное соединения галогенов.

Химическая формула	HCl
Температура плавления, °C	-114,22
Температура кипения, °C	-85
Плотность по воздуху	1,26

Получение хлороводорода

В промышленности:



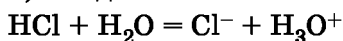
В лаборатории:



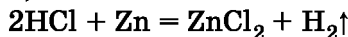
Легко растворяется в воде (до 500 объемов газа на один объем воды) с образованием сильной хлороводородной (соляной) кислоты.

Реакции

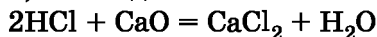
1) с водой



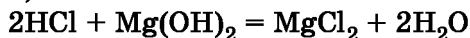
2) с металлами



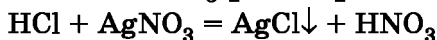
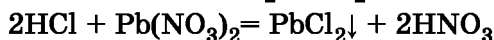
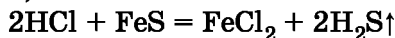
3) с оксидами металлов



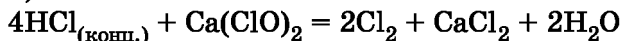
4) с основаниями



5) с солями



6) с окислителями



Малорастворимые галогениды

PbF ₂	PbCl ₂	PbBr ₂	PbI ₂
CaF ₂	AgCl	AgBr	AgI

Переходные элементы

Элементы побочных (Б) групп (3–12-й групп) Периодической системы.

Важнейшие переходные элементы

Группа	VIБ	VIIIБ	IB	IIБ
Символ	Cr	Fe	Cu	Zn
Электронная формула	$[\text{Ar}]3d^5 4s^1$	$[\text{Ar}]3d^6 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$
Степени окисления	+II, +III, +VI	+II, +III	+I, +II	+II
A_r	52,0	55,8	63,5	65,4

Минералы железа

Гематит Fe_2O_3

Лимонит $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Пирит FeS_2

Магнетит $(\text{Fe}^{\text{II}}, \text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$

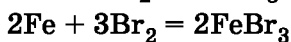
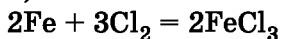
Свойства простых веществ

Символ	Cr	Fe	Cu	Zn
Температура плавления, °C	2130	1539	1083	420
Плотность, г/см ³	7,2	7,9	8,9	7,1

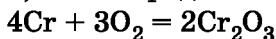
Реакции

— С простыми веществами:

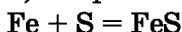
1) с галогенами



2) с кислородом

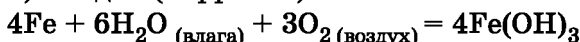


3) с серой

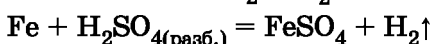
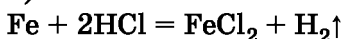


— Со сложными веществами:

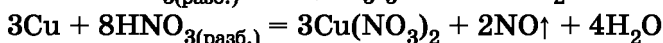
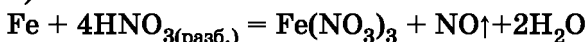
1) с водой (коррозия)



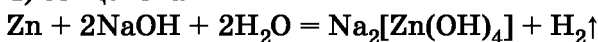
2) с кислотами-«неокислителями»



3) с кислотами-«окислителями»



4) со щелочами



Оксиды и гидроксиды хрома

CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃
Cr(OH) ₂	Cr(OH) ₃	H ₂ CrO ₄
оснóвные	амфотерные	кислотные
$4\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cr}(\text{OH})_3$ окисление кислородом воздуха		

Оксиды и гидроксиды железа

FeO	Fe ₂ O ₃	(Fe ^{II} Fe ^{III} ₂)O ₄
Fe(OH) ₂	FeO(OH), Fe(OH) ₃	—
основные	амфотерные	—
$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ окисление кислородом воздуха		

Оксиды и гидроксиды меди и цинка

Cu_2O	CuO	ZnO
—	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$
оснóвный	амфотерные, с преобладани- ем оснóвных свойств	амфотерные

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Период	1 IA группа								
	Н 1 1,008 Водород	2 IIA группа							
1	Li 3 6,94 Литий	Be 4 9,01 Бериллий							
2	Na 11 22,99 Натрий	Mg 12 24,31 Магний	3 IIIB группа	4 IVB группа	5 VB группа	6 VIB группа	7 VIIB группа	8 VIIIB ₀ группа	9 VIIIB ₁ группа
3	K 19 39,10 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,96 Скандий	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,94 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,94 Марганец	Fe 26 55,85 Железо	Co 27 58,93 Кобальт
4	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,91 Иттрий	Zr 40 91,22 Цирконий	Nb 41 92,91 Ниобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 97,91 Технеций	Ru 44 101,07 Рутений	Rh 45 102,91 Родий
5	Cs 55 132,91 Цезий	Ba 56 137,33 Барий	57—71 La—Lu *	Hf 72 178,49 Гафний	Ta 73 180,95 Тантал	W 74 183,84 Вольфрам	Re 75 186,21 Рений	Os 76 190,23 Осмий	Ir 77 192,22 Иридий
6	Fr 87 223,02 Франций	Ra 88 226,03 Радий	89—103 Ac—Lr **	Rf 104 261,11 Резерфордий	Db 105 262,11 Дубний	Sg 106 266,12 Сиборгий	Bh 107 267,12 Борий	Hs 108 269,13 Хассий	Mt 109 268,14 Мейтнерий
7									

Символ

Название

Порядковый номер

Относительная атомная масса

Н

1

1,008

Водород

Символ — Н 1 — Порядковый номер
Название — Водород — Относительная атомная масса

* Лантаноиды

La 57 138,91 Лантан	Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,91 Прозеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 144,91 Прометий	Sm 62 150,36 Самарий
Ac 89 227,03 Актиний	Th 90 232,04 Торий	Pa 91 231,04 Протактиний	U 92 238,03 Уран	Np 93 237,05 Нептуний	Pu 94 244,06 Плутоний

** Актиноиды

							18 VІІА группа	Период				
							He 2 4,003		1			
							В 5 10,81 Бор		С 6 12,01 Углерод	7 14,007 Азот	8 15,999 Кислород	9 18,998 Фтор
10 VІІВ₂ группа	11 ІВ группа	12 ІІВ группа	Al 13 26,98 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,45 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон	3			
Ni 28 58,69 Никель	Cu 29 63,55 Медь	Zn 30 65,39 Цинк	Ga 31 69,72 Галлий	Ge 32 72,61 Германий	As 33 74,92 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,90 Бром	Kr 36 83,80 Криптон	4			
Pd 46 106,42 Палладий	Ag 47 107,87 Серебро	Cd 48 112,41 Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,71 Олово	Sb 51 121,76 Сурьма	Te 52 127,60 Телур	I 53 126,90 Йод	Xe 54 131,29 Ксенон	5			
Pt 78 195,08 Платина	Au 79 196,97 Золото	Hg 80 200,59 Ртуть	Tl 81 204,38 Таллий	Pb 82 207,2 Свинец	Bi 83 208,98 Висмут	Po 84 208,98 Полоний	At 85 209,99 Астат	Rn 86 222,02 Радон	6			
110 [271]	111 [272]	112 [277]	113	114 [289]	115	116 [289]	117	118	7			

Eu 63 151,97 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,93 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,93 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 70 168,93 Тулий	Yb 71 173,04 Иттербий	Lu 72 174,97 Лютеций
Am 95 243,06 Америций	Cm 96 247,07 Кюрий	Bk 97 247,07 Берклий	Cf 98 251,08 Калифорний	Es 99 252,08 Эйнштейний	Fm 100 257,10 Фермий	Md 101 258,10 Менделевий	No 102 259,10 Нобелий	Lr 103 262,11 Лоуренсий

ИЮПАК: Периодическая таблица элементов

[illegible]

La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63
ЛАНТАН	ЦЕРИЙ	ПРАЗЕОДИМ	НЕОДИМ	ПРОМЕТЕЙ	САМАРИЙ	ЕВРОПИЙ
138,906	140,12	140,908	144,24	145	150,4	151,96

Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95
активный	торий	протактиний	уран	нептуний	плутоний	америций
227	232,038	231	238,029	237	244	243

																18	VIIA						
13				14				15				16				17				He			
IIIА				IVА				VA				VIA				VIIA				Не			
В				С				N				O				F				Ne			
БОР				УГЛЕРОД				АЗОТ				КИСЛОРОД				ФТОР				НЕОН			
10,811				12,011				14,007				15,999				18,998				20,179			
10				11				12				13				14				15			
VIIIВ				IB				IIB				IIIA				IIIA				IVB			
Al				Si				P				S				Cl				Ar			
АЛЮМИНИЙ				КРЕМНИЙ				ФОСФОР				СЕРА				ХЛОР				АРГОН			
26,98154				28,086				30,974				32,064				35,453				39,948			
Ni				Cu				Zn				Ga				Ge				As			
НИКЕЛЬ				МЕДЬ				ЦИНК				ГАЛИЙ				ГЕРМАНИЙ				МыШЬЯК			
58,7				63,543				65,37				69,72				72,59				74,922			
16				17				18				19				20				21			
Pd				Ag				Cd				In				Sn				Sb			
ПАЛЛАДИЙ				СЕРЕБРО				КАДМИЙ				ИНДИЙ				ОЛОВО				СВЫНЦ			
106,4				107,868				112,41				114,82				118,69				121,75			
22				23				24				25				26				27			
Pt				Au				Hg				Tl				Pb				Bi			
ПЛАТИНА				ЗОЛОТО				РУТУГ				ТАЛЛИЙ				СВИНЕЦ				ВИСМУТ			
195,06				196,967				200,59				204,37				207,19				208,98			
28				29				30				31				32				33			
34				35				36				37				38				39			
40				41				42				43				44				45			
46				47				48				49				50				51			
52				53				54				55				56				57			
58				59				60				61				62				63			
64				65				66				67				68				69			
70				71				72				73				74				75			
76				77				78				79				80				81			
82				83				84				85				86				87			
88				89				90				91				92				93			
94				95				96				97				98				99			
100				101				102				103				104				105			
106				107				108				109				110				111			
112				113				114				115				116				117			
118				119				120				121				122				123			
124				125				126				127				128				129			
130				131				132				133				134				135			
136				137				138				139				140				141			
142				143				144				145				146				147			
148				149				150				151				152				153			
154				155				156				157				158				159			
160				161				162				163				164				165			
166				167				168				169				170				171			
172				173				174				175				176				177			
178				179				180				181				182				183			
184				185				186				187				188				189			
190				191				192				193				194				195			
196				197				198				199				200				201			
202				203				204				205				206				207			
208				209				210				211				212				213			

Растворимость оснований, кислот и солей в воде

	H (I)	Li (I)	K (I)	Na (I)	Ag (I)	Ba (II)	Ca (II)	Mg (II)	Zn (II)	Mn (II)	Cu (II)	Hg (II)	Pb (II)	Fe (II)	Fe (III)	Al (III)	Cr (III)	Sn (II)
OH (I)		P	P	P	—	P	M	H	H	H	H	—	H	H	H	H	H	H
NO ₃ (I)	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—
F (I)	P	P	P	P	P	M	H	H	M	M	H	M	H	M	P	P	P	P
Cl (I)	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
I (I)	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	—	—	H	P	—	P	—	M
S (II)	P	P	P	P	H	—	—	—	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H
SO ₃ (II)	P	P	P	P	M	M	M	M	M	H	—	—	H	M	—	—	—	H
SO ₄ (II)	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	—	M	P	P	P	P	P
CO ₃ (II)	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	—	H	H	H	—	—	—	—
SiO ₃ (II)	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	—	—	—	—
PO ₄ (III)	P	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

Р — растворимые; М — малорастворимые; Н — нерастворимые; «—» — не существуют или разлагаются водой.

Валентность некоторых химических элементов

Значения валентности	Знаки химических элементов
I	H, Cl, Na, K, Cu, Ag, Li
II	O, S, Mg, C, Ca, Ba, Cu, Fe, Zn, Sn, Pb
III	N, P, Al, Fe, Au
IV	C, N, S, Si, Sn, Pb
V	P
VI	S

Кислоты и названия их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Валентность кислотного остатка	Название солей, образованных кислотой
H_2SO_4	Серная кислота	II	Сульфаты
H_2SO_3	Сернистая кислота	II	Сульфиты
H_2S	Сероводородная кислота	II	Сульфиды
HNO_3	Азотная кислота	I	Нитраты
H_3PO_4	Фосфорная (ортофосфорная) кислота	III	Фосфаты (ортофосфаты)
H_2CO_3	Угловая кислота	II	Карбонаты
H_2SiO_3	Кремниевая кислота	II	Силикаты
HCl	Хлороводородная (соляная) кислота	I	Хлориды
HBr	Бромоводородная кислота	I	Бромиды
HF	Фтороводородная (плавиковая) кислота	I	Фториды

Атомные радиусы элементов

Используя эту таблицу, вы можете сами проследить за тенденциями изменения атомных радиусов элементов по периодам и группам Периодической системы Д.И. Менделеева. Значения атомных радиусов приведены в Ангстремах ($1 = 10^{-10}$ м).

Период	IA	IIA	IIIA	IVB	VB	VIB	VIIA	IVB	IVB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1														H 0,28	He
2	Li 1,55	Be 1,13								B 0,91	C 0,77	N 0,55	O 0,59	F 0,64	Ne
3	Na 1,89	Mg 1,60								Al 1,43	Si 1,34	P 1,10	S 1,04	Cl 0,99	Ar
4	K 2,36	Ca 1,97	Sc 1,64	Ti 1,46	V 1,34	Cr 1,27	Mn 1,30	Fe 1,26	Co 1,25	Ni 1,24	Cu 1,28	Zn 1,39	Ga 1,39	Se 1,60	Kr
5	Rb 2,48	Sr 2,15	Y 1,81	Zr 1,60	Nb 1,45	Mo 1,39	Tc 1,36	Ru 1,33	Rh 1,34	Pd 1,37	Ag 1,44	Cd 1,56	In 1,66	Sb 1,61	Xe
6	Cs 2,67	Ba 2,21	La 1,87	Hf 1,59	Ta 1,46	W 1,40	Re 1,37	Os 1,35	Ir 1,36	Pt 1,38	Au 1,44	Hg 1,60	Tl 1,71	Po 1,75	Rn
7	Fr 2,80	Ra 2,35	Ac 2,03												
Лантаниды	Ce 1,83	Pr 1,82	Nd 1,82			Pm	Sm 1,81	Eu 2,02	Gd 1,79	Tb 1,77	Dy 1,77	Ho 1,76	Er 1,75	Tm 1,74	Lu 1,74
Актиниды	Th 1,80	Pa 1,62	U 1,53			Np 1,50	Pu 1,62								

Некоторые важнейшие физические постоянные

Константа		Значение
Газовая постоянная	R	$8,3144 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$
Атомная единица массы	$a.e.m.$	$1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Элементарный заряд	e	$1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Масса покоя электрона	m_e	$9,10953 \cdot 10^{-31} \text{ кг} =$ $= 5,48580 \cdot 10^{-4} \text{ а.е.м.}$
Масса покоя протона	m_p	$1,67264 \cdot 10^{-27} \text{ кг} =$ $= 1,007276 \text{ а.е.м.}$
Масса покоя нейтрона	m_n	$1,67495 \cdot 10^{-27} \text{ кг} =$ $= 1,008665 \text{ а.е.м.}$
Постоянная Авогадро	N_A	$6,02204 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Скорость света в вакууме	c	$2,9979 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$
Число Фарадея	F	$96485 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Молярный объем идеального газа при ст. усл.	V_m	$22,414 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}$
Стандартное давление	p_0	$101325 \text{ Па} =$ $= 760 \text{ мм рт. ст.}$
Нормальная температура	T_0	$273,15 \text{ К}$

Приставки при образовании кратных и дольных единиц

Наименование	Русское обозначение	Множитель	Наименование	Русское обозначение	Множитель
Гига	Г	10^9	деци	д	10^{-1}
Мега	М	10^6	санتي	с	10^{-2}
Кило	к	10^3	милли	м	10^{-3}
Гекто	г	10^2	микро	мк	10^{-6}

Распространённость элементов в земной коре

В ряде случаев (при подготовке к уроку, написании реферата, подготовке к экзамену) необходимы количественные данные по распространённости элементов в земной коре. Ниже приведено содержание химических элементов в земной коре в миллионных долях (т.е. в граммах на тонну). Так, в 1 т земной коры содержится 455000 г (или 455 кг) кислорода, 272 кг кремния, 83 кг алюминия и т.д. Обратите внимание: на первые 20 элементов приходится 99,97% всей земной коры!

Место	Элемент	млн ⁻¹
1.	O	455000
2.	Si	272000
3.	Al	83000
4.	Fe	62000
5.	Ca	46000
6.	Mg	27640
7.	Na	22700
8.	K	18400
9.	Ti	6320
10.	H	1520
11.	P	1120
12.	Mn	1060
13.	F	544
14.	Ba	390
15.	Sr	384
16.	S	340
17.	C	180
18.	Zr	162

Место	Элемент	млн ⁻¹
19.	V	136
20.	Cl	126
21.	Cr	122
22.	Ni	99
23.	Rb	78
24.	Zn	76
25.	Cu	68
26.	Ce	66
27.	Nd	40
28.	La	35
29.	Y	31
30.	Co	29
31.	Sc	25
32.	Nb	20
33.	N	19
34.	Ga	19
35.	Li	18
36.	Pb	13

Окончание табл.

Место	Эле- мент	млн ⁻¹
37.	Pr	9,1
38.	B	9
39.	Th	8,1
40.	Sm	7
41.	Gd	6,1
42.	Er	3,5
43.	Yb	3,1
44.	Hf	2,8
45.	Cs	2,6
46.	Br	2,5
47.	U	2,3
48.	Sn	2,1
49.	Eu	2,1
50.	Be	2
51.	As	1,8
52.	Ta	1,7
53.	Ge	1,5
54.	Ho	1,3
55.	Mo	1,2
56.	W	1,2

Место	Эле- мент	млн ⁻¹
57.	Tb	1,2
58.	Tl	0,7
59.	Tm	0,5
60.	I	0,46
61.	In	0,24
62.	Sb	0,2
63.	Cd	0,16
64.	Ag	0,08
65.	Hg	0,08
66.	Se	0,05
67.	Pd	0,015
68.	Pt	0,01
69.	Bi	0,008
70.	Os	0,005
71.	Au	0,004
72.	Ir	0,001
73.	Te	0,001
74.	Re	0,0007
75.	Ru	0,0001
76.	Rh	0,0001

Ответы на задания

1.1.1. Строение электронных оболочек атомов элементов

1 — 1. 2. — 2. 3. — 1.

1.2.1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

1. — 1. 2. — 3. 3. — 2.

1.2.3. Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностям строения их атомов

1. — 4. 2. — 4. 3. — 2.

1.2.4. Общая характеристика неметаллов IVA–VIIA-групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностями строения их атомов

1. — 1. 2. — 2. 3. — 2.

1.3.1. Ковалентная химическая связь, ее разновидности и механизмы образования. Характеристики ковалентной связи (полярность и энергия связи). Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь

1. — 4. 2. — 4. 3. — 2.

1.3.2. Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов

1. — 4. 2. — 3. 3. — 1. 4 — A2 B1 B3 Г6. 5 — A5 B5 B3 Г6. 6 — A6 B5 B1 Г3.

1.3.3. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решетки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения

1. — 4. 2. — 3. 3. — 2.

1.4.1. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии

1. — 4. 2. — 3. 3. — 2.

1.4.2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения

1. — 1. 2. — 3. 3. — 4.

1.4.3. Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов

1. — 1. 2. — 2. 3. — 4.

1.4.4. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов

1. — 2. 2. — 1. 3. — 2.

1.4.5. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты

1. — 2. 2. — 3. 3. — 1.

1.4.6. Реакции ионного обмена

1. — 1. 2. — 1. 3. — 1.

1.4.7. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная. Гидролиз солей

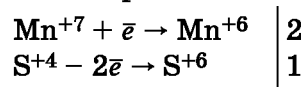
1. — A1 B3 B2 Г4. 2. A1 B3 B1 Г3. 3. — A3 B2 B1 Г3

1.4.8. Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от нее

1. — A4 B2 B2 Г1. 2. — A2 B4 B6 Г4.

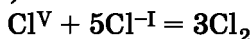
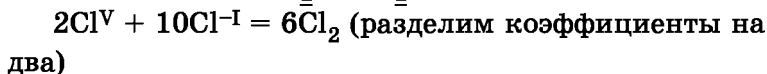
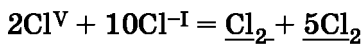
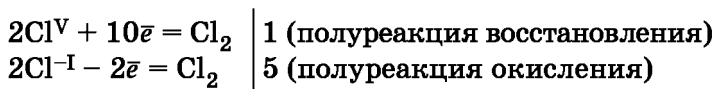
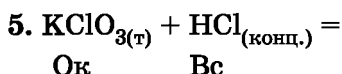
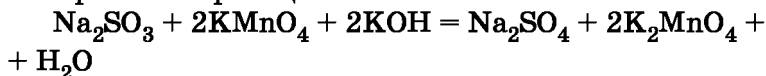
3. — A2 B3 B4 Г2.

4. Электронный баланс:

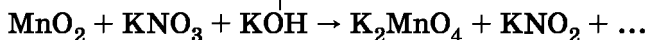
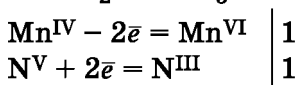
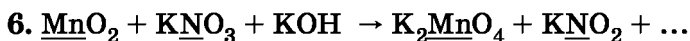
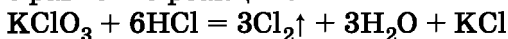


Сера в степени окисления +4 является восстановителем, а марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия за счет марганца в степени окисления +7) — окислителем.

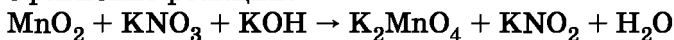
Уравнение реакции:



Уравнение реакции:



Уравнение реакции:



1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)

1. — АЗ БЗ В1 Г1. 2. — АЗ Б5 В4 Г3.
3. — А1 Б2 В4 Г1.

1.4.10. Ионный (правило В.В. Марковникова) и радикальный механизмы реакций в органической химии

1. — 124. 2. — 346. 3. — 123.

2.1. Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)

1. — 1. 2. — 2. 3. — 2. 4. — А1 Б3 Г5 Д5. 5. — А1 Б5 В4 Г3. 6. — А1 Б4 В2 Г3.

2.2. Характерные химические свойства простых веществ — металлов: щелочных, щелочноземельных, алюминия; переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа)

1. — 3. 2. — 1. 3. — 2. 4. — А1 Б3 В4 Г5. 5. — А1 Б2 В3 Г4. 6. — А1 Б6 В4 Г2.

2.3. Характерные химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния

1. — 4. 2. — 3. 3. — 2. 4. — А3 Б4 В2 Г1.

2.4. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных

1. — 4. 2. — 2. 3. — 3. 4. — А5 Б2 В4 Г3.

2.5. Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов

1. — 1. 2. — 2. 3. — 2. 4. — А5 Б3 В6 Г6. 5. — А1 Б3 В4 Г4.

2.6. Характерные химические свойства кислот

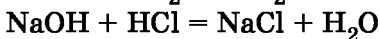
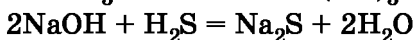
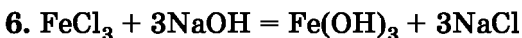
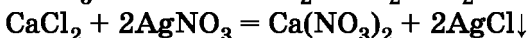
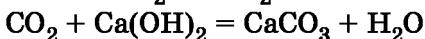
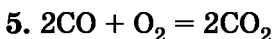
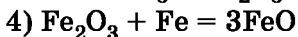
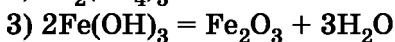
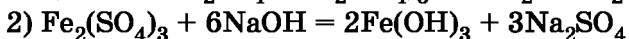
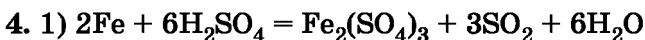
1. — 2. 2. — 2. 3. — 3. 4. — А1 Б2 В2 Г2. 5. — А1 Б2 В3 Г4. 6. — А2 Б3 В4 Г4.

2.7. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)

1. — 3. 2. — 2. 3. — 4. 4. — А1 Б2 В3 Г4. 5. — А2 Б4 В3 Г1.

2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ

1. — 3. 2. — 1. 3. — 4.



3.1. Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах

1. — 2. 2. — 1. 3. — 3.

3.2. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа

1. — 1. 2. — 3. 3. — 1.

3.3. Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)

1. — А3 В2 В1 Г3. 2. — А6 В2 В5 Г3. 3. — А1 Б4 В3 Г6.

3.4. Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и толуола)

1. — 2. 2. — 3. 3. — 4.

3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола

1. — 2. 2. — 3. 3. — 4. 4. — 1235. 5. — 135. 6. — 345.

3.6. Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров

1. — 4. 2. — 3. 3. — 2. 4. — 246. 5. — 146. 6. — 235.

3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот

1. — 236. 2. — 136. 3. — 123.

3.8. Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)

1. — 235. 2. — 134. 3. — 234.

3.9. Взаимосвязь органических соединений

1. — 1. 2. — 1. 3. — 1.

4. $C_3H_7COOH + 2NaOH \rightarrow C_3H_8 + Na_2CO_3$ пропан (X)

$CH_3-CH_2-CH_3 \xrightarrow{Cr_2O_3} CH_3-CH=CH_2 + H_2$ пропен (X₁)

$CH_3-CH=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH(Cl)-CH_3 + NaCl$

2-хлорпропан (X₂)

$CH_3-CH(Cl)-CH_3 + NaOH \rightarrow CH_3-CH(OH)-CH_3 + NaCl$ пропанол-2 (X₃)

$CH_3-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow[> 150^\circ C]{H_2SO_4} CH_3-CH=CH_2 + H_2O$ пропен (X₄)

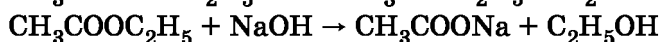
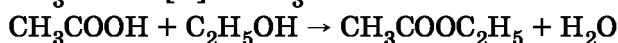
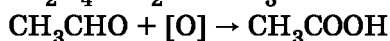
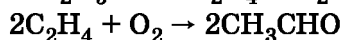
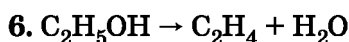
5. $CH_3CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3CH_2Cl + HCl$

$CH_3CH_2Cl + H_2O \rightarrow CH_3CH_2OH + HCl$

$CH_3CH_2OH + [O] (KMnO_4, K_2Cr_2O_7) \rightarrow CH_3COOH$

$CH_3COOH + Cl_2 \rightarrow ClCH_2COOH + HCl$

$ClCH_2COOH + NH_3 \rightarrow NH_2CH_2COOH + HCl$



4.1.1. Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

1. — 3. 2. — 4. 3. — 1.

4.1.2. Научные методы исследования химических веществ и превращений. Методы разделения смесей и очистки веществ

1. — 3. 2. — 4. 3. — 4.

4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы

1. — 2. 2. — 4. 3. — 1.

4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

1. — 3. 2. — 1. 3. — 3. 4. — А5 Б5 В5 Г2. 5. — А1 Б3 В2 Г2. 6. — А2 Б5 В4 Г5.

4.1.5. Качественные реакции органических соединений

1. — 1. 2. — 4. 3. — 2. 4. — А1 Б1 В3 Г5. 5. — А2 Б4 В1 Г4. 6. — А1 Б2 В2 Г3.

4.1.6. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений

1. — 4. 2. — 2. 3. — 2.

4.1.7. Основные способы получения углеводов (в лаборатории)

1. — 3. 2. — 1. 3. — 1.

4.1.8. Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)

1. — 3. 2. — 4. 3. — 1.

4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

1. — 1. 2. — 3. 3. — 3.

4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

1. — 4. 2. — 4. 3. — 4.

4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка

1. — 3. 2. — 3. 3. — 2.

4.2.4. Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации

1. — 2. 2. — 4. 3. — 4.

4.3.1. Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей; вычисление массовой доли вещества в растворе

1. — 4. 2. — 3. 3. — 2.

4.3.2. Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях

1. — 1. 2. — 4. 3. — 3.

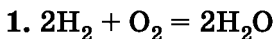
4.3.3. Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ

1. — 4. 2. — 4. 3. — 3.

4.3.4. Расчеты теплового эффекта реакции

1. — 2. 2. — 3. 3. — 3.

4.3.5. Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси)



По уравнению реакции:

$$n(\text{H}_2) / 2 = n(\text{O}_2) / 1 = n(\text{H}_2\text{O}) / 2.$$

Сначала нужно определить, какое из веществ в избытке.

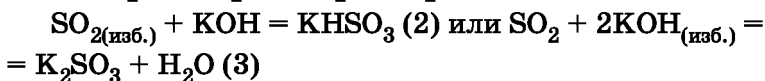
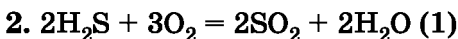
$$n(\text{O}_2) = V(\text{H}_2) / V_M = 100 / 22,4 = 4,46 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2) = V(\text{O}_2) / V_M = 200 / 22,4 = 8,92 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2) / 2 = 4,46 / 2 = 2,23 < n(\text{O}_2) / 1 = 8,92.$$

Кислород в избытке, расчет ведется по водороду:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{O}) &= M(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2) = \\ &= M(\text{H}_2\text{O}) [V(\text{H}_2) : V_M] = 18 \cdot 100 / 22,4 = 80 \text{ г}. \end{aligned}$$



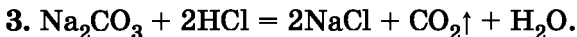
По уравнению (1):

$$\begin{aligned} n(\text{SO}_2) &= n(\text{H}_2\text{S}) = V(\text{H}_2\text{S}) / V_M = 14 / 22,4 = \\ &= 0,625 \text{ моль}; \end{aligned}$$

$$n(\text{KOH}) = m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = 5 / 56 = 0,089 \text{ моль}.$$

SO_2 в избытке, расчет по гидроксиду калия и уравнению (2):

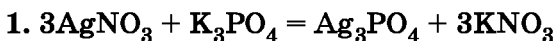
$$\begin{aligned} m(\text{KHSO}_3) &= n(\text{KHSO}_3) \cdot M(\text{KHSO}_3) = \\ &= n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KHSO}_3) = 0,089 \cdot 120 = 10,7 \text{ г}. \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= w(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{соды}) = \\ &= (1 - 0,04) \cdot 110 = 106 \text{ г}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} V(\text{CO}_2) &= V_M \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3) / M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 22,4 \cdot 106 / 106 = 22,4 \text{ л}. \end{aligned}$$

4.3.6. Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества



$$m(\text{AgNO}_3) = m(p.) \cdot w = 10,2 \cdot 0,1 = 1,02 \text{ г};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = m(\text{AgNO}_3) / M(\text{AgNO}_3) = \\ = 1,02 : 170 = 0,006 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции:

$$n(\text{AgNO}_3) / 3 = n(\text{Ag}_3\text{PO}_4) / 1;$$

$$m(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = n(\text{Ag}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = \\ = 0,002 \cdot 419 = 0,838 \text{ г.}$$



Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) / 1 = n\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} / 1 = n(\text{NH}_3) / 2.$$

Согласно определению количества вещества и массовой доли вещества в растворе запишем:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ = w(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(p, \text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ = 0,1 \cdot 20 \cdot 1,070 / 98 = 0,022 \text{ моль.}$$

$$n(\text{NH}_3) = V(\text{NH}_3) / V_M = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль.}$$

Аммиак в избытке, расчёт по серной кислоте:

$$m\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = M\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} \cdot n\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = \\ = 132 \cdot 0,022 = 2,9 \text{ г.}$$

$$m(p) = V(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(p, \text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{NH}_3) = \\ = 20 \cdot 1,070 + 0,022 \cdot 2 \cdot 17 = 22,15 \text{ г.}$$

$$w\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = m\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} / m(p) = 2,9 / 22,15 = \\ = 0,13.$$

$$3. m(p, \text{KOH}) = 100 \text{ г}; w(\text{KOH}) = 5,6\% = 0,056; \\ V(\text{SO}_2) = 224 \text{ л.}$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{KHSO}_3) = 120 \text{ г/моль}; \\ M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль.}$$

$$w(\text{соли}) = ?$$

$$n(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{p, KOH}) / M(\text{KOH}) =$$

$$= 0,056 \cdot 100 / 56 = 0,1 \text{ моль.}$$

$$n(\text{SO}_2) = 10 \text{ моль (избыток).}$$



По уравнению реакции запишем:

$$n(\text{SO}_2) = n(\text{KOH}) = n(\text{KHSO}_3).$$

$$m(\text{SO}_2) / M(\text{SO}_2) = m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) =$$

$$= m(\text{KHSO}_3) / M(\text{KHSO}_3).$$

$$m(\text{KHSO}_3) = M(\text{KHSO}_3) \cdot m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) =$$

$$= 120 \cdot 5,6 / 56 = 12 \text{ г.}$$

$$m(\text{SO}_2) = M(\text{SO}_2) \cdot m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) =$$

$$= 64 \cdot 5,6 / 56 = 6,4 \text{ г.}$$

$$w(\text{KHSO}_3) = m(\text{KHSO}_3) / m(\text{p, KHSO}_3) = m(\text{KHSO}_3) /$$

$$[m(\text{p, KOH}) + m(\text{SO}_2)] = 12 / (100 + 6,4) = 0,113.$$

4.3.7. Нахождение молекулярной формулы вещества

1. 1) пусть общая формула вещества – $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

$$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2) = 35,2 / 44 = 0,8 \text{ моль;}$$

$$n(\text{C}) = 0,8 \text{ моль.}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 / 18 = 1,0 \text{ моль; } n(\text{H}) = 1,0 \cdot 2 =$$

$$= 2,0 \text{ моль.}$$

$$m(\text{O}) = 14,8 - 0,8 \cdot 12 - 2 = 3,2 \text{ г; } n(\text{O}) = 3,2 / 16 =$$

$$= 0,2 \text{ моль.}$$

$$2) M_{\text{ист}}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 37 \cdot 2 = 74 \text{ г/моль.}$$

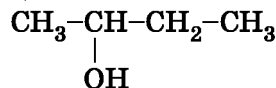
$$x : y : z = 0,8 : 2 : 0,2 = 4 : 10 : 1.$$

Вычисленная формула – $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

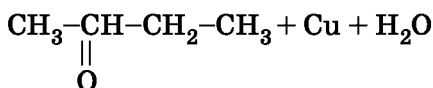
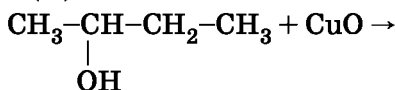
$$M_{\text{выч}}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 74 \text{ г/моль;}$$

молекулярная формула исходного вещества $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

3) структурная формула вещества:



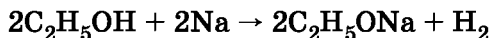
4) уравнение реакции вещества с оксидом меди(II):



2. В соединении $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ соотношение

$$x : y : z = \frac{w(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{w(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{w(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{52,2}{12} : \frac{13,0}{1} : \frac{13,0}{1} : \frac{100 - 52,2 - 13,0}{16} = 4,35 : 13 : 2,175 = 2 : 6 : 1.$$

С учетом химических свойств, это этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

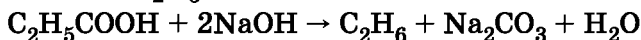


Масса одного моль газа равна

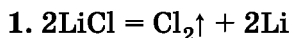
$$M(\text{RH}) = r(\text{RH}) \cdot V_M = 1,34 \cdot 22,4 = 30 \text{ г/моль.}$$

Такую молярную массу имеет этан C_2H_6 .

Кислота $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ — пропионовая.



4.3.8. Расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного



По уравнению реакции:

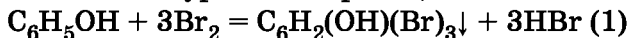
$$n_1(\text{Cl}_2)_{\text{теор}} = 0,5n(\text{LiCl}) = 0,5m(\text{LiCl}) / M(\text{LiCl}) = 0,5 \cdot 42,5 / 42,5 = 0,5 \text{ моль;}$$

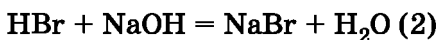
$$m(\text{Cl}_2)_{\text{практ}} = V(\text{Cl}_2) / V_M = 9,52 / 22,4 = 0,425 \text{ моль.}$$

По определению:

$$\eta = n(\text{Cl}_2)_{\text{практ}} / n(\text{Cl}_2)_{\text{теор}} = 0,425 / 0,5 = 0,85 = 85\%.$$

2. Составим уравнения реакций:





По уравнению реакции (2):

$$\begin{aligned} n(\text{HBr}) &= n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = \\ &= V(\text{NaOH}) \cdot \rho(\text{NaOH}) \cdot w(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = \\ &= 80 \cdot 1,24 \cdot 0,125 / 40 = 0,31 \text{ моль.} \end{aligned}$$

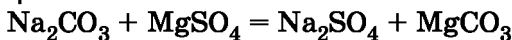
По уравнению реакции (1):

$$\begin{aligned} n(\text{практ. C}_6\text{H}_2\text{OH}(\text{Br})_3) &= n(\text{HBr}) / 3 = 0,31 / 3 = \\ &= 0,1 \text{ моль;} \\ n(\text{теор. C}_6\text{H}_2\text{OH}(\text{Br})_3) &= n(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = \\ &= m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) / M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 12,14 / 94 = 0,13 \text{ моль;} \\ \eta(\text{C}_6\text{H}_2\text{OH}(\text{Br})_3) &= n(\text{практ.}) / n(\text{теор.}) = 0,1 / 0,13 = \\ &= 0,769 = 76,9\%. \end{aligned}$$

$$3. \quad m(\text{практ. MgCO}_3) = 41 \text{ г.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{MgSO}_4) = 60 \text{ г.}$$

$$\eta = ?$$



$$\begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= m(\text{Na}_2\text{CO}_3) / M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 60 : 106 = \\ &= 0,57 \text{ моль;} \end{aligned}$$

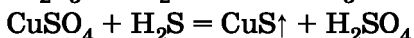
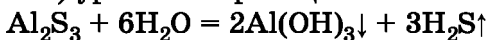
$$\begin{aligned} n(\text{MgSO}_4) &= m(\text{MgSO}_4) / M(\text{MgSO}_4) = 60 : 120 = \\ &= 0,50 \text{ моль (в недостаточном количестве);} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{MgCO}_3) &= n(\text{MgCO}_3) M(\text{MgCO}_3) = \\ &= n(\text{MgSO}_4) M(\text{MgCO}_3) = 0,5 \cdot 84 = 42 \text{ г.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \eta &= m(\text{практ. MgCO}_3) / m(\text{MgCO}_3) = 41 : 42 = \\ &= 0,98 = 98\%. \end{aligned}$$

4.3.9. Расчеты массовой доли (массы) химического соединения в смеси

1. 1) уравнения реакций:



2) количество вещества сероводорода:

$$\begin{aligned} n(\text{CuSO}_4) &= m(\text{р}) \cdot w(\text{CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) = \\ &= 960 \cdot 0,05 / 160 = 0,3 \text{ моль;} \end{aligned}$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{CuSO}_4) = 0,3 \text{ моль.}$$

3) количество вещества и массы сульфида алюминия и сульфата железа(II):

$$n(\text{Al}_2\text{S}_3) = 1 / 3n(\text{H}_2\text{S}) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,1 \cdot 150 = 15 \text{ г};$$

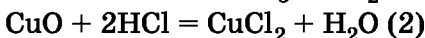
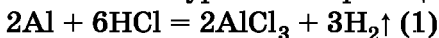
$$m(\text{FeSO}_4) = 25 \cdot 15 = 10 \text{ г}.$$

4) массовые доли сульфата железа(II) и сульфида алюминия в исходной смеси:

$$\omega(\text{FeSO}_4) = 10 / 25 = 0,4 \text{ (40\%)};$$

$$\omega(\text{Al}_2\text{S}_3) = 15 / 25 = 0,6 \text{ (60\%)}.$$

2. Напишем уравнения реакций:



Кремний и медь не взаимодействуют с хлороводородной кислотой, оставаясь в осадке, т.е. $m(\text{осадка}) = 4,2 \text{ г}$ — это масса Si, Cu.

Газ выделяется только в реакции (1). Рассчитаем количество водорода в реакции (1) по формуле:

$$n_{(\text{г})} = V_{(\text{г})} / V_{\text{м}} \quad n(\text{H}_2) = 5,04 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,225 \text{ моль}.$$

Используя формулу отношения количества вещества и коэффициентов в стехиометрическом уравнении реакции, получаем: $n(\text{H}_2) / 3 = n(\text{Al}) / 2$, т.е.

$$n(\text{Al}) = n(\text{H}_2) \cdot 2/3 = 0,15 \text{ моль}.$$

Рассчитаем массу алюминия из формулы:

$$n_{(\text{в})} = m_{(\text{в})} / M_{(\text{в})}, \text{ т.е. } m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}).$$

$$m(\text{Al}) = 0,15 \cdot 27 = 4,05 \text{ г};$$

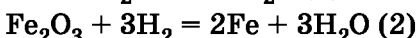
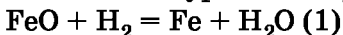
$$m(\text{Al}, \text{CuO}) = 15 - 4,2 = 10,8 \text{ г};$$

$$m(\text{CuO}) = 10,8 - m(\text{Al}) \quad m(\text{CuO}) = 10,8 - 4,05 = 6,75 \text{ г};$$

$$\omega(\text{CuO}) = m(\text{CuO}) / m(\text{смеси});$$

$$\omega(\text{CuO}) = 6,75 : 15 \cdot 100\% = 45\%.$$

3. Напишем уравнения реакций:



$$m(\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = m(\text{FeO}) + m(\text{Fe}_2\text{O}_3);$$

$$\begin{aligned}
& m(\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = \\
& = n(\text{FeO}) \cdot M(\text{FeO}) + n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3); \\
& m(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{H}_2\text{O}) + m_2(\text{H}_2\text{O}), \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \\
& = n_1(\text{H}_2\text{O}) + n_2(\text{H}_2\text{O}); \\
& n(\text{H}_2\text{O}) = 9 : 18 = 0,5 \text{ (моль)} \quad n_2(\text{H}_2\text{O}) = \\
& = 0,5 - n_1(\text{H}_2\text{O}).
\end{aligned}$$

Исходя из уравнения реакции (1), определяем, что количества воды и FeO равны: $n(\text{FeO}) = n_1(\text{H}_2\text{O})$.

Исходя из уравнения реакции (2), определяем, что количество воды в 3 раза больше количества Fe_2O_3 , т.е. $n_2(\text{H}_2\text{O}) = 3n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$.

$$\begin{aligned}
& m(\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = \\
& = n_1(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{FeO}) + [0,5 - n_1(\text{H}_2\text{O})] : 3 \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3); \\
& M(\text{FeO}) = 56 + 16 = 72 \text{ (г/моль)}; \\
& M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 112 + 48 = 160 \text{ (г/моль)}; \\
& m(\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = \\
& = n_1(\text{H}_2\text{O}) \cdot 72 + [0,5 - n_1(\text{H}_2\text{O})] : 3 \cdot 160 \\
& 31,9 = 72n_1 + 26,7 - 53,3n_1; \\
& 18,7n_1 = 5,2; \\
& n_1(\text{H}_2\text{O}) = 0,278 \text{ моль}; \\
& n_2(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 - 0,278 = 0,222 \text{ моль}; \\
& m(\text{FeO}) = 0,278 \cdot 72 = 20 \text{ г}; \\
& m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 31,9 - 20 = 11,9 \text{ г}; \\
& w(\text{FeO}) = 20 : 31,9 = 0,627 \text{ (62,7\%)}; \\
& w(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100 - 62,7 = 36,3 \text{ (\%)}.
\end{aligned}$$

Справочное издание

Савинкина Елена Владимировна

ХИМИЯ

**Новый полный справочник
для подготовки к единому государственному экзамену**

Редакция «Образовательные проекты»

Ответственный редактор *М.В. Косолапова*

Художественный редактор *Т.А. Гущина*

Технический редактор *С.В. Камышова*

Корректор *И.Н. Мокина*

Обложка *Т.А. Гущина*

Оригинал-макет подготовлен ООО «БЕТА-Фрейм»

Подписано в печать 15.07.2015. Формат 84×108 ¹/₃₂. Усл. печ. л. 13,44.

(Новый полный справочник для подготовки к ЕГЭ)

Тираж 2000 экз. Заказ №

(Самый популярный справочник для подготовки к ЕГЭ)

Тираж 3000 экз. Заказ №

Общероссийский классификатор продукции
ОК-005-93, том 2; 953005 — литература учебная

Сертификат соответствия
№ РОСС RU.АЕ51.Н16647 от 17.12.2014

ООО «Издательство АСТ»
129085, г. Москва, Звёздный бульвар, д. 21, стр. 3, комн. 5

ООО «Издательство Астрель»
127299, г. Москва, ул. Клары Цеткин, д. 18, корп. 3, комн. 19

Наши электронные адреса:
www.planetaznaniy@astrel.ru, www.ast.ru, educ@ast.ru

По вопросам приобретения книг обращаться по адресу:
123317, Москва, Пресненская наб., д. 6, стр. 2, БЦ «Империя», а/я №5
Отдел реализации учебной литературы издательств «АСТ» и «Астрель»
Справки по телефонам: (499) 951-60-00, доб. 107; 565; 566; 578

для заметок _____

ЕДИНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКЗАМЕН

В справочнике, адресованном выпускникам и абитуриентам, в полном объёме дан материал курса «Химия», который проверяется на едином государственном экзамене.

Структура книги соответствует современному кодификатору элементов содержания по предмету, на основе которого составлены экзаменационные задания ЕГЭ.

В справочнике представлены следующие темы курса:
«Теоретические основы химии» — Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, химическая связь и строение вещества, химическая реакция; «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Методы познания в химии». Химия и жизнь» — экспериментальные основы химии, общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ. Дана основная информация о химии главных элементов, изучаемых в школе.

Пособие поможет выпускникам и абитуриентам самостоятельно повторить и систематизировать материал школьного курса химии, познакомиться с формой экзаменационных тестовых заданий ЕГЭ и самостоятельно решить типовые тренировочные задания.

Образцы заданий и ответы к ним, завершающие каждую тему, помогут объективно оценить свой уровень знаний.

