

ХИМИЯ



ЕГЭ

100 баллов ПО ХИМИИ

Полный курс
для поступающих
в вузы

РНИМУ им. Н. И. Пирогова

Первый МГМУ им. И. М. Сеченова

МГМСУ им. А. И. Евдокимова

МГУ им. М. В. Ломоносова

СПбГУ

РХТУ им. Д. И. Менделеева

РУДН

РГУ нефти и газа им. И. М. Губкина

МТУ

МСХА им. К. А. Тимирязева

НГУ

СФУ

МПГУ



ХИМИЯ

100 баллов ПО ХИМИИ

Полный курс
для поступающих в вузы

Под редакцией профессора РАН,
доктора химических наук
В. В. Негребецкого

Электронное издание



Москва
Лаборатория знаний
2018

УДК 54 (076)
ББК 24я721
Б43

А в т о р ы:

И. Ю. Белавин, Е. А. Бесова, Н. А. Калашникова,
В. В. Негребецкий, Н. С. Семёнова, В. П. Сергеева

100 баллов по химии. Полный курс для поступающих в вузы [Электронный ресурс] : учебное пособие / И. Ю. Белавин [и др.] ; под ред. В. В. Негребецкого. — Эл. изд. — Электрон. текстовые дан. (1 файл pdf : 483 с.). — М. : Лаборатория знаний, 2018. — Систем. требования: Adobe Reader XI ; экран 10".

ISBN 978-5-00101-578-9

В пособии, подготовленном сотрудниками кафедры химии РНИМУ им. Н. И. Пирогова, ведущего медицинского вуза страны, рассмотрены все разделы школьного курса химии, необходимые для его успешного освоения и последующей сдачи в экзаменационном формате (ЕГЭ и др.). Каждый из разделов пособия состоит из краткого теоретического введения, типовых задач, задач повышенной сложности (олимпиадный уровень) и примеров их решения. Пособие также содержит типовые вопросы ЕГЭ по соответствующим темам для самостоятельной проработки материала.

Книга ориентирована на учащихся старших классов общеобразовательных и специализированных школ, лицеев, гимназий, поступающих в вузы, студентов колледжей, слушателей химических школ и подготовительных курсов, а также преподавателей химии для подготовки учащихся к сдаче ЕГЭ и участию в олимпиадах по химии.

УДК 54 (076)
ББК 24я721

Деривативное электронное издание на основе печатного аналога: 100 баллов по химии. Полный курс для поступающих в вузы : учебное пособие / И. Ю. Белавин [и др.] ; под ред. В. В. Негребецкого. — М. : Лаборатория знаний, 2018. — 480 с. : ил. — ISBN 978-5-00101-038-8.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое вашему вниманию пособие подготовлено высококвалифицированными сотрудниками кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета (РНИМУ) им. Н. И. Пирогова, профессорами, доцентами и старшими преподавателями, имеющими многолетний опыт преподавания химии учащимся медико-биологических классов лицеев, ассоциированных с РНИМУ, а также подготовки и проведения вступительных экзаменов по химии.

При подготовке пособия авторы старались дать в максимально доступной для восприятия форме полный объем материала по химии, изучаемого в средней школе, дополнив его современными теоретическими воззрениями.

Пособие состоит из четырех частей: часть I — «Общая химия»; часть II — «Химия элементов»; часть III — «Органическая химия»; в части IV приведены необходимые материалы для усвоения материала (периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде, краткие сведения о важнейших природных соединениях и основных химических производствах, таблицы с качественными реакциями на ионы и на органические вещества), а также содержатся ответы на все задания рубрик «Готовимся к ЕГЭ».

Каждая тема пособия начинается с краткого теоретического введения, затем приводятся примеры решения как типовых задач, так и задач повышенной сложности, ориентированных на подготовку к олимпиадам различного уровня сложности. Далее предлагаются задания (задачи и упражнения) для самостоятельного решения обучающимися. Для заданий, имеющих числовой ответ, приведены ответы. Заканчивается каждый раздел вопросами ЕГЭ по соответствующим темам. Формулировки заданий ЕГЭ соответствуют новейшим стандартам.

Книга предназначена поступающим в вузы, учащимся старших классов общеобразовательных и специализированных школ, лицеев, гимназий, студентам колледжей, слушателям и курсантам химических школ и подготовительных курсов, а также преподавателям химии для подготовки учащихся к сдаче ЕГЭ, письменного или устного экзамена и участию в олимпиадах по химии.

Компактный формат книги позволяет рекомендовать ее студентам первых курсов вузов для совершенствования базовых знаний по школьному курсу химии.

Авторы выражают признательность всем своим коллегам, сотрудникам кафедры химии РНИМУ им. Н. И. Пирогова за помощь в подготовке издания. Замечания и предложения для дальнейшей переработки книги можно направлять на адрес: negrebetsky1@rsmu.ru.

ОБ АВТОРАХ

Негребецкий Вадим Витальевич — профессор РАН, доктор химических наук, заведующий кафедрой химии, заведующий отделом медицинской химии и токсикологии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова. Лауреат Государственной премии Российской Федерации, лауреат премии Европейской академии.

Белавин Иван Юрьевич — кандидат химических наук, доцент, профессор кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова. Автор научного открытия «Явление элементотропной таутомерии в кетонольных системах».

Бесова Елена Александровна — кандидат химических наук, доцент кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова.

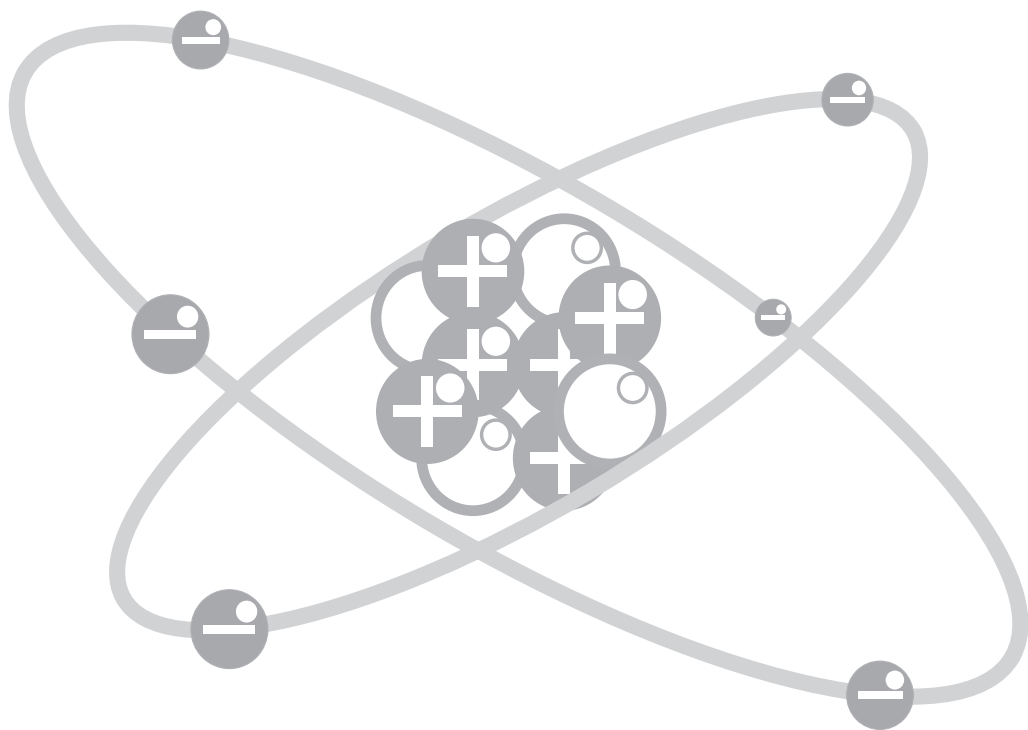
Калашникова Наталия Андреевна — кандидат химических наук, доцент кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова.

Семенова Наталия Сергеевна — кандидат химических наук, доцент кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова.

Сергеева Валентина Петровна — старший преподаватель кафедры химии Российского национального исследовательского медицинского университета им. Н. И. Пирогова.

ЧАСТЬ I

ОБЩАЯ ХИМИЯ



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Основные положения и термины атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из атомов. Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида массой и свойствами.
2. Атомы могут объединяться в молекулы. Атомы и молекулы находятся в непрерывном движении, скорость которого возрастает с ростом температуры.
3. Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.
4. У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллической решетки находятся молекулы (H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
5. У веществ с немолекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллической решетки находятся атомы или ионы (алмаз, металлы, NaCl).
6. Молекулы отделены друг от друга; степень отдаленности зависит от агрегатного состояния вещества и от температуры.
7. Между молекулами существуют силы притяжения и отталкивания.
8. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических явлениях, как правило, разрушаются или изменяются.

Атом — мельчайшая химически неделимая частица вещества. Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Ядро состоит из положительно заряженных протонов и незаряженных (нейтральных) нейтронов. Заряд протона равен заряду электрона, но противоположен ему по знаку. Атомный номер элемента (номер элемента в Периодической системе элементов) равен числу протонов в атоме этого элемента. Масса протона приблизительно равна массе нейтрона, а масса электрона составляет приблизительно $\frac{1}{2000}$ от массы протона.

Химический элемент — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра (т. е. с одинаковым числом протонов в ядре). Каждый элемент имеет свой символ.

Изотопы — разновидности атомов одного элемента, различающиеся числом нейтронов в ядре и, следовательно, массой.

Массовое число изотопа — сумма числа протонов и нейтронов в ядре:

$$A = Z + N,$$

где A — массовое число; Z — число протонов; N — число нейтронов. $^{35}_{17}\text{Cl}$ — изотоп хлора с массовым числом 35, число протонов у него равно 17, число нейтронов $35 - 17 = 18$.

Молекула — мельчайшая электронейтральная частица вещества, сохраняющая его состав и химические свойства.

Молекула **простого вещества** состоит из одного и более атома одного элемента (например, He, H₂, P₄). Различные простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называются **аллотропными модификациями** (например, O₂ и O₃, графит и алмаз). Простых веществ больше, чем химических элементов. Молекула **сложного вещества** состоит из атомов разных элементов (например, H₂O, CH₃COOH).

Ион — частица, состоящая из одного или нескольких атомов, имеющая электрический заряд. Положительно заряженные ионы — **катионы**, отрицательно заряженные — **анионы**.

Количество вещества (n) — физическая величина, характеризующая количество однотипных структурных единиц, содержащихся в веществе.

Моль — единица измерения количества вещества. Моль содержит столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов, формульных единиц и др.), сколько атомов углерода содержится в 0,012 кг изотопа углерода ¹²C. Это число равно $6,02 \cdot 10^{23}$ и называется **числом Авогадро (N_A)**.

Атомная единица массы (а. е. м. или дальтон — Да) — $\frac{1}{12}$ массы атома изотопа углерода ¹²C.

$$1 \text{ а. е. м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Относительная атомная масса (A_r) — масса атома в а. е. м., равная отношению средней массы атома естественного изотопного состава данного элемента к атомной единице массы.

Относительная молекулярная масса (M_r) — масса молекулы в а. е. м., равная отношению средней массы молекулы данного вещества к атомной единице массы.

Молярная масса (M, г/моль) — масса 1 моль вещества, выраженная в граммах. M численно равна A_r или M_r.

Закон постоянства состава вещества: всякое химически чистое вещество молекулярного строения имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа и места его получения. Для веществ немолекулярного строения возможны небольшие отклонения от этого закона.

Закон сохранения массы: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в этой реакции.

Закон Авогадро: равные объемы различных газов при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул.

/// Следствия из закона Авогадро

1. Один моль любого газа занимает одинаковый объем при одинаковых условиях. Этот объем называется **молярным объемом (V_M)**. При нормальных условиях (0 °C, 101,325 кПа) V_M = 22,4 л.
2. Молярная масса любого газа при нормальных условиях может быть рассчитана по формуле

$$M = \rho \cdot 22,4.$$

Здесь ρ — плотность газа при нормальных условиях (г/л).

3. Отношение абсолютных плотностей двух газов называется относительной плотностью (D) первого газа (1) по второму (2) и равно отношению их молярных масс (M):

$$D_2^1 = \frac{M_1}{M_2}.$$

Например, для данного газа

$$D_{\text{H}_2}^{\text{газа}} = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{H}_2}}; \quad M_{\text{газа}} = D_{\text{H}_2}^{\text{газа}} \cdot 2 = D_{\text{N}_2}^{\text{газа}} \cdot 28 = D_{\text{O}_2}^{\text{газа}} \cdot 32 = D_{\text{возд.}}^{\text{газа}} \cdot 29. //$$

Расчетные соотношения, используемые при решении задач

$$m = n \cdot M \text{ [г]}; \quad n = \frac{m}{M} \text{ [моль]}; \quad M = \frac{m}{n} \text{ [г/моль]}.$$

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ [моль}^{-1}\text{]}; \quad N(\text{число частиц}) = n \cdot N_A.$$

$$m(\text{атома или молекулы}) = M/N_A.$$

$$n(\text{элемента в веществе}) = n(\text{вещества}) \cdot \text{индекс элемента}.$$

Примеры решения задач

Пример 1. Плотность газа при н. у. составляет 3,615 г/л. Определите молярную массу газа и его относительную плотность по водороду и по воздуху.

Решение: Находим молярную массу газа:

$$M(\text{газа}) = \rho(\text{н. у.}) \cdot 22,4 = 3,615 \cdot 22,4 = 81 \text{ г/моль}.$$

Находим плотность по водороду и по воздуху:

$$D_{\text{H}_2}^{\text{газа}} = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{81}{2} = 40,5;$$

$$D_{\text{возд.}}^{\text{газа}} = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{возд.}}} = \frac{81}{29} = 2,71.$$

Пример 2. Какое количество вещества магния и сколько атомов магния содержится в образце чистого магния массой 6 г? Какова масса одного атома магния?

Решение:

$$n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{6}{24} = 0,25 \text{ моль};$$

$$N(\text{атомов Mg}) = nN_A = 0,25 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,506 \cdot 10^{23} \text{ атомов};$$

$$m(\text{атома Mg}) = \frac{M}{N_A} = \frac{24}{6,023} \cdot 10^{23} = 3,985 \cdot 10^{-23} \text{ г}^*).$$

Пример 3. Какие количества вещества сульфата натрия, атомов натрия, атомов серы и атомов кислорода содержатся в 71 г сульфата натрия?

*) Примечание: расчеты рекомендуется производить с точностью по меньшей мере до трех значащих цифр. В тех случаях, когда в условии задачи исходные числовые данные приведены с большей точностью, лучше придерживаться такой же точности, что и в условии задачи. При округлении если следующая значащая цифра меньше пяти, то ее отбрасывают, а если больше, то предыдущую увеличивают на единицу. Примеры: $0,32653 \approx 0,327$; $0,04741 \approx 0,0474$.

Решение:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ г/моль.}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{71}{142} = 0,5 \text{ моль.}$$

1 моль Na_2SO_4 содержит 2 моль атомов натрия, 1 моль атомов серы и 4 моль атомов кислорода:

$$n(\text{Na}) = 2 \cdot n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ моль;}$$

$$n(\text{S}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль;}$$

$$n(\text{O}) = 4 \cdot n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4 \cdot 0,5 = 2 \text{ моль.}$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Рассчитайте количества вещества и массу сульфата железа(II) и воды в 222,4 г железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).
Ответ. 0,8 моль, 5,6 моль; 121,6 г, 100,8 г.
2. Масса 0,15 моль кристаллической серы ($\text{S}_{(\text{кр})}$) равна 38,4 г. Определите массу одной молекулы и число атомов в одной молекуле $\text{S}_{(\text{кр})}$.
Ответ. $4,25 \cdot 10^{-22}$ г; 8 атомов.
3. Рассчитайте массу 26,88 л (н. у.) кислорода (O_2).
Ответ. 38,4 г.
4. В скольких граммах серной кислоты содержится такое же количество вещества, что и: а) в 4 мг гидроксида натрия; б) в 4,4 кг углекислого газа; в) в 2,12 г карбоната натрия?
Ответ. а) 0,0098 г; б) 9800 г; в) 1,96 г.
5. Сравните число молекул: а) в 1 г водорода и 1 г кислорода; б) в 1 л водорода и 1 л кислорода; в) в 1 моль водорода и 1 моль кислорода.
Ответ. а) 16 : 1; б) равно; в) равно.
6. Определите массу этана, в которой содержится $1,204 \cdot 10^{22}$ молекул.
Ответ. 0,6 г.

1.2. Массовая доля элемента в химическом соединении или в смеси

Массовая доля элемента вычисляется по следующим формулам:

- для смеси $\omega = \frac{m(\text{элемента})}{m(\text{смеси})}$; $\omega\% = \omega \cdot 100$;
- для химического соединения $\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z$

$$\omega(\text{A}) = \frac{x \cdot M(\text{A})}{M(\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z)}; \quad \omega(\text{B}) = \frac{y \cdot M(\text{B})}{M(\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z)}; \quad \omega(\text{C}) = \frac{z \cdot M(\text{C})}{M(\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z)}.$$

Массовая доля измеряется в долях единицы. В ответах она дается, как правило, в процентах (%). При проведении расчетов необходимо перейти от процентов к долям единицы делением на 100.

**Примеры решения задач**

Пример 1. Вычислите массовую долю азота как элемента в смеси, содержащей 1,5 моль азота и 0,5 моль аммиака.

Решение:

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 1,5 \cdot 28 = 42 \text{ г};$$

$$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 0,5 \cdot 17 = 8,5 \text{ г};$$

$$m(\text{смеси}) = m(\text{N}_2) + m(\text{NH}_3) = 42 + 8,5 = 50,5 \text{ г};$$

$$n(\text{N в N}_2) = 2 \cdot n(\text{N}_2) = 2 \cdot 1,5 = 3 \text{ моль};$$

$$n(\text{N в NH}_3) = n(\text{NH}_3) = 0,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{N в смеси}) = 3 + 0,5 = 3,5 \text{ моль};$$

$$m(\text{N}) = n(\text{N}) \cdot M(\text{N}) = 3,5 \cdot 14 = 49 \text{ г};$$

$$\omega(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{смеси})} = \frac{49}{50,5} = 0,97 \text{ (97\%)}.$$

Пример 2. Определите массовые доли элементов в ортофосфорной кислоте.

Решение:

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot M(\text{H}) + M(\text{P}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль};$$

$$\omega(\text{H}) = 3 \cdot \frac{M(\text{H})}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = 3 \cdot \frac{1}{98} = 0,0306 \text{ (3,96\%)};$$

$$\omega(\text{P}) = \frac{M(\text{P})}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31}{98} = 0,3163 \text{ (31,63\%)};$$

$$\omega(\text{O}) = 4 \cdot \frac{M(\text{O})}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = 4 \cdot \frac{16}{98} = 0,6531 \text{ (65,31\%)}.$$

Пример 3. Определите количества и массы веществ, содержащихся в 26,2 г смеси оксида фосфора(V) и оксида серы(VI), если известно, что массовая доля фосфора как элемента в этой смеси составляет 23,66%.

Решение:

$$m(\text{P}) = m(\text{смеси}) \cdot \omega(\text{P}) = 26,2 \cdot 0,2366 = 6,2 \text{ г};$$

$$n(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{M(\text{P})} = \frac{6,2}{31} = 0,2 \text{ моль}.$$

Один моль P_2O_5 содержит два моля атомов P, поэтому количество вещества P_2O_5 в два раза меньше количества вещества фосфора:

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{n(\text{P})}{2} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = n(\text{P}_2\text{O}_5) \cdot M(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,1 \cdot 142 = 14,2 \text{ г};$$

$$m(\text{SO}_3) = m(\text{смеси}) - m(\text{P}_2\text{O}_5) = 26,2 - 14,2 = 12 \text{ г};$$

$$n(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3)} = \frac{12}{80} = 0,15 \text{ моль}.$$

Пример 4. Определите массы веществ, входящих в состав образца олеума массой 28,5 г, если известно, что массовая доля серы как элемента в нем составляет 33,68%.

Решение: Олеум — это раствор оксида серы(VI) в чистой серной кислоте. Пусть количество вещества SO_3 в олеуме равно x моль, а количество вещества серной кислоты в нем равно y моль, тогда

количество вещества S в олеуме равно x моль, а количество вещества S в серной кислоте равно y моль.

$$m(\text{SO}_3) = M(\text{SO}_3) \cdot x = 80x \text{ и } m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot y = 98y;$$
$$80x + 98y = 28,5.$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{33,68}{100} = 0,3368;$$

$$m(\text{S}) = m(\text{олеума}) \cdot \omega(\text{S}) = 28,5 \cdot 0,3368 = 9,6 \text{ г};$$

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{9,6}{32} = 0,3 \text{ моль}; \quad x + y = 0,3.$$

Составляем систему уравнений и решаем ее:

$$\begin{array}{l|l|l} x + y = 0,3 & \cdot 98 & \left| \begin{array}{l} 98x + 98y = 29,4 \\ 80x + 98y = 28,5 \end{array} \right| \begin{array}{l} 18x = 0,9, \\ x = 0,05; \end{array} \\ 80x + 98y = 28,5 & & \end{array}$$
$$y = 0,3 - 0,05 = 0,25;$$

$$m(\text{SO}_3) = M(\text{SO}_3) \cdot x = 80x = 80 \cdot 0,05 = 4 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot y = 98y = 98 \cdot 0,25 = 24,5 \text{ г}.$$

Пример 5. Массовая доля элемента в оксиде неизвестного элемента(V) составляет 56,04%. Определите неизвестный элемент и молярную массу его оксида.

Решение: Формула оксида — $\text{Э}_2\text{O}_5$.

$$\omega(\text{O}) = 1 - \omega(\text{Э}) = 1 - 0,5604 = 0,4396.$$

1 моль оксида содержит 5 моль кислорода.

$$\text{Масса кислорода в 1 моль оксида} = 5 \cdot 16 = 80 \text{ г}.$$

Масса 1 моль оксида — это его молярная масса:

$$M(\text{Э}_2\text{O}_5) = \frac{m(\text{O в 1 моль оксида})}{\omega(\text{O})} = \frac{80}{0,4396} = 182 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Э}) = \frac{M(\text{Э}_2\text{O}_5) - 5 \cdot M(\text{O})}{2} = \frac{182 - 80}{2} = 51 \text{ г/моль}.$$

По Периодической системе элементов находим, что атомную массу 51 имеет элемент **ванадий**.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Определите массовую долю железа в Fe_2O_3 .

Ответ. 70%.

2. Массовая доля неизвестного элемента в его оксиде $\text{Э}_2\text{O}_3$ равна 68,42%. Определите элемент.

Ответ. Cr.

3. В ортофосфате элемента(II) массовая доля этого элемента составляет 68,44%. Определите, о фосфате какого элемента идет речь.

Ответ. $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.

4. Определите формулу кристаллогидрата фосфата натрия, если известно, что массовая доля водорода как элемента в нем составляет 6,316%.

Ответ. $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

5. Определите массовую долю калия как элемента в смеси, состоящей из 25,25 г нитрата калия и 41,4 г карбоната калия.

Ответ. 49,7%.

6. Определите количества и массы веществ, содержащихся в образце смеси оксидов алюминия и кремния массой 43,68 г, если массовая доля кислорода как элемента в этой смеси составляет 49,82%.
 Ответ. 0,24 моль и 0,32 моль; 24,48 г и 19,2 г.

1.3. Определение формулы вещества

Для вещества формулы $A_xB_yC_z$

$$x : y : z = n(A) : n(B) : n(C); \quad x : y : z = \frac{\omega(A)}{A_r(A)} : \frac{\omega(B)}{A_r(B)} : \frac{\omega(C)}{A_r(C)}.$$

Примеры решения задач

Пример 1. Определите простейшую формулу вещества, в котором массовые доли натрия, фосфора и кислорода составляют 34,59, 23,31 и 42,10% соответственно.

Решение: Пусть формула вещества будет $Na_xP_yO_z$.

$$x : y : z = n(Na) : n(P) : n(O) = \frac{m(Na)}{M(Na)} : \frac{m(P)}{M(P)} : \frac{m(O)}{M(O)}.$$

Допустим, $m(Na_xP_yO_z) = 100$ г, тогда $m(Na) = 34,59$ г; $m(P) = 23,31$ г и $m(O) = 42,1$ г;

$$x : y : z = \frac{34,59}{23} : \frac{23,31}{31} : \frac{42,1}{16} = 1,504 : 0,752 : 2,63.$$

Для получения целых значений x , y и z разделим полученные числа на наименьшее из них (0,752):

$$x : y : z = 2 : 1 : 3,5.$$

Если не все полученные числа целые (как в данном случае), то необходимо подобрать наименьший множитель, который превратил бы их в целые (здесь 2):

$$x : y : z = 4 : 2 : 7.$$

Простейшая формула вещества: $Na_4P_2O_7$.

Пример 2. Определите молекулярную формулу вещества, состоящего из кислорода, азота, фосфора и водорода, если известно, что оно содержит по массе 48,48% кислорода, число атомов азота в нем в два раза больше числа атомов фосфора, а количество атомов водорода в соединении в 2,25 раза больше количества атомов кислорода. Молярная масса вещества меньше 200 г/моль.

Решение: Формула вещества $O_xN_yP_zH_k$. Пусть масса вещества равна 100 г, тогда

$$m(O) = 48,48 \text{ г};$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{48,48}{16} = 3,93 \text{ моль};$$

$$n(H) = n(O) \cdot 2,25 = 3,93 \cdot 2,25 = 6,82 \text{ моль};$$

$$m(H) = n(H) \cdot M(H) = 6,82 \cdot 1 = 6,82 \text{ г};$$

$$m(N + P) = m(\text{вещества}) - m(O) - m(H) = 100 - 48,48 - 6,82 = 44,7 \text{ г};$$

$$m(N) = n(N) \cdot M(N) = 14 \cdot n(N); m(P) = n(P) \cdot M(P) = 31 \cdot n(P).$$

Составляем систему уравнений и решаем ее:

$$\begin{array}{l|l|l} 14n(\text{N}) + 31n(\text{P}) = 44,7 & 28n(\text{P}) + 31n(\text{P}) = 44,7 & n(\text{P}) = 0,757 \text{ моль,} \\ n(\text{N}) = 2n(\text{P}) & 59n(\text{P}) = 44,7 & n(\text{N}) = 0,757 \cdot 2 = 1,514; \end{array}$$

$$x : y : z : k = 3,93 : 1,514 : 0,757 : 6,82 = 4 : 2 : 1 : 9.$$

Формула: $\text{O}_4\text{N}_2\text{PH}_9$.

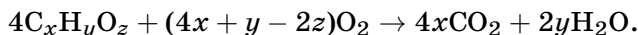
Мы определили простейшую формулу вещества. Молекулярная формула может содержать удвоенное, утроенное и т. д. число атомов. Чтобы убедиться, что молекулярная формула совпадает с простейшей, подсчитаем молярную массу вещества:

$$M(\text{O}_4\text{N}_2\text{PH}_9) = 16 \cdot 4 + 14 \cdot 2 + 31 + 1 \cdot 9 = 132 \text{ г/моль}; 132 < 200.$$

Очевидно, что молярная масса для удвоенной формулы будет больше 200, что противоречит условию задачи, следовательно, молекулярная формула вещества $\text{O}_4\text{N}_2\text{PH}_9$. Перегруппировав атомы, легко догадаться, что это вещество является гидрофосфатом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

Пример 3. При полном сгорании 6 г органического вещества образовалось 8,8 г оксида углерода(IV) и 3,6 г воды. Определите молекулярную формулу сожженного вещества, если известно, что его молярная масса равна 180 г/моль.

Решение: Судя по продуктам сгорания, вещество содержало углерод, водород и, возможно, кислород. Запишем соответствующее уравнение:



Определяем количество вещества и массу углерода в CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{8,8}{44} = 0,2 \text{ моль}; n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{C}) = 0,2 \cdot 12 = 2,4 \text{ г}.$$

Определяем количество вещества водорода в H_2O и его массу:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3,6}{18} = 0,2 \text{ моль}; n(\text{H}) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}) = 0,4 \cdot 1 = 0,4 \text{ г}.$$

Определяем массу и количество вещества кислорода в органическом веществе:

$$m(\text{O}) = m(\text{вещества}) - m(\text{C}) - m(\text{H}) = 6 - 2,4 - 0,4 = 3,2 \text{ г};$$

$$n(\text{O}) = \frac{3,2}{16} = 0,2 \text{ моль}.$$

Определяем простейшую формулу:

$$x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = 0,2 : 0,4 : 0,2 = 1 : 2 : 1, \text{ т. е. } \text{CH}_2\text{O}.$$

Молекулярная формула: $(\text{CH}_2\text{O})_n$.

Для того чтобы найти значение n , определяем молярную массу фрагмента CH_2O .

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30 \text{ г/моль}. n = \frac{M(\text{вещества})}{M(\text{CH}_2\text{O})} = \frac{180}{30} = 6.$$

Молекулярная формула: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

**Задачи и упражнения для самостоятельного решения**

1. Определите молекулярную формулу соли с молярной массой менее 300 г/моль, в которой массовые доли азота, водорода, хрома и кислорода составляют 11,11%; 3,17%; 41,27% и 44,44% соответственно.
Ответ. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Определите формулу кристаллогидрата соли, если известно, что массовые доли натрия, углерода, водорода и кислорода в нем составляют 16,08%; 4,196%; 6,933% и 72,73% соответственно.
Ответ. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
3. При сжигании 26,7 г аминокислоты ($\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_k$) в избытке кислорода образуется 39,6 г оксида углерода(IV), 18,9 г воды и 4,2 г азота. Определите формулу аминокислоты.
Ответ. $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$.

1.4. Газовые смеси.**Объемная и молярная доли газа в смеси.****Средняя молярная масса газовой смеси**

Для нахождения объемной (φ) и молярной (χ) долей газа в смеси, а также средней молярной массы ($M_{\text{ср.}}$) газовой смеси используются следующие формулы:

$$\varphi = \frac{V(\text{компонента смеси})}{V(\text{смеси})}; \quad \chi = \frac{n(\text{компонента смеси})}{\text{сумма } n \text{ всех компонентов смеси}};$$

$$M_{\text{ср.}} = \chi_1 \cdot M_1 + \chi_2 \cdot M_2 + \dots \text{ по всем компонентам смеси.}$$

Для газов $\chi = \varphi$, поэтому $M_{\text{ср.}}(\text{газа}) = \varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \dots$ по всем компонентам смеси.

Объемная и молярная доли измеряются в долях единицы. В ответах они даются, как правило, в процентах (%). При проведении расчетов необходимо перейти от процентов к долям единицы делением на 100.

$$M_{\text{ср.}} = \frac{n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2 + \dots (\text{по всем компонентам смеси})}{n_1 + n_2 + \dots};$$

$$M_{\text{ср.}} = \frac{V_1 \cdot M_1 + V_2 \cdot M_2 + \dots (\text{по всем компонентам смеси})}{V_1 + V_2 + \dots}.$$

**Пример решения задачи**

Пример. Какой объем при н. у. займет смесь, состоящая из 16 г метана, 42 г водорода, 42 г азота? Определите объемные доли каждого газа в смеси. Рассчитайте среднюю молярную массу данной смеси и ее плотность по аргону.

Решение: Количество вещества каждого газа в смеси:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{16}{16} = 1 \text{ моль}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{42}{2} = 21 \text{ моль};$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{42}{28} = 1,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{смеси}) = 1 + 21 + 1,5 = 23,5 \text{ моль};$$

$$V(\text{смеси}) = 23,5 \cdot 22,4 = 532 \text{ л.}$$

Объемные доли газов равны их молярным долям:

$$\varphi(\text{CH}_4) = \frac{1}{23,5} = 0,0425 \text{ (4,25\%);}$$

$$\varphi(\text{H}_2) = \frac{21}{23,5} = 0,8936 \text{ (89,36\%);}$$

$$\varphi(\text{N}_2) = \frac{1,5}{23,5} = 0,0638 \text{ (6,38\%);}$$

$$M_{\text{ср. (смеси)}} = 16 \cdot 0,0425 + 2 \cdot 0,8936 + 28 \cdot 0,0638 = 4,25 \text{ г/моль;}$$

$$D_{\text{Аг. смеси}}^{\text{газ.}} = \frac{4,25}{40} = 0,10625.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Какой объем при н. у. займет смесь, состоящая из 1,7 моль углекислого газа, 2,39 моль азота и 6,38 моль хлора?
Ответ. 234,53 л.
2. Определите массу смеси, состоящей из 11,2 л аммиака, 22,4 л азота и 44,8 л водорода при н. у. Определите объемные доли каждого газа в смеси. Определите абсолютную плотность данной смеси и ее плотность по воздуху.
Ответ. 40,5 г; 14,3%, 28,6% и 57,1%; 0,52 г/л; 0,40.
3. Смешали 3 л азота (N_2) и 7 л оксида углерода(IV) (CO_2). Определите относительную плотность газовой смеси по водороду.
Ответ. 19,6.
4. Рассчитайте молярную и объемную доли метана (CH_4) и водорода (H_2) в их смеси, если массовая доля метана в смеси равна 80%.
Ответ. 33% и 67%.
5. Какие объемы этана (C_2H_6) и водорода необходимы для приготовления 20 л (н. у.) газовой смеси с плотностью по воздуху, равной 0,5?
Ответ. 8,93 л и 11,07 л.
6. Смесь азота с кислородом объемом 31,36 л (н. у.) имеет плотность 1,3775 г/л. Определите: массу смеси, объемные доли газов и плотность смеси по аргону.
Ответ. 43,2 г; 30% и 70%; 0,775.
7. Плотность газовой смеси, состоящей из аммиака и кислорода, равна 1,116 г/л (н. у.). Определите состав смеси в объемных и массовых долях.
Ответ. 47% и 53%, 31,7% и 68,3% соответственно.
8. Смесь метана и пропана массой 1,5 г при н. у. занимает объем 1,12 л. Определите состав этой смеси в объемных долях. Какой объем воздуха потребуется для сжигания смеси, если объемная доля кислорода в воздухе составляет 21%?
Ответ. $\varphi(\text{CH}_4) = \varphi(\text{C}_3\text{H}_8) = 50\%$; 18,67 л.
9. Сосуд трижды поочередно заполняли тремя различными газами. Масса сосуда была равна 832, 942 и 858 г соответственно. Плотность второго газа по третьему равна 2,45, а плотность третьего газа по водороду равна 14,5. Рассчитайте молярную массу первого газа.
Ответ. 16 г/моль.

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

2.1. Строение атома

Электрон — стабильная отрицательно заряженная элементарная частица. Вследствие своих малых размеров и массы электрон одновременно обладает свойствами и частицы, и электромагнитной волны. Конкретную траекторию движения электрона и его положение в пространстве в определенный момент времени определить невозможно. Можно лишь говорить о *вероятности его нахождения* в данной точке пространства.

Согласно современным представлениям поведение электронов в атомах описывается при помощи *квантовой механики*, требующей использования сложного математического аппарата.

Атомная орбиталь (АО) — область пространства вблизи ядра атома, в которой вероятность пребывания данного электрона превышает 90%. Атомную орбиталь часто называют *квантовой ячейкой* и обозначают следующим образом: $\square$.

Атомные орбитали также изображают в виде диффузных *электронных облаков*. Темные участки электронных облаков отвечают областям пространства с высокой плотностью вероятности обнаружения в них электрона, а светлые — зонам с низкой или нулевой электронной плотностью.

Граничная поверхность — часть электронной орбитали, в которой вероятность нахождения электрона (*электронная плотность*) имеет одинаковое максимальное значение.



Электроны в атоме распределяются по **энергетическим уровням, подуровням и орбиталям**.

Состояние каждого электрона в атоме характеризуется набором из четырех **квантовых чисел** (n, l, m_l и m_s).

1. Главное квантовое число (n) соответствует номеру *энергетического уровня* (оболочки), на котором расположен электрон, и может принимать целые значения 1, 2, 3, ..., ∞ .

2. Орбитальное (или побочное) квантовое число (l) характеризует состояние электрона в пределах данного уровня и может принимать целые значения в интервале от 0 до $n - 1$. Первый энергетический уровень ($n = 1$) состоит из единственного подуровня

($l = 0$), второй ($n = 2$) — из двух подуровней ($l = 0$ или 1) и т. д. Число подуровней на уровне равно номеру энергетического уровня.

Энергетические подуровни принято обозначать буквами латинского алфавита: $l = 0$ — s -подуровень, $l = 1$ — p -подуровень, $l = 2$ — d -подуровень, $l = 3$ — f -подуровень.

3. Магнитное квантовое число (m_l) характеризует магнитный момент электрона и ориентацию орбитали в пространстве. Величина m_l может принимать целочисленные значения в интервале от $-l$ до $+l$. Число подуровней на уровне равно номеру энергетического уровня.

Каждой атомной орбитали атома соответствует набор из трех квантовых чисел n , l и m_l :

s	p	d	f
$m_l = 0$	$m_l = -1, 0, 1$	$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$	$m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

Число возможных значений m_l для данного подуровня равно числу орбиталей на подуровне. Число орбиталей на данном энергетическом уровне равно n^2 . Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне равно $2n^2$.

4. Спиновое квантовое число (m_s) характеризует собственный момент импульса электрона, приводящий к возникновению у последнего собственного магнитного поля. Для электрона в атоме m_s может принимать только одно из двух значений: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Атомная орбиталь может быть *вакантной* (не содержать электронов), содержать один *неспаренный* электрон или быть заполненной двумя электронами с противоположными (антипараллельными) спинами — *спаренными электронами*, или *электронной парой*:

— вакантная орбиталь

↑

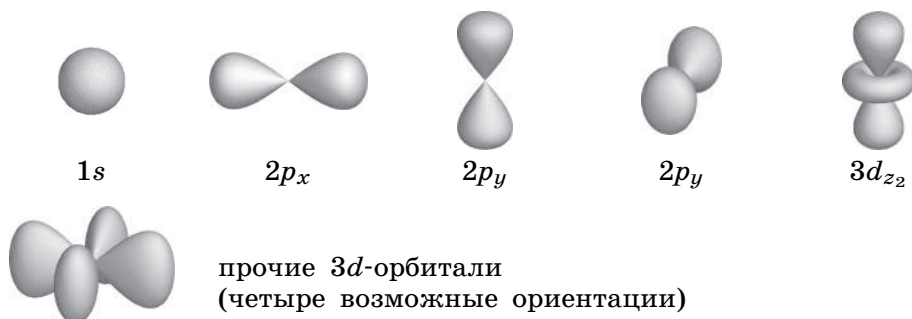
 — неспаренный e^-

↑↓

 — спаренные e^-

Орбитали p -, d - и прочих электронных подуровней не обладают сферической симметрией и могут быть представлены в виде электронных облаков *гантелевидной*, *четырёхлопастной* или более сложных форм.

Ниже представлены граничные поверхности s -, p - и d -орбиталей:



Заполнение атомных орбиталей электронами. Распределение электронов в атоме определяется тремя основными положениями: принципом запрета Паули, принципом наименьшей энергии, а также правилом мультиплетности Гунда.

Принцип запрета Паули: в атоме не может быть двух электронов в одинаковом квантовом состоянии, т. е. любые два электрона должны различаться значениями *хотя бы одного* из квантовых чисел.

Принцип наименьшей энергии: электроны в невозбужденном атоме располагаются по электронным уровням и подуровням так, чтобы их суммарная энергия была минимальна.

Для большинства элементов потенциальные энергии электронных подуровней в атоме соотносятся следующим образом:

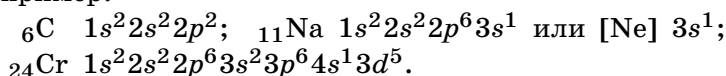
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s \dots$$

Правила Клечковского:

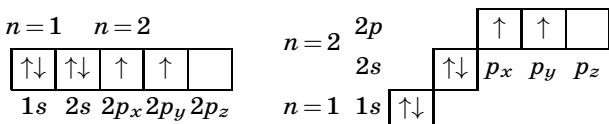
- 1) в основном состоянии электрон занимает подуровень с наименьшим значением суммы $n + l$, а не с минимальным значением n ;
- 2) если значения суммы квантовых чисел $n + l$ подуровней равны, то сначала заполняется подуровень с наименьшим значением n .

Правило мультиплетности Гунда: при данном значении l (т. е. в пределах одного подуровня) электроны распределяются по орбиталям таким образом, чтобы их суммарный спин был максимальным. Другими словами, электроны *по возможности* располагаются по одному на свободных орбиталях равной энергии и лишь при отсутствии последних образуют электронные пары.

Электронная формула (конфигурация) атома элемента — обозначение распределения его электронов по уровням и подуровням, например:



Графическая электронная формула атома элемента — изображение структуры электронной оболочки атома с распределением электронов по орбиталям с помощью квантовых ячеек. Различные варианты изображения графической электронной формулы атома углерода представлены ниже:



s-, p-, d- и f-Элементы. У s-элементов последним заполняется s-подуровень *внешнего* энергетического уровня. У p-элементов последним заполняется p-подуровень *внешнего* энергетического уровня. У d-элементов последним заполняется d-подуровень *предвнешнего* энергетического уровня. У f-элементов последним заполняется f-подуровень *третьего снаружи* энергетического уровня.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Сколько нейтронов, протонов и электронов содержится в атоме некоторого элемента, если его символ ${}^{52}_{24}\text{E}$? Назовите элемент.
2. Напишите электронные формулы элементов № 7, 13, 16 и 35.
3. Впишите массовые числа (A), атомные номера (Z) и число нейтронов (N) для следующих изотопов:

Изотоп	A	Z	N	Изотоп	A	Z	N
${}^1_1\text{H}$				${}^{27}_{13}\text{Al}$			
${}^{12}_6\text{C}$				${}^{28}_{14}\text{Si}$			
${}^{14}_7\text{N}$				${}^{31}_{15}\text{P}$			
${}^{16}_8\text{O}$				${}^{56}_{26}\text{Fe}$			

4. Изобразите электронные конфигурации атомов K, Mg, Cl, As, Si, Ce, Ag, Fe. К какому семейству (s -, p -, d - или f -) относится каждый из них?
5. Атомы каких элементов имеют следующие электронные конфигурации: а) $[\text{Ne}]3s^23p^1$; б) $[\text{Ne}]3s^23p^5$; в) $[\text{Ar}]3d^54s^2$; г) $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$? Укажите названия элементов и их положение в периодической таблице (период, группу, порядковый номер).
6. Атомы Na и Cl химически активны, а ионы Na^+ и Cl^- являются устойчивыми частицами. Объясните это различие, напишите электронные конфигурации указанных частиц.



Готовимся к ЕГЭ

Для выполнения заданий **1–4** используйте следующий ряд химических элементов:

- 1) Na^+ 2) K^+ 3) S^{2-} 4) Mg 5) Ar

↓ Ответом к заданиям **1–4** является последовательность цифр, которыми указаны химические элементы в данном ряду.

1. У каких частиц на третьем энергетическом уровне имеется по 8 электронов?
2. Какие частицы содержат одинаковое число протонов и электронов?
3. В каких частицах число электронов равно числу электронов в атоме аргона?
4. Каким частицам соответствует электронная формула $1s^22s^22p^63s^23p^6$?
5. Число нейтронов в ядре атомов ${}^{39}\text{K}$ и ${}^{35}\text{Cl}$ равно соответственно
1) 18 2) 20 3) 39 4) 58 5) 17
6. Изотопы одного и того же элемента отличаются друг от друга
1) числом нейтронов 2) числом протонов
3) числом электронов 4) зарядом ядра 5) атомной массой

Для выполнения заданий **7–9** используйте следующий ряд атомов:

- 1) ${}^{12}\text{C}$ 2) ${}^{39}\text{K}$ 3) ${}^{35}\text{Cl}$ 4) ${}^{127}\text{I}$ 5) ${}^{16}\text{O}$

↓ Ответом к заданиям **7–9** является последовательность цифр, которыми указаны атомы в данном ряду.

7. Какие частицы содержат одинаковое число протонов и нейтронов?
8. Какие атомы содержат 20 и 74 нейтрона соответственно?
9. Какие атомы содержат 17 и 8 протонов соответственно?

10. Сульфид-иону и фторид-иону соответствуют электронные формулы
 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6$
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ 5) $1s^2 2s^2$
11. Электронные конфигурации $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ и $1s^2 2s^2 2p^6$ имеют соответственно
 1) Sc^{2+} 2) Al^{3+} 3) Cr^{3+} 4) Fe^{2+} 5) Ca^{2+}
12. Частицам As и Mg^{2+} соответственно характерны конфигурации
 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6$
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ 5) $1s^2 2s^1$
13. Число энергетических уровней и число валентных электронов в атоме хлора равно соответственно
 1) 7 2) 2 3) 3 4) 4 5) 5
14. Число вакантных орбиталей и число неспаренных электронов в атоме алюминия в основном состоянии равно соответственно
 1) 1 2) 2 3) 3 4) 9 5) 4
15. Одинаковое число s -электронов имеют атомы элементов
 1) железа 2) кальция 3) калия 4) серы 5) хрома
16. На внешнем энергетическом уровне имеют по одному электрону атомы элементов в основном состоянии
 1) железа 2) кальция 3) меди 4) серы 5) хрома
17. В основном состоянии *не имеют* d -электронов ионы
 1) Cr^{2+} 2) Ca^{2+} 3) Fe^{3+} 4) Sr^{2+} 5) O^{2-}
18. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

- А) N^{+2} 1) $1s^2$ 4) $1s^2 2s^1$
 Б) N^{+4} 2) $1s^2 2s^2 2p^6$ 5) $1s^2 2s^2$
 В) N^{-3} 3) $1s^2 2s^2 2p^1$
 Г) N^{+5}

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

- А) S^{+4} 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6$
 Б) Cl^{+3} 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ 5) $1s^2 2s^2 2p^5$
 В) P^0 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 Г) N^{-2}

А	Б	В	Г

20. Установите соответствие между частицей и общим числом электронов, содержащихся в ней.

ЧАСТИЦА ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ

- А) Al^{3+} 1) 18 4) 10
 Б) Mg 2) 12 5) 17
 В) P^{-3} 3) 19
 Г) К

А	Б	В	Г

2.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов

Современная формулировка Периодического закона: *свойства химических элементов, а также формы и свойства образующих ими соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их ядер.*

Графическим отображением Периодического закона является Периодическая система (таблица), разделенная на периоды и группы. Ее *короткая форма* наиболее полно отражает периодичность химических свойств элементов, в том числе характерных для них *валентностей и степеней окисления*.

Элементы, расположенные по возрастанию их порядковых номеров, образуют семь *периодов*.

Периоды — горизонтальные ряды элементов в Периодической системе, начинающиеся со щелочного металла (первый период — с водорода) и заканчивающиеся инертным газом. Номер периода соответствует числу энергетических уровней, на которых располагаются электроны в атоме. Первые три периода называют *малыми*, так как они содержат небольшое число элементов: первый период — два *s*-элемента — водород и гелий, второй и третий — по 8 элементов (2 *s*-элемента и 6 *p*-элементов). Последующие периоды называют *большими* (часто их делят на ряды — четные и нечетные). Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов (2 *s*-элемента, 6 *p*-элементов и 10 *d*-элементов). Шестой и седьмой периоды включают по 32 элемента (2 *s*-элемента, 6 *p*-элементов, 10 *d*-элементов и 14 *f*-элементов). *f*-Элементы выделяют в отдельные ряды. Эти ряды — *лантаноиды*, или *лантаниды* (от церия до лютеция), и *актиноиды*, или *актиниды* (от тория до лоуренсия), располагают за пределами основной таблицы. Из-за схожести химических свойств все эти элементы принято условно помещать в клетки, занимаемые соответственно лантаном и актинием.

Группа — вертикальный столбец в периодической таблице, их восемь. Они традиционно обозначаются римскими цифрами (от I до VIII). Каждая группа делится на две *подгруппы* — главную и побочную (А и В). Деление групп на подгруппы объясняется различием электронных конфигураций атомов составляющих их элементов. У элементов одной подгруппы строение внешнего энергетического уровня всегда одинаково. Исключением являются лишь некоторые *d*-элементы, у которых наблюдаются так называемые *провалы* электронов (Cr, Mo, Pd). В **главные подгруппы** входят *s*- и *p*-элементы. Для них номер группы соответствует числу электронов на внешнем энергетическом уровне (исключение — водород и гелий). Побочные подгруппы содержат только элементы больших периодов (*d*-элементы).

Все элементы **побочных подгрупп** являются металлами, их возможная высшая положительная степень окисления увеличивается слева направо и часто совпадает с номером группы. Восстановительная способность и химическая активность элементов побочных подгрупп увеличиваются снизу вверх по группе.

Периодичность — это повторяемость химических и некоторых физических свойств простых веществ и их соединений при изменении порядковых номеров элементов. Она связана в первую очередь с повторяемостью электронного строения внешних электронных уровней, определяющих свойства элементов (табл. [2.1](#)).

В периодической таблице можно проследить три основные периодичности: *вертикальную, горизонтальную и диагональную*.

Таблица 2.1

**Периодическое изменение строения внешней электронной оболочки
атомов элементов главных подгрупп**

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6
1	1 H ^{*)}							2 He(1s ²)
2	3 Li	4 Be ^{*)}	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	13 Al ^{*)}	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	31 Ga ^{*)}	32 Ge ^{*)}	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn ^{*)}	51 Sb ^{*)}	52 Te ^{*)}	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Pb ^{*)}	83 Bi ^{*)}	84 Po ^{*)}	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	113 Ns ^{**)}	114 Fl ^{**)}	115 Mc ^{**)}	116 Lv ^{**)}	117 Th ^{**)}	118 Og ^{**)}

■ — металлы, □ — неметаллы;

*) элементы, оксиды которых проявляют амфотерные свойства;

**) недавно полученные элементы, отнесение которых к металлам или неметаллам не имеет смысла из-за малого времени жизни изотопов.

Вертикальная периодичность заключается в повторяемости свойств простых веществ и соединений в вертикальных столбцах. Это основной вид периодичности, в соответствии с которым все элементы и объединены в группы и подгруппы. Химические свойства простых веществ и соединений обычно рассматриваются на основе данного вида периодичности. Вертикальная периодичность проявляется и в таких физических свойствах атомов, как радиус и энергия ионизации.

Горизонтальная периодичность заключается в появлении максимальных и минимальных значений свойств простых веществ и соединений в пределах каждого периода.

Диагональная периодичность — это повторяемость свойств простых веществ и соединений по диагоналям Периодической системы. Она связана с возрастанием неметаллических свойств в периодах слева направо и в группах снизу вверх. Поэтому литий похож на магний, бериллий — на алюминий, бор — на кремний, углерод — на фосфор. Диагональную периодичность не следует понимать, как абсолютное сходство свойств элементов. Однако свойства ионов Li^+ и Mg^{2+} очень близки, проявляясь, в частности, в малой растворимости их карбонатов и ортофосфатов. Бериллий и алюминий проявляют амфотерность своих оксидов и гидроксидов, бор и кремний образуют летучие, весьма химически активные молекулярные гидриды.

Металлы — химические элементы, проявляющие только восстановительные свойства и образующие простые вещества, обладающие в обычных условиях характерными «металлическими» свойствами: высокой тепло- и электропроводностью, пластичностью и др.

Неметаллы — химические элементы, образующие простые вещества, обладающие как окислительными, так и восстановительными

Таблица 2.2

Относительные электроотрицательности элементов по Полингу

Период	Подгруппа						
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H 2,1						
2	Li 1,0	Be 1,6	B 2,1	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
3	Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,4	Br 2,8
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,5
6	Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 2,0	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9					

свойствами и не проявляющие типичных металлических свойств. Неметаллы занимают правый верхний угол периодической таблицы. Неметаллы, как правило, имеют на внешнем энергетическом уровне большее число электронов и обладают большей электроотрицательностью по сравнению с металлами.

Электроотрицательность (ЭО) — это способность атома притягивать к себе электроны других атомов. Широкое распространение получила шкала относительной электроотрицательности (ОЭО) *Полинга* (табл. 2.2), в которой наиболее электроотрицательному атому фтора приписано значение, равное 4, а литию — равное 1.

Степень окисления — формальный заряд, который имел бы атом в молекуле, если бы все электронные пары, участвующие в образовании химических связей, были полностью смещены в сторону более электроотрицательных атомов. Степень окисления может выражаться как положительным, так и отрицательным числом, быть целой или дробной.

- Для атомов элементов IA–VIIA подгрупп номер группы равен максимальной возможной положительной степени окисления (кроме O и F), а возможная низшая степень окисления равна номеру группы (–8).
- Элементы подгрупп IA и IIA проявляют в соединениях степени окисления +1 и +2 соответственно.
- Степень окисления фтора в сложных веществах всегда –1.
- Степень окисления водорода в сложных веществах обычно +1 (за исключением гидридов металлов, в которых она равна –1).
- Степень окисления кислорода в сложных веществах обычно равна –2 (за исключением соединений OF₂, O₂F₂ и H₂O₂, где она равна +2, +1 и –1 соответственно).

Слева направо по периоду и снизу вверх по группе ослабевают металлические свойства элементов, увеличивается их электроотрицательность, для неметаллов уменьшаются температуры плавления

Таблица 2.3

Периодичность свойств атомов элементов главных подгрупп

Свойство	Увеличение в группах	Увеличение в периодах
Радиус атома	↓	←
Заряд атомного ядра	↓	→
Электроотрицательность	↑	→
Максимальная степень окисления	Без изменения	→
Металлические свойства	↓	←
Неметаллические свойства	↑	→
Кислотные свойства оксидов	↑	→

и кипения (табл. 2.3). Металлы располагаются левее диагонали, проходящей от бора к астату, а неметаллы — правее. Окислительные свойства элементов усиливаются снизу вверх и слева направо, а восстановительные — в обратных направлениях. Инертные газы в химическом отношении занимают особое положение, так как имеют заполненный внешний электронный уровень. Они могут образовывать химические соединения только с очень электроотрицательными элементами, такими, как фтор или кислород.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Изобразите электронные конфигурации атомов элементов второго периода. Как изменяется электроотрицательность атомов этих элементов? Напишите формулы их соединений с водородом и высших оксидов.
- Сравните: а) атомные радиусы; б) электроотрицательности; в) металлические свойства; г) максимальные положительные степени окисления в ряду элементов:
1) Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl; 2) Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Напишите формулы их высших оксидов.

- Определите степени окисления: хрома в NaCrO_2 , Na_2CrO_4 и в ионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; фосфора в ионах PH_4^+ , PO_4^{3-} , PO_3^{3-} , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$; углерода в CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 и CCl_4 .
- Напишите формулы бинарных соединений, состоящих из:
а) Ca и P; б) Al и S; в) Al и C; г) Se и O.
- Из ряда элементов K, Ca, Sc, Sr, Zn выберите два элемента с наиболее схожими свойствами. Поясните ответ написанием их электронных конфигураций.
- Ответьте, верны ли следующие утверждения:
а) все s-элементы — активные металлы;
б) атомы благородных газов имеют устойчивые электронные конфигурации;
в) степень окисления элемента в соединениях может быть равна нулю.

Приведите примеры, подтверждающие или опровергающие эти утверждения.

✓ **Готовимся к ЕГЭ**

- Степень окисления серы в соединениях FeSO_3 и K_2SO_4 равна соответственно
1) -1 2) $+6$ 3) 0 4) $+4$ 5) $+2$
- Степень окисления азота в ионах NH_4^+ и NO_2^- равна соответственно
1) -1 2) -4 3) $+3$ 4) $+5$ 5) -3
- Наибольшую и наименьшую степень окисления азот проявляет в соединениях
1) NH_3 2) N_2 3) NO_2 4) NO 5) N_2O_5
- Азот проявляет одинаковую степень окисления в соединениях
1) N_2 2) Mg_3N_2 3) Li_3N 4) NH_3 5) HNO_2
- В соединениях PH_3 , P_2O_5 , H_3PO_3 степень окисления фосфора равна
1) $+3$ 2) -3 3) $+5$ 4) $+1$ 5) $+4$
- Установите соответствие между формулой соединения и степенью окисления хлора в нем.

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ХЛОРА	
А) $\text{Ca}(\text{OCl})_2$	1) $+1$	4) $+5$
Б) KClO_3	2) $+2$	5) -1
В) HClO_2	3) $+3$	
Г) FeCl_3		

А	Б	В	Г

- Установите соответствие между названием химического элемента и возможными значениями его степени окисления.

ЭЛЕМЕНТ	СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ	
А) хлор	1) $-2, -1, 0, +2$	5) $-1, 0, +1, +3, +5, +7$
Б) фтор	2) $-2, 0, +4, +6$	
В) фосфор	3) $-3, 0, +3, +5$	6) $-4, -2, 0, +2, +4$
Г) сера	4) $-1, 0$	

А	Б	В	Г

- Установите соответствие между химическим элементом и общей формулой его высшего фторида.

ЭЛЕМЕНТ	ОБЩАЯ ФОРМУЛА ФТОРИДА	
А) Si	1) ЭF_2	4) ЭF_5
Б) Se	2) ЭF_3	5) ЭF_6
В) S	3) ЭF_4	6) ЭF_7
Г) I		

А	Б	В	Г

- Установите соответствие между химическим элементом и общей формулой его высшего гидроксида.

ЭЛЕМЕНТ	ОБЩАЯ ФОРМУЛА ГИДРОКСИДА	
А) N	1) ЭОН	4) $\text{H}_3\text{ЭO}_3$
Б) S	2) $\text{H}_2\text{ЭO}_4$	5) HЭO_3
В) As	3) $\text{H}_3\text{ЭO}_4$	6) HЭO_4
Г) Br		

А	Б	В	Г

- Наибольшей и наименьшей электроотрицательностью среди элементов IVА подгруппы соответственно обладают

1) кремний 2) германий 3) свинец 4) углерод 5) олово

11. Химические элементы расположены в четвертом периоде в IА и IIIА подгруппах. Распределению электронов в атомах этих элементов соответствуют ряды чисел
1) 2, 8, 8, 2 2) 2, 8, 18, 3 3) 2, 8, 8, 1 4) 2, 8, 18, 2 5) 2, 8, 10, 1
12. Металлические свойства выражены сильнее, чем у магния, у следующих металлов:
1) бериллий 2) алюминий 3) кальций 4) натрий 5) медь
13. В ряду натрий $\rightarrow$ магний $\rightarrow$ алюминий уменьшается
1) атомный радиус
2) число неспаренных электронов в возбужденном состоянии
3) химическая активность
4) электроотрицательность
5) устойчивость к окислению
14. У атомов химических элементов, расположенных в ряду $P \rightarrow S \rightarrow Cl$, увеличивается
1) атомный радиус 2) окислительная способность
3) число внешних электронов 4) число неспаренных электронов
5) восстановительная способность
15. Найдите верные суждения о свойствах соединений элемента, электронная конфигурация атома которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
1) образует гидроксиды с кислотными свойствами
2) степень окисления этого элемента в высшем гидроксиде равна +4
3) степень окисления этого элемента в высшем оксиде равна +6
4) образует гидроксид с основными свойствами
5) не образует летучего водородного соединения
16. Химическому элементу, расположенному в третьем периоде и в IIIА подгруппе, соответствует
1) водородное соединение ЭН_3 2) кислотный оксид ЭО_2
3) кислотный оксид ЭО_3 4) амфотерный оксид $\text{Э}_2\text{O}_3$
5) амфотерный гидроксид $\text{Э}(\text{OH})_3$
17. В ряду оксидов $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$ кислотные свойства и степень окисления элемента соответственно
1) возрастают 2) убывают 3) не изменяются
4) сначала уменьшаются, потом увеличиваются
18. В ряду химических элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$
1) увеличивается число энергетических уровней в атомах
2) усиливаются металлические свойства элементов
3) увеличивается высшая степень окисления элементов
4) ослабевают металлические свойства элементов
5) увеличивается электроотрицательность
19. У элементов подгруппы углерода с увеличением порядкового номера уменьшаются
1) атомный радиус 2) кислотные свойства оксидов
3) число валентных электронов в атомах
4) электроотрицательность 5) кислотные свойства гидроксидов
20. В ряду химических элементов бор $\rightarrow$ углерод $\rightarrow$ азот возрастает
1) способность атома принимать электроны
2) высшая степень окисления 3) низшая степень окисления
4) радиус атома 5) восстановительная способность

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Валентность (ковалентность) — число общих электронных пар, связывающих атом данного элемента с другими атомами (число образуемых атомом ковалентных связей).

Валентные возможности атома определяются:

- 1) числом неспаренных электронов в основном и возбужденных состояниях, способных участвовать в образовании ковалентных связей;

Таблица 3.1

Валентности и степени окисления некоторых элементов
1, 2, 3 и 4-го периодов

Элемент	Валентность	Степень окисления	Примеры соединений
H	I	+1, -1	H ₂ O, NaH
Li		+1	LiCl
Be	II	+2	BeCl ₂
B	III	+3	BCl ₃
C	III, IV	от +4 до -4	CO ₂ , CO, CaC ₂
N	II, III, IV	+5, +4, +3, +2, +1, -3	HNO ₃ , NO ₂ , NO, NH ₃
O	I II III	-2, -1, +1, +2	H ₂ O, H ₃ O ⁺ , OH ⁻ , H ₂ O ₂ , OF ₂
F	I	-1	HF
Na		+1	NaCl
Mg		+2	MgO
Al	III	+3	Al ₂ O ₃
Si	IV	+4, -4	H ₂ SiO ₃ , Mg ₂ Si
P	III, V	+5, +3, -3	H ₃ PO ₄ , Na ₃ P
S	II, IV, VI	+6, +4, +2, -2	H ₂ SO ₄ , SO ₂ , H ₂ S
K		+1	KF
Ca		+2	CaCl ₂
Ti	II, III, IV	+4, +3, +2	TiO ₂
Cr	II, III, VI	+6, +3, +2	H ₂ Cr ₂ O ₇ , CrCl ₃
Mn	II-VII	от +7 до +2	KMnO ₄ , MnCl ₂
Fe	II, III, VI	+6, +3, +2	FeO ₃ , FeCl ₃ , FeS
Cu	I, II	+2, +1	CuO, Cu ₂ O
Zn	II	+2	ZnSO ₄

Таблица 3.2

Типы гибридизации и строение молекул

Тип гибридизации	Характер соседей	Строение молекулы	Валентный угол	Примеры соединений
sp	Два атома	Линейная молекула	180°	AB_2 $BeCl_2, C_2H_2$
sp^2	Три атома	Плоская тригональная молекула	120°	AB_3 BCl_3, C_2H_4
sp^2	Два атома и неподеленная пара или неспаренный электрон	Плоская молекула	134°	$:AB_2, \cdot AB_2$ NO_2
sp^3	Четыре атома	Тетраэдр	$109,5^\circ$	AB_4 CCl_4, NH_4^+

- 2) наличием неподеленных пар электронов, способных участвовать в образовании связей по донорно-акцепторному механизму;
- 3) наличием пустых (вакантных) орбиталей, способных принимать участие в образовании связей по донорно-акцепторному механизму.

Гибридизация атомных орбиталей — формальный прием, позволяющий объяснить пространственное строение и ряд химических свойств молекул многих веществ. Гибридизация заключается в смешивании нескольких атомных орбиталей различной формы и близкой энергии с образованием такого же числа гибридных орбиталей (для элементов 2-го периода — одинаковой формы и энергии), расположение которых в пространстве соответствует реальной геометрии молекулы.

3.1. Химическая связь

Под термином **химическая связь** подразумевается совокупность сил, связывающих атомы, ионы или молекулы друг с другом в новые устойчивые образования — молекулы, сложные ионы, кристаллы, ассоциаты.

Различают следующие основные типы химических связей: ковалентная, ионная, металлическая и водородная (табл. 3.3).

Ковалентная связь — связь между атомами, осуществляемая за счет обобществления ими электронной пары, возникающая в результате взаимодействия (перекрывания) атомных орбиталей и образования молекулярных орбиталей, охватывающих оба атома. Каждая ковалентная связь имеет определенные качественные и количественные характеристики. К ним относятся: направленность связи, кратность связи, энергия связи, длина связи, полярность связи, поляризуемость связи.

Таблица 3.3

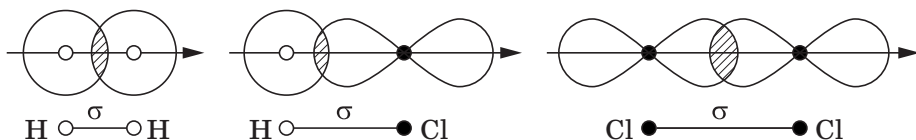
Особенности основных типов химических связей

Название	Признаки общности и различия	Особенности
Ковалентная	Механизм образования пары электронов связи	Каждый атом отдает по одному электрону на образование связи (обменный)
		Один атом отдает пару электронов, другой предоставляет свободную орбиталь (донорно-акцепторный)
Неполярная	Расположение зоны перекрывания орбиталей относительно ядер атомов	Посередине между ядрами атомов
Полярная		Смещена к одному из атомов
Ионная		Практически полностью смещена к одному из атомов
σ -Связь	Расположение зоны перекрывания орбиталей относительно линии, соединяющей ядра	На линии, соединяющей ядра атомов
π -Связь		По обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов
Одинарная	Число σ - и π -связей	Одна σ -связь
Двойная		Одна σ - и одна π -связь
Тройная		Одна σ и две π -связи
Водородная	Наличие атома Н, несущего частичный положительный заряд, и атомов N, O, F	Взаимодействие атома Н, связанного с атомом N, O, F, с другим электроотрицательным атомом (N, O, F)

Энергия связи ($E_{св}$, кДж/моль) — энергия, выделяющаяся при образовании химической связи, или энергия, необходимая для того, чтобы разъединить атомы и удалить их друг от друга на такое расстояние, на котором они не взаимодействуют. Энергия связи характеризует ее прочность. Например, для ковалентной связи она изменяется в диапазоне 200–1000 кДж/моль.

Длина связи — расстояние между ядрами взаимодействующих атомов. Ориентировочно оценить длину связи можно, исходя из атомных или ионных радиусов. Для ковалентной связи это 0,1–0,2 нм. На основании данных о величине длины связей между атомами в молекуле можно вычислить ковалентные радиусы атомов.

Образование ковалентной связи является результатом перекрывания валентных электронных облаков взаимодействующих атомов. Но такое перекрывание возможно только при определенной взаимной ориентации электронных облаков. Область перекрывания располагается в определенном направлении по отношению к взаимодействующим атомам. Иначе говоря, ковалентная связь обладает **направленностью**. Углы между связями называются **валентными** углами.

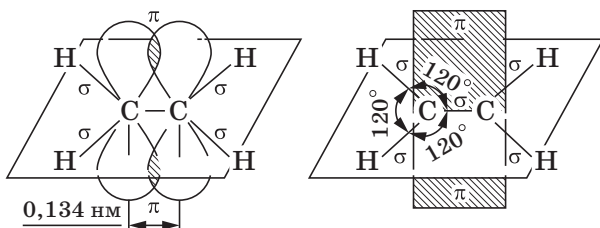


Образование σ -связи на примере молекул H_2 , HCl , Cl_2

Если перекрывание атомных орбиталей происходит вдоль линии, проходящей через центры атомов, то такая связь называется **σ -связью (сигма-связью)**.

Все σ -связи обладают осевой симметрией относительно межъядерной оси; фрагменты химических частиц могут вращаться вокруг межъядерной оси без нарушения степени перекрывания атомных орбиталей, образующих σ -связи. Совокупность направленных, строго ориентированных в пространстве σ -связей создает структуру химической частицы.

При дополнительном перекрывании атомных орбиталей, перпендикулярных оси σ -связи, образуются **π -связи (пи-связи)**. При этом между атомами возникают **кратные связи**.

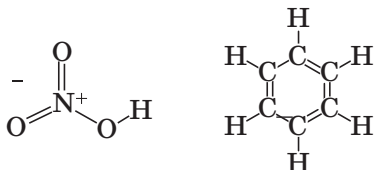


Помимо σ - и π -связей, возможно образование еще одного вида связи — **δ -связи (дельта-связи)**. Обычно такая связь реализуется после образования атомами σ - и π -связей при наличии у атомов d - и f -орбиталей путем перекрывания их «лепестков» сразу в четырех местах.

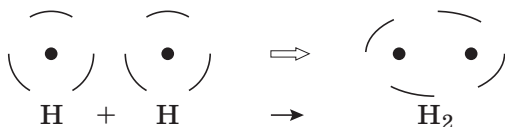


Образование δ -связи

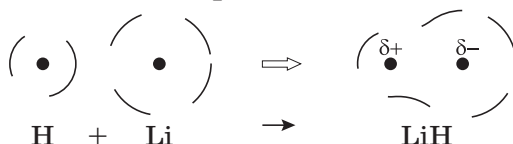
Кратность связи характеризуется числом электронных пар, принимающих участие в образовании связи между двумя атомами. Связи могут быть одинарными (σ -связь), двойными (σ -связь и π -связь) и тройными (σ -связь и две π -связи). В некоторых случаях происходит образование **делокализованных** ковалентных связей, кратность которых не может быть выражена целым числом, как, например, в молекуле азотной кислоты или бензола.



Если ковалентная связь образована атомами с одинаковой электроотрицательностью, то электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам. Такая связь называется **неполярной**:



Если ковалентная связь образована атомами, различающимися своей электроотрицательностью, то пара электронов связи смещена в сторону атома с большей электроотрицательностью. Такая связь называется **полярной**:



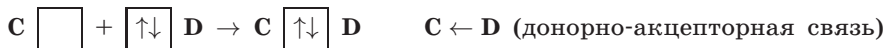
Поляризуемость связи — способность электронной плотности связи смещаться под внешним воздействием. Чем больше радиус атомов, образующих ковалентную связь, тем больше ее поляризуемость. π -Связи поляризуются легче, чем σ -связи.

Различают два механизма образования ковалентной связи — обменный и донорно-акцепторный.

При **обменном** механизме осуществляется перекрывание двух атомных орбиталей, каждая из которых занята одним электроном. Таким образом, каждый из связываемых атомов выделяет для образования пары по одному электрону, как бы обмениваясь ими.



Гораздо чаще реализуется **донорно-акцепторный** механизм, когда пара электронов предоставляется одним из партнеров, образующих связь, а второй атом предоставляет пустую (вакантную) орбиталь:



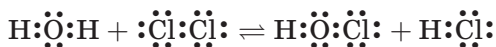
Свойства связи не зависят от того, по какому из этих двух механизмов она образовалась.

Соответственно существует и два пути разрыва ковалентной связи: гомолитический и гетеролитический.

При **гомолитическом** разрыве связи (**гомоллизе**) каждый из атомов забирает себе один из электронов связи, превращаясь в свободный радикал (частицу с неспаренным электроном). Такой разрыв связи характерен, как правило, для неполярных или малополярных связей и требует значительной затраты энергии. Поэтому он обычно осуществляется под действием облучения квантами достаточно высокой энергии, высокой температуры или высокоактивных частиц:

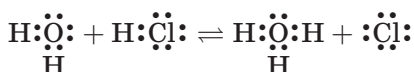


Тип разрыва ковалентной связи определяется как строением самой молекулы, так и условиями осуществления процесса. Так, под действием ультрафиолетового излучения молекулы хлора в газовой фазе или неполярных растворителях относительно легко диссоциируют на отдельные атомы, тогда как в водных растворах для них характерны реакции диспропорционирования по гетеролитическому механизму:



При *гетеролитическом* разрыве связи один из атомов забирает себе пару электронов связи, образуя анион или нейтральную молекулу, другой теряет электроны, образуя катион или нейтральную молекулу. Такой разрыв, как правило, наблюдается в полярных ковалентных связях.

Гетеролитический разрыв связи характерен для процессов ионизации полярных молекул и обменных реакций в водных растворах, например:



Ионная связь — связь, возникающая за счет электростатического притяжения между ионами. Ионная связь — это предельный случай ковалентной полярной связи. Она образуется между атомами, значительно различающимися по электроотрицательности (как правило, $>1,8$ по шкале Полинга):



Идеальной ионной связи практически не существует. Даже в тех соединениях, которые обычно относят к ионным, не происходит полного перехода электронов от одного атома к другому. Электроны частично остаются в общем пользовании. Так, связь во фториде лития на 80% ионная, а на 20% ковалентная, так что правильнее говорить о *степени ионности* ковалентной связи.

К **межмолекулярным взаимодействиям** относят все типы взаимодействий между частицами, приводящие к образованию из них непрочных ассоциатов: ион-ионное (в жидкостях), ион-дипольное, диполь-дипольное, дисперсионное взаимодействия, водородная связь ($E < 50$ кДж/моль).

Водородная связь — слабая химическая связь, возникающая между атомами водорода, ковалентно связанными с атомами элементов с высокой относительной электроотрицательностью (N, O, F), с другими атомами с достаточно высокой относительной электроотрицательностью, обладающими неподеленной парой электронов (N, O, F). Различают *межмолекулярные* и *внутримолекулярные* водородные связи.



Относительно низкая энергия водородной связи позволяет ей легко разрушаться и восстанавливаться при обычных условиях, что особенно важно в биологических системах.

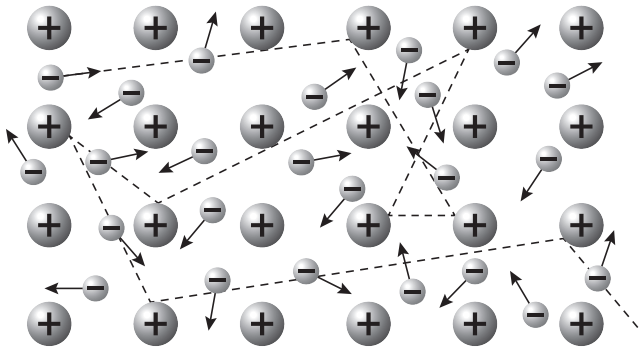


Иллюстрация к понятию «металлический тип связи»

Металлическая связь — химическая связь в металлах, осуществляемая за счет валентных электронов. Энергия металлической связи в 3–4 раза меньше энергии ковалентной связи. Атомы металлов имеют избыток свободных валентных орбиталей по отношению к числу валентных электронов. При сближении таких атомов электроны приобретают способность относительно свободно перемещаться между ядрами именно благодаря высокой концентрации свободных орбиталей. В результате этого в решетке металлов возникает так называемый *электронный газ*, состоящий из электронов, непрерывно перемещающихся между положительными ионами, притягивая их и обеспечивая стабильность решетки.

Металлическая связь характерна для металлов только в твердом или жидком состоянии. В газообразном состоянии металлы существуют в виде отдельных одно- или двухатомных молекул с ковалентными связями.

3.2. Строение твердых тел

Различают аморфные и кристаллические твердые вещества.

В **аморфных веществах** отсутствует строгий порядок расположения атомов и молекул. Они *изотропны*, т. е. их физические свойства одинаковы по всем направлениям; такие вещества не имеют четкой температуры плавления. Аморфное строение имеют *стеклообразные* материалы. Часто к аморфным веществам относят некоторые осадки, например свежесажженный гидроксид алюминия.

В **кристаллических веществах** имеется строгий порядок расположения атомов или молекул во всем объеме кристалла (**кристаллическая решетка**). Кристаллы *анизотропны*, т. е. их физические свойства (электропроводность, механическая прочность,

скорость растворения и т. д.) неодинаковы по разным направлениям. Кристаллические вещества имеют определенную температуру плавления.

Кристаллические решетки, состоящие из молекул (полярных или неполярных), называются *молекулярными*. Молекулы в таких кристаллических решетках соединены между собой сравнительно слабыми водородными, межмолекулярными или электростатическими силами, поэтому вещества с молекулярной решеткой имеют малую твердость и низкие температуры плавления. Они не проводят электрический ток и обладают высокой летучестью. Молекулярные решетки образуют инертные газы, вода, галогены, большинство органических веществ.

Кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы, называют *атомными*. Атомы в таких решетках соединены между собой прочными ковалентными связями. Примерами веществ с атомной кристаллической решеткой являются алмаз, оксид кремния, оксид алюминия. Все они имеют высокую температуру плавления, нерастворимы в жидкостях, обладают высокой прочностью, твердостью.

Кристаллические решетки, состоящие из ионов, называются *ионными*. Их образуют вещества с ионной связью. Вещества с ионной кристаллической решеткой обладают высокой твердостью, хрупкостью, являются тугоплавкими и малолетучими. Вещества с ионными кристаллическими решетками легко растворяются в полярных жидкостях. Ионные кристаллические решетки образуют многие соли, оксиды, основания.

Кристаллическая решетка, состоящая из атомов и ионов металлов, соединенных металлической связью, называется *металлической*. Металлическая решетка, как правило, весьма прочная. Этим объясняются свойственные большинству металлов твердость, малая летучесть, высокие температуры плавления и кипения. Она же обуславливает такие характерные свойства металлов, как электро- и теплопроводность, блеск, ковкость, пластичность, непрозрачность. Металлической кристаллической решеткой обладают чистые металлы и сплавы.



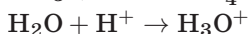
Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Напишите по три формулы соединений: а) с ионной; б) с ковалентной полярной; в) с ковалентной неполярной связью.
2. Определите тип химической связи в соединениях:
 H_2 , HCl , KCl , KNO_3 , CO , SO_2 .
3. Определите, в каких соединениях связь более полярна:
а) H_2S или H_2O ; б) HF или HBr ; в) CH_4 или NH_3 .
4. Имеется ли кратная связь в следующих молекулах:
 CH_4 , C_2H_4 , C_2H_6 , CO_2 , N_2 ?

Определите число σ - и π -связей в каждой молекуле.

5. Определите тип гибридизации атомов C, N, B и S в следующих молекулах или ионах: CF_4 , NH_4^+ , H_2S , BF_3 . Каково их пространственное строение?

6. Опишите механизм образования связей N—H и O—H в следующих реакциях:



Может ли молекула метана (CH_4) вступать в аналогичную реакцию?

Ответ аргументируйте.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Ионная связь имеется в соединениях
 - CCl_4
 - SiO_2
 - CaBr_2
 - NH_4Cl
 - H_2S
- Соединениями с ковалентной неполярной связью являются
 - HCl
 - O_2
 - CaCl_2
 - H_2
 - NH_3
- Водородная связь образуется между молекулами
 - C_2H_6
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 - CH_3OCH_3
 - CH_3COOH
 - H_2O
- При соединении атомов одного и того же химического элемента образуется связь
 - ионная
 - полярная
 - ковалентная
 - водородная
 - неполярная
- В аммиаке и хлориде бария химическая связь соответственно
 - ионная
 - ковалентная полярная
 - ковалентная неполярная
 - металлическая
 - водородная
- Атомы химических элементов третьего периода Периодической системы Д. И. Менделеева образуют соединения с ионной химической связью состава
 - NaCl
 - CO_2
 - Na_2S
 - LiF
 - PCl_5
- Ковалентная связь между атомами образуется по донорно-акцепторному механизму в соединениях
 - KCl
 - CCl_4
 - NH_4Cl
 - CaCl_2
 - H_3O^+
- Тремя общими электронными парами образована ковалентная связь в молекулах
 - азота
 - ацетилена
 - метана
 - хлора
 - сероводорода
- Наиболее прочная и наименее прочная химическая связь соответственно имеют место в молекуле
 - Br_2
 - Cl_2
 - O_2
 - N_2
 - I_2
- Молекулярную кристаллическую решетку имеют
 - CaF_2
 - CO_2
 - SiO_2
 - HCl
 - CCl_4
- Молекулярное строение имеют
 - натрий
 - фруктоза
 - фосфат натрия
 - этанол
 - хлорид калия
- Ионную кристаллическую решетку имеют
 - натрий
 - хлорид натрия
 - гидрид натрия
 - оксид фосфора(V)
 - оксид кремния

13. Кристаллическая решетка серы и алмаза соответственно
 1) ионная 2) молекулярная
 3) атомная 4) металлическая
14. К веществам с атомной кристаллической решеткой относятся
 1) бор 2) алмаз 3) карбид кремния
 4) белый фосфор 5) йод
15. Вещества, обладающие твердостью, тугоплавкостью, хорошей растворимостью в воде и нерастворимые в воде, соответственно, как правило, имеют кристаллическую решетку
 1) молекулярную 2) атомную
 3) ионную 4) металлическую
16. Ионы являются структурными единицами
 1) кислорода 2) сульфида калия 3) оксида углерода(IV)
 4) хлорида натрия 5) сульфата натрия
17. Немолекулярное строение имеют неметаллы
 1) хлор 2) фтор 3) бор 4) кремний 5) кислород
18. Кристаллическую структуру, подобную структуре алмаза, имеют
 1) кремнезем SiO_2 2) оксид натрия Na_2O 3) оксид углерода(II)
 4) сера S_8 5) карбид кремния SiC
19. Установите соответствие между типом кристаллической решетки и свойствами веществ.
- | ТИП РЕШЕТКИ | СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ | | | | | | | | | |
|------------------|--|---|---|---|---|---|--|--|--|--|
| А) ионная | 1) твердые, тугоплавкие, | <table border="1"> <tr> <th>А</th> <th>Б</th> <th>В</th> <th>Г</th> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table> | А | Б | В | Г | | | | |
| А | Б | | В | Г | | | | | | |
| | | | | | | | | | | |
| Б) металлическая | не растворяются в воде | | | | | | | | | |
| В) атомная | 2) хрупкие, легкоплавкие, | | | | | | | | | |
| Г) молекулярная | не проводят электрический ток | | | | | | | | | |
| | 3) пластичные, имеют различные температуры плавления, проводят электрический ток | | | | | | | | | |
| | 4) твердые, тугоплавкие, хорошо растворяются в воде | | | | | | | | | |
20. Найдите верные утверждения.
- 1) вещества с молекулярной кристаллической решеткой имеют низкие температуры плавления и низкую электропроводность
 - 2) вещества с атомной кристаллической решеткой пластичны и обладают высокой электрической проводимостью
 - 3) вещества с атомной кристаллической решеткой являются твердыми, тугоплавкими, они не растворяются в воде
 - 4) вещества с ионной кристаллической решеткой пластичны
 - 5) все вещества с металлической кристаллической решеткой имеют высокие температуры плавления

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Неорганические реакции можно классифицировать по различным признакам (табл. 4.1).

Реакция соединения — реакция, в которой два или более простых или сложных вещества соединяются с образованием одного вещества.

Реакция разложения — реакция, в которой из одного вещества образуется несколько веществ.

Реакция замещения — реакция между простым и сложным веществами, в которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, при этом образуются новое простое и новое сложное вещества.

Реакция обмена — реакция между сложными веществами, в которой эти вещества обмениваются своими составными частями.

Окислительно-восстановительная реакция — реакция, в которой происходит перенос электронов. Вещество, которое принимает электроны, называется **окислителем**. Вещество, которое отдает электроны, называется **восстановителем**.

Таблица 4.1

Типы неорганических реакций

Признак	Реакция	Пример
Число и состав исходных веществ и продуктов	Соединения	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
	Разложения	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
	Замещения	$\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
	Обмена	$\text{AgF} + \text{NaI} \rightarrow \text{AgI}\downarrow + \text{NaF}$
Степень окисления элементов	Окислительно-восстановительная	$2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
	Без изменения степеней окисления	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
Тепловой эффект реакции	Экзотермическая	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2; \Delta H < 0$
	Эндотермическая	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}; \Delta H > 0$
Равновесие между исходными веществами и продуктами	Обратимая	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
	Необратимая	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$
Наличие катализатора	Каталитическая	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$
	Некаталитическая	$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
Число фаз	Гомогенная	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$
	Гетерогенная	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$

Гомогенная реакция — реакция в одной фазе, т. е. реакция, в которой все исходные вещества являются газами или находятся в растворе.

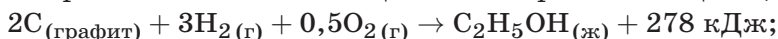
Гетерогенная реакция — реакция, протекающая на границе раздела фаз, например, твердое тело—газ, твердое тело—жидкость, две несмешивающиеся жидкости и др.

В результате **экзотермической реакции** теплота (Q) выделяется в окружающую среду. В **эндотермической реакции** теплота поглощается из окружающей среды.

Тепловой эффект реакции (Q или ΔH) — количество выделенной или поглощенной в ходе реакции теплоты при заданных условиях (температуре, давлении, количествах реагирующих веществ). $\Delta H = -Q$.

Термохимическое уравнение — уравнение, в котором указаны тепловой эффект реакции и агрегатные состояния веществ: (тв) — твердое вещество; (г) — газ; (ж) — жидкость.

Теплотой (энтальпией) образования ($\Delta H_{\text{обр.}}$) вещества называют количество теплоты (Q), выделяющегося или поглощающегося при образовании 1 моль вещества из простых веществ, например:

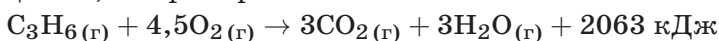


$$Q_{\text{обр. C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 278 \text{ кДж/моль или } \Delta H_{\text{обр. C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -278 \text{ кДж/моль.}$$

Энтальпия образования простого вещества равна нулю.

Стандартная энтальпия образования ($\Delta H_{\text{обр.}}^{\circ}$) вещества — количество теплоты (Q), которое выделяется или поглощается при образовании 1 моль вещества из простых веществ *в стандартных условиях*: давление — 101,3 кПа, температура — обычно 298К, агрегатное состояние всех веществ соответствует выбранной температуре.

Теплотой (энтальпией) сгорания вещества ($\Delta H_{\text{сгор.}}$) называют количество теплоты, выделяющееся при сгорании 1 моль вещества, например:



$$Q_{\text{сгор. C}_3\text{H}_6} = 2063 \text{ кДж/моль или } \Delta H_{\text{сгор. C}_3\text{H}_6} = -2063 \text{ кДж/моль.}$$

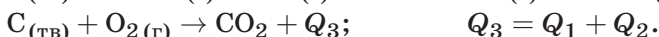
Энтальпии сгорания H_2O и CO_2 равны нулю.

Стандартная энтальпия сгорания ($\Delta H_{\text{сгор.}}^{\circ}$) вещества — количество теплоты (Q), выделяющееся в результате сгорания 1 моль вещества в стандартных условиях.

Закон Гесса: тепловой эффект химической реакции зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути ее протекания.

Следствия из закона Гесса

1. Суммарный тепловой эффект многостадийного процесса равен алгебраической сумме тепловых эффектов отдельных стадий, например:



2. Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции, умноженных на соответствующие

стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции, и суммой теплот образования исходных веществ, умноженных на соответствующие стехиометрические коэффициенты, например:



$$Q = 3 \cdot Q_{\text{обр. H}_2\text{O}} - [3 \cdot Q_{\text{обр. CuO}} + 2 \cdot Q_{\text{обр. NH}_3}].$$

3. Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот сгорания исходных веществ, умноженных на соответствующие коэффициенты в уравнении реакции, и суммой теплот сгорания продуктов реакции, умноженных на соответствующие коэффициенты, например:



$$Q = 2 \cdot Q_{\text{сгор. C}_2\text{H}_5\text{OH}} - Q_{\text{сгор. C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5}.$$

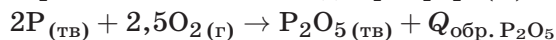


Примеры решения задач

Пример 1. При сгорании 7,75 г фосфора в избытке кислорода выделилось 188 кДж теплоты. Определите теплоту образования оксида фосфора(V) и теплоту сгорания фосфора.

Решение:

1. Записываем термохимическое уравнение реакции, рассчитываем количество вещества сгоревшего фосфора и количество вещества образовавшегося оксида фосфора(V):



$$n(\text{P}) = \frac{7,75}{31} = 0,25 \text{ моль};$$

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{n(\text{P})}{2} = \frac{0,25}{2} = 0,125 \text{ моль}.$$

2. Определяем теплоту сгорания фосфора и теплоту образования оксида фосфора(V):

$$Q_{\text{сгор. P}} = \frac{Q}{n(\text{P})} = \frac{188}{0,25} = 752 \text{ кДж/моль};$$

$$Q_{\text{обр. P}_2\text{O}_5} = \frac{Q}{n(\text{P}_2\text{O}_5)} = \frac{188}{0,125} = 1504 \text{ кДж/моль}.$$

Пример 2. При взаимодействии 31 г фосфора с хлором выделилось 400 кДж теплоты и образовалась смесь хлоридов фосфора(III) и (V). Определите объем прореагировавшего хлора (н. у.), если теплоты образования хлорида фосфора(III) и хлорида фосфора(V) равны 318 и 455 кДж/моль соответственно.

Решение:

1. Записываем термохимические уравнения реакций и рассчитываем количество вещества фосфора, вступившего в реакции:



$$n(\text{P}) = \frac{31}{31} = 1 \text{ моль}.$$

2. Обозначим количество вещества фосфора, вступившего в первую реакцию, за x моль и количество вещества фосфора, вступившего

во вторую реакцию, за y моль. Составим систему уравнений и решим ее:

$$\begin{array}{l} x + y = 1 \\ 318x + 455y = 400 \end{array} \left| \cdot 455 \right| \begin{array}{l} 455x + 455y = 455 \\ 318x + 455y = 400 \end{array} \left| \begin{array}{l} 137x = 55 \\ x = 0,401 \end{array} \right| \begin{array}{l} y = 1 - 0,401; \\ y = 0,599. \end{array}$$

3. Рассчитываем количество вещества хлора, вступившего в обе реакции, и определяем его объем:

$$n(\text{Cl}_2) = 1,5x + 2,5y = 0,401 \cdot 1,5 + 0,599 \cdot 2,5 = 2,1 \text{ моль};$$

$$V(\text{Cl}_2) = 2,1 \cdot 22,4 = 47 \text{ л.}$$

Пример 3. При сгорании некоторого количества газообразного углеводорода образовалось 4,48 л оксида углерода(IV) (н. у.), 3,6 г воды и выделилось 137,5 кДж теплоты. Определите теплоту сгорания углеводорода, если известно, что его плотность по воздуху равна 1,448.

Решение:

1. Определяем простейшую формулу сгоревшего углеводорода C_xH_y :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3,6}{18} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}) = 0,2 \text{ моль}; \quad n(\text{H}) = 0,2 \cdot 2 = 0,4 \text{ моль};$$

$$x : y = 0,2 : 0,4 = 1 : 2. \text{ Простейшая формула углеводорода: } \text{CH}_2.$$

2. Рассчитываем молярную массу и определяем молекулярную формулу углеводорода:

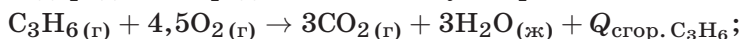
$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{возд.}} \cdot 29 = 1,448 \cdot 29 = 42 \text{ г/моль.}$$

Так как $M(\text{фрагмента } \text{CH}_2) = 14 \text{ г/моль}$, а молекулярная формула углеводорода — $(\text{CH}_2)_n$, то

$$n = \frac{M(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{фрагмента } \text{CH}_2)} = \frac{42}{14} = 3.$$

Исходный углеводород: $(\text{CH}_2)_3$ или C_3H_6 .

3. Записываем термохимическое уравнение реакции горения углеводорода и определяем теплоту сгорания:



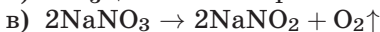
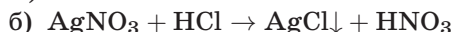
$$n(\text{C}_3\text{H}_6) = \frac{n(\text{CO}_2)}{3} = \frac{0,2}{3} = 0,0667 \text{ моль};$$

$$Q_{\text{сгор. } \text{C}_3\text{H}_6} = \frac{Q}{n(\text{C}_3\text{H}_6)} = \frac{137,5}{0,0667} = 2061 \text{ кДж/моль.}$$



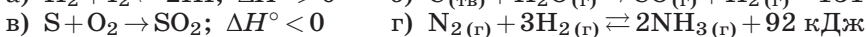
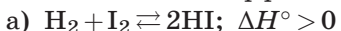
Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Определите типы следующих химических реакций (соединения, разложения, замещения, обмена):



Укажите окислительно-восстановительные реакции.

2. Определите типы следующих химических реакций в соответствии с их тепловыми эффектами (экзотермическая или эндотермическая):



Укажите обратимые и необратимые реакции.

3. Классифицируйте следующие химические реакции по всем возможным признакам:
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$
 - $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
 - $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \xrightleftharpoons{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$
 - $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) - 1200 \text{ кДж}$
4. В следующих химических реакциях найдите элементы, которые меняют степени окисления:
- $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
 - $\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2$
 - $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - $8\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{S} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 8\text{MnSO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$
5. Стандартные энтальпии образования ($\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$) фосфата натрия (Na_3PO_4) и хлорбензола ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$) равны -1925 и $10,7 \text{ кДж/моль}$ соответственно. Напишите термохимическое уравнение соответствующих химических реакций.
6. Сравните (без расчета) стандартную теплоту образования P_2O_5 и стандартную теплоту сгорания фосфора.
7. Стандартная энтальпия сгорания ($\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}$) ацетона ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) равна -1832 кДж/моль . Напишите термохимическое уравнение реакции.
8. При образовании $3,4 \text{ г}$ аммиака (NH_3) в стандартных условиях выделяется $9,8 \text{ кДж}$ теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию образования аммиака и напишите термохимическое уравнение соответствующей химической реакции.
- Ответ. $\Delta H^\circ_{\text{обр.}} = -49 \text{ кДж/моль}$.
9. При сгорании $3,25 \text{ г}$ цинка в стандартных условиях выделяется 174 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию сгорания цинка и напишите термохимическое уравнение соответствующей реакции.
- Ответ. $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}} = -3480 \text{ кДж/моль}$.
10. Теплота образования сульфида цинка равна 201 кДж/моль . Какое количество теплоты выделится при взаимодействии $2,6 \text{ г}$ цинка с избытком серы? Приведите термохимическое уравнение реакции.
- Ответ. $Q = 8,04 \text{ кДж}$.
11. На разложение оксида ртути(II) массой $8,68 \text{ г}$ затрачено $3,64 \text{ кДж}$ теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.
- Ответ. $\Delta H_{\text{реакции}} = 182 \text{ кДж/моль}$.
12. Напишите термохимическое уравнение реакции нейтрализации гидроксида натрия хлороводородной кислотой, если при нейтрализации $0,1 \text{ моль}$ гидроксида натрия выделилось $5,6 \text{ кДж}$ теплоты.
- Ответ. $\Delta H_{\text{нейтр.}} = -56 \text{ кДж/моль}$.
13. При окислении $10,8 \text{ г}$ алюминия в стандартных условиях выделилось $335,2 \text{ кДж}$ теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида алюминия и стандартную энтальпию сгорания алюминия.
- Ответ. $\Delta H^\circ_{\text{обр.}} = -1676 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}} = -838 \text{ кДж/моль}$.
14. При сгорании $11,2 \text{ л}$ (н. у.) ацетилена (C_2H_2) выделилось 650 кДж теплоты. Рассчитайте энтальпию сгорания ацетилена. Приведите термохимическое уравнение реакции.
- Ответ. $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}} = -1300 \text{ кДж/моль}$.

15. При сжигании некоторого количества смеси серы с фосфором выделилось 315 кДж теплоты. На полную нейтрализацию раствора продуктов сгорания в воде потребовалось 246 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 20% и плотностью 1,22 г/мл. Определите массовые доли веществ в исходной смеси, если известно, что теплоты образования (Q) оксида фосфора(V) и оксида серы(IV) равны 1507 и 297 кДж/моль соответственно.
Ответ. 50,8%, 49,2%.
16. При сжигании 5,6 л (н. у.) смеси метана и этана выделилось 323 кДж теплоты. Полученный углекислый газ пропустили через 130 г 20%-го раствора NaOH. Определите массовые доли веществ в образовавшемся растворе, если теплоты сгорания (Q) метана и этана равны соответственно 890 и 1560 кДж/моль.
Ответ. 8,54% NaHCO_3 , 17,95% Na_2CO_3 .
17. В результате сжигания 100 г смеси метана и этина в стандартных условиях выделилось 5270 кДж теплоты. Определите относительную плотность исходной газовой смеси по водороду, если стандартные энтальпии $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}$ метана и этина равны -890 и -1300 кДж/моль соответственно.
Ответ. 10.

Готовимся к ЕГЭ

1. Эндотермическими являются реакции
- | | |
|---|--|
| 1) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ | 2) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ | 4) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ |
| 5) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ | |
2. Взаимодействия между этими веществами являются реакциями обмена:
- цинк и соляная кислота
 - хлорид аммония и гидроксид натрия
 - железо и сера
 - оксид бария и соляная кислота
 - оксид натрия и вода
3. Взаимодействия между этими веществами являются реакциями замещения:
- цинк и соляная кислота
 - сульфат аммония и гидроксид натрия
 - железо и сера
 - оксид натрия и серная кислота
 - железо и сульфат меди
4. К окислительно-восстановительным реакциям относятся разложение
- | | |
|--------------------------|----------------------|
| 1) перманганата натрия | 2) карбоната аммония |
| 3) гидрокарбоната натрия | 4) нитрата натрия |
| 5) карбоната кальция | |
5. Взаимодействия между этими веществами являются реакциями соединения:
- железо и сульфат меди
 - оксид кальция и оксид углерода(IV)
 - железо и сера

- 4) оксид азота(II) и кислород
5) карбонат натрия и оксид кремния
6. Практически необратимы реакции
- 1) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ 2) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
3) $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ 4) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
7. Выберите верные утверждения.
- 1) реакции обмена практически необратимы, если продукт выпадает в осадок
2) реакции горения практически необратимы
3) экзотермические реакции всегда необратимы
4) каталитические реакции всегда окислительно-восстановительные
5) реакции соединения возможны только между простыми веществами
8. Выберите *ложные* утверждения.
- 1) реакции обмена практически необратимы, если в результате образуется газ
2) *все* реакции разложения практически необратимы
3) реакции горения практически необратимы
4) каталитические реакции *всегда* окислительно-восстановительные
5) реакции соединения *всегда* сопровождаются выделением тепла
9. Гетерогенными являются реакции
- 1) $\text{BaCl}_2(\text{p-p}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p-p}) \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
2) $6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$
3) $\text{ZnCl}_2(\text{p-p}) + 2\text{AgNO}_3(\text{p-p}) \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
4) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
5) $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
10. В соответствии с термохимическим уравнением $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{тв}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2800 \text{ кДж}$ при образовании 12 моль углекислого газа
- 1) выделяется 2800 кДж теплоты 2) поглощается 2800 кДж теплоты
3) выделяется 5600 кДж теплоты 4) поглощается 5600 кДж теплоты
5) окисляется 2 моль глюкозы
6) расходуется 135,6 л кислорода (н. у.)
11. В соответствии с термохимическим уравнением $2\text{Na}(\text{тв}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NaCl}(\text{тв}) + 411,3 \text{ кДж}$ при выделении 205,65 кДж теплоты
- 1) образуется 1 моль NaCl 2) образуется 0,5 моль NaCl
3) расходуется 11,2 л хлора (н. у.) 4) расходуется 22,4 л хлора (н. у.)
12. Согласно термохимическому уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 + 113,7 \text{ кДж}$ при образовании 4 моль NO_2
- 1) выделяется 113,7 кДж теплоты
2) поглощается 227,4 кДж теплоты
3) выделяется 227,4 кДж теплоты
4) поглощается 113,7 кДж теплоты
5) объем газовой смеси уменьшается на 44,8 л (н. у.)
6) объем газовой смеси уменьшается на 22,4 л (н. у.)

13. Согласно термохимическому уравнению
 $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{г}) = 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{CO}_2(\text{г}) + 15 \text{ кДж}$
при образовании 1 моль CO_2
- 1) выделяется 3,75 кДж теплоты
 - 2) поглощается 15 кДж теплоты
 - 3) выделяется 15 кДж теплоты
 - 4) поглощается 3,75 кДж теплоты
 - 5) объем газа не изменяется
 - 6) объем газа увеличивается
14. Согласно термохимическому уравнению
 $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{г}) + 4\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{CO}_2(\text{г}) + 15 \text{ кДж}$
при образовании 3 моль Fe_3O_4 в обратной реакции
- 1) выделяется 15 кДж теплоты
 - 2) поглощается 15 кДж теплоты
 - 3) выделяется 30 кДж теплоты
 - 4) поглощается 45 кДж теплоты
 - 5) расходуется 12 моль CO_2
 - 6) образуется 12 моль CO_2
15. Согласно термохимическому уравнению
 $\text{ZnS}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{ZnCl}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 139,3 \text{ кДж}$
при образовании 0,5 моль ZnS в обратной реакции
- 1) выделяется 69,65 кДж теплоты
 - 2) поглощается 69,65 кДж теплоты
 - 3) выделяется 139,3 кДж теплоты
 - 4) поглощается 139,3 кДж теплоты
 - 5) объем газовой смеси увеличивается на 11,2 л (н. у.)
 - 6) объем газовой смеси увеличивается на 22,4 л (н. у.)
16. В результате термохимической реакции
 $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 484 \text{ кДж}$ выделилось 968 кДж теплоты.
Вычислите объем водорода, вступившего в реакцию.
17. В результате термохимической реакции
 $\text{H}^+_{(\text{р-р})} + \text{OH}^-_{(\text{р-р})} = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 56 \text{ кДж}$
выделилось 2,8 кДж теплоты. Какая масса гидроксида калия была нейтрализована азотной кислотой?
18. При полном восстановлении 48 г оксида железа(III) избытком алюминия $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ выделилось 256 кДж теплоты.
Определите тепловой эффект реакции.
19. В результате термохимической реакции
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{кр}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2800 \text{ кДж}$
образовалось 5,4 г воды. Какое количество теплоты при этом выделилось?
20. В термохимическую реакцию $2\text{Na}(\text{кр}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NaCl}(\text{кр}) + 411,3 \text{ кДж}$
вступило 11,5 г натрия. Какое количество теплоты при этом выделилось?

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Молекулярность реакции — число, показывающее, сколько частиц одновременно участвует в элементарной стадии реакции. Реакции бывают: мономолекулярными, бимолекулярными и очень редко тримолекулярными.

Средняя скорость гомогенной реакции:

$$v = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t} = \frac{\Delta c}{\Delta t}, \quad (5.1)$$

где V — объем реакционной смеси; Δn , Δc и Δt — изменение количества вещества, изменение концентрации вещества и интервал времени соответственно.

Средняя скорость гетерогенной реакции:

$$v = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}, \quad (5.2)$$

где S — площадь поверхности раздела фаз.

В формулах (5.1) и (5.2) знак «+» ставится, если Δn и Δc относятся к любому продукту реакции, знак «-» — к любому исходному веществу.

Для реакции $aA + bB \rightarrow cC + dD$ **истинная** скорость реакции (скорость в определенный момент времени) равна:

$$v = k \cdot (c_A)^\alpha \cdot (c_B)^\beta. \quad (5.3)$$

Уравнение (5.3) является выражением **закона действующих масс**. Число α — **порядок реакции по реагенту А**, β — **порядок реакции по реагенту В**, их сумма $(\alpha + \beta)$ — **общий порядок реакции**, c_A и c_B — концентрации веществ А и В соответственно, k — **константа скорости реакции**. Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ и от температуры. Для простой (одностадийной) реакции или для элементарной стадии сложной реакции $\alpha = a$, $\beta = b$.

Для **простых реакций** порядок и молекулярность определяются по стехиометрическим коэффициентам уравнения реакции.

 Для **сложных реакций** порядок можно определить только из экспериментальных данных.

Скорость химической реакции зависит от температуры.

Приближенное правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на 10 градусов скорость большинства химических реакций увеличивается в 2–4 раза.

Математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ — температурный коэффициент скорости реакции (обычно принимает значение от 2 до 4).

Катализ — явление изменения скорости реакции под влиянием тех или иных веществ, не изменяющих свой состав и не расходующихся в ходе химического превращения.

Различают **гомогенный** катализ, если реагирующие вещества и катализатор находятся в одной фазе, и **гетерогенный** катализ, если реагирующие вещества и катализатор находятся в разных фазах.

Катализаторы — вещества, которые при введении в реакционную систему изменяют скорость реакции, оставаясь химически неизменными после ее окончания. Чаще всего к катализаторам относят вещества, ускоряющие химическое превращение (**положительный катализ**). Вещества, оказывающие тормозящее действие на ход химической реакции, называют **отрицательными катализаторами** или **ингибиторами**.

Катализатор повышает скорость реакции благодаря тому, что он направляет реакцию по энергетически более выгодному пути. При этом катализатор выступает в роли реагента-посредника, принимающего участие в образовании переходных состояний или промежуточных химических соединений.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- В трех закрытых сосудах одинакового объема идут независимые друг от друга реакции. Через 1 мин после начала реакции в первом сосуде получено 10 г хлороводорода, во втором сосуде получено 10 г бромоводорода, в третьем сосуде получено 10 г иодоводорода. В каком сосуде реакция прошла с наибольшей скоростью?
 Ответ. В первом сосуде.
- Как изменится скорость элементарной реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ при увеличении концентрации реагентов в 2 раза?
 Ответ. Увеличится в 4 раза.
- Во сколько раз и как изменится скорость простой реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{AB}_2$, если концентрацию вещества А увеличить в 4 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 4 раза?
 Ответ. Уменьшится в 4 раза.
- Температурный коэффициент реакции равен 2. Во сколько раз возрастет скорость этой реакции при повышении температуры от 120 до 170 °С?
 Ответ. В 32 раза.
- Скорость реакции увеличивается в 27 раз при увеличении температуры на 30 °С. Рассчитайте температурный коэффициент реакции.
 Ответ. $\gamma = 3$.
- Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо увеличить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 256 раз?
 Ответ. На 40 градусов.
- При 40 °С реакция полностью завершается за 180 с. Сколько времени потребуется для завершения этой реакции при 60 °С, если температурный коэффициент реакции равен 3?
 Ответ. 20 с.

8. Реакция при температуре 40°C протекает за 3 ч. Температурный коэффициент реакции равен 3. За какое время завершится реакция при 60°C ?
Ответ. 20 мин.
9. На сколько градусов необходимо повысить температуру реакционной смеси, чтобы скорость реакции возросла в 125 раз, если температурный коэффициент скорости равен 5?
Ответ. На 30°C градусов.
10. При охлаждении реакционной смеси от 50 до 20°C скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Вычислите температурный коэффициент этой реакции.
Ответ. $\gamma = 3$.
11. Напишите выражение закона действующих масс для элементарной реакции $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$. Как изменятся скорость и константа скорости химической реакции в случае, если: а) $c(\text{C}_2\text{H}_4)$ увеличится в 2 раза, а $c(\text{HCl})$ уменьшится в 3 раза; б) давление увеличится в 4 раза; в) температура повысится на 40°C (температурный коэффициент равен 2)?
Ответ. а) v уменьшится в 1,5 раза, k не изменится; б) v возрастет в 16 раз, k не изменится; в) v и k возрастут в 16 раз.
12. В растворе протекает простая реакция $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна $0,3$ моль/л, вещества В — $0,5$ моль/л, скорость реакции равна $0,0375$ моль/(л · с). Определите скорость реакции, когда концентрация вещества А достигнет $0,2$ моль/л.
Ответ. $0,02$ моль/(л · с).
13. При ферментативном брожении глюкозы в растворе $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$ при 25°C каждые 2 ч выделяется $17,92$ л диоксида углерода. Рассчитайте массу этанола ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), который будет образовываться в тех же условиях при 35°C за 1 ч, если скорость реакции не зависит от концентрации глюкозы, а температурный коэффициент реакции равен 8.
Ответ. $147,2$ г.
14. Некоторая химическая реакция протекает в соответствии со схемой $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$. В сосуде объемом 50 л первоначально находилось 60 моль газа А и 40 моль газа В. Через 30 с в сосуде осталось 30 моль газа А. Определите: а) скорость этой химической реакции; б) количество газа В, вступившего в реакцию; в) объемные доли газов в сосуде через 30 с после начала реакции (все вещества газообразные).
Ответ. $v = 0,02$ моль/(л · с), $\Delta n(\text{B}) = 30$ моль, $\varphi(\text{A}) = \varphi(\text{AB}) = 43\%$; $\varphi(\text{B}) = 14\%$.
15. Через 15 с после начала химической реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $c(\text{A}) = 0,04$ моль/л, $c(\text{B}) = 0,02$ моль/л, $c(\text{C}) = 0,01$ моль/л. Определите скорость этой реакции по веществу В и исходные концентрации веществ А и В.
Ответ. $v(\text{B}) = 0,00067$ моль/(л · с); $c(\text{A}) = 0,06$ моль/л, $c(\text{B}) = 0,03$ моль/л.
16. В сосуд налили раствор серной кислоты, а сверху — толстый слой жира. Площадь контакта двух жидкостей в сосуде составила $0,04$ м². После выдерживания смеси в течение 30 мин при 50°C образовалось

2,76 г глицерина. Рассчитайте массу глицерина и количество жирных кислот, которые будут получены при выдерживании этого же жира над таким же раствором серной кислоты при 80°C в течение 6 ч в сосуде с площадью контакта жидкостей $0,02\text{ м}^2$. Температурный коэффициент данной реакции равен 2.

Ответ. 132,48 г, 4,32 моль.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. С наибольшей и с наименьшей скоростью соответственно при комнатной температуре протекают реакции
 - 1) углерода с кислородом
 - 2) железа с раствором уксусной кислоты
 - 3) железа с соляной кислотой
 - 4) гидроксида натрия и серной кислоты в водном растворе
 - 5) фосфора с кислородом
2. При комнатной температуре с наибольшей и с наименьшей скоростью соответственно протекают реакции между

1) Zn и $\text{HCl}_{(1\%-й\text{ р-р})}$	2) Zn и $\text{HCl}_{(30\%-й\text{ р-р})}$
3) Zn и $\text{HCl}_{(10\%-й\text{ р-р})}$	4) $\text{ZnCl}_2_{(р-р)}$ и $\text{AgNO}_3_{(р-р)}$
5) $\text{Pb} + \text{HCl}_{(1\%-й\text{ р-р})}$	
3. При обычных условиях с наименьшей и с наибольшей скоростью соответственно происходит взаимодействие между

1) Fe и O_2	2) Mg и $\text{HCl}_{(10\%-й\text{ р-р})}$
3) Cu и O_2	4) Zn и $\text{HCl}_{(10\%-й\text{ р-р})}$
5) $\text{CuSO}_4_{(р-р)}$ и $\text{KOH}_{(р-р)}$	
4. Скорость химической реакции между медью и азотной кислотой зависит от

1) массы меди	2) объема кислоты
3) концентрации кислоты	4) температуры
5) размера сосуда	
5. На скорость химической реакции между раствором серной кислоты и железом *не влияет*

1) концентрация кислоты	2) масса железа
3) температура реакции	4) увеличение давления
5) концентрация сульфата железа	
6. Для уменьшения скорости химической реакции необходимо
 - 1) увеличить концентрацию реагирующих веществ
 - 2) ввести в систему ингибитор
 - 3) повысить температуру
 - 4) понизить температуру
 - 5) уменьшить концентрацию реагирующих веществ
7. Для увеличения скорости реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + Q$ необходимо

1) увеличить концентрацию CO	2) понизить давление
3) понизить температуру	4) увеличить концентрацию O_2
5) уменьшить концентрацию CO_2	

8. Для увеличения скорости химической реакции $\text{FeO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})} + 17 \text{ кДж}$ необходимо
- 1) увеличить концентрацию CO
 - 2) понизить температуру
 - 3) уменьшить концентрацию CO_2
 - 4) увеличить степень измельчения FeO
 - 5) повысить температуру
9. Скорость химической реакции $2\text{NO}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ не зависит от изменения
- 1) концентрации оксида азота(II)
 - 2) концентрации кислорода
 - 3) давления в системе
 - 4) температуры
 - 5) концентрации оксида азота(IV)
10. Скорость гомогенной химической реакции соответствует изменению
- 1) концентрации вещества в единицу времени
 - 2) количества вещества в единице объема
 - 3) массы вещества в единице объема
 - 4) количества вещества в единице объема в единицу времени
 - 5) количества вещества в единицу времени
11. Для увеличения скорости химической реакции $\text{Mg}_{(\text{тв})} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_{2(\text{г})}$ необходимо
- 1) добавить несколько кусочков магния
 - 2) увеличить концентрацию ионов водорода
 - 3) повысить температуру
 - 4) увеличить концентрацию ионов магния
 - 5) уменьшить концентрацию ионов магния
12. Выберите ложные утверждения относительно катализатора.
- 1) катализаторы участвуют в химической реакции
 - 2) катализаторы входят в состав продуктов
 - 3) катализаторы не изменяют скорость реакции
 - 4) в обратимом процессе катализаторы ускоряют только прямую реакцию
 - 5) катализаторы не расходуются в ходе реакции
13. От увеличения площади соприкосновения не зависит скорость реакции между
- 1) азотом и водородом
 - 2) серой и водородом
 - 3) железом и хлором
 - 4) водородом и кислородом
 - 5) магнием и соляной кислотой
14. Увеличение концентрации азота ускоряет реакции
- 1) $6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$
 - 2) $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
 - 3) $2\text{B} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{BN}$
 - 4) $2\text{N}_2\text{O} \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$
 - 5) $2\text{NO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
15. Скорость реакции между железом и раствором соляной кислоты уменьшится, если
- 1) нагреть реакционную смесь
 - 2) разбавить кислоту
 - 3) измельчить железо
 - 4) понизить температуру
 - 5) пропустить в смесь газообразный хлороводород

16. Скорость реакции между цинком и раствором сульфата меди *не зависит* от
- 1) концентрации соли
 - 2) температуры раствора
 - 3) давления
 - 4) объема реакционного сосуда
 - 5) степени измельчения цинка
17. Выберите верные утверждения относительно катализатора.
- 1) катализаторы участвуют в химической реакции
 - 2) катализаторы входят в состав продуктов
 - 3) катализаторы не изменяют скорость реакции
 - 4) катализаторы ускоряют и прямую, и обратную реакции
 - 5) катализаторы не расходуются в ходе реакции
18. Скорость реакции разложения аммиака на простые вещества увеличится при
- 1) понижении температуры
 - 2) увеличении объема сосуда
 - 3) повышении давления
 - 4) добавлении катализатора
 - 5) увеличении концентрации водорода
19. Выберите *ложные* утверждения относительно катализатора.
- 1) катализаторы увеличивают тепловой эффект химической реакции
 - 2) катализаторы направляют реакцию по другому пути, но с теми же продуктами
 - 3) катализаторы не изменяют скорость реакции
 - 4) в обратимом процессе катализаторы ускоряют только прямую реакцию
 - 5) катализаторы расходуются в ходе реакции
20. Из предложенных утверждений выберите верные.
- 1) ингибиторы повышают скорость химических реакций
 - 2) при гомогенном катализе катализатор и реагенты находятся в одной фазе
 - 3) увеличение концентрации продуктов влияет на скорость реакции
 - 4) катализаторы и ингибиторы влияют на скорость химических реакций
 - 5) изменение температуры всегда изменяет скорость химических реакций

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ПРИНЦИП ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Обратимые реакции — реакции, протекающие одновременно в прямом и в обратном направлениях.

Прямая реакция в уравнении химической реакции протекает слева направо, **обратная реакция** — справа налево.

Химическое равновесие — состояние химической системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции (при условии, что они измерены по одному и тому же веществу).

Положение равновесия можно охарактеризовать **константой равновесия**. Для реакции $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ выражение константы равновесия (K_c) имеет вид

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$ и $[D]$ — равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции; a , b , c и d — соответствующие стехиометрические коэффициенты.

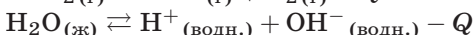
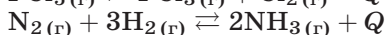
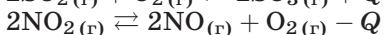
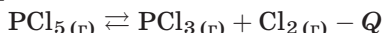
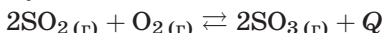
Чем больше величина константы равновесия, тем больше равновесные концентрации продуктов реакции и тем больше положение равновесия смещено в сторону их образования.

Направление сдвига равновесия определяет **принцип Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону реакции, противодействующей оказанному воздействию (табл. [6.1](#), [6.2](#)).



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Будет ли влиять на положение равновесий



а) увеличение давления;

б) понижение температуры?

Если да, то как именно? Напишите выражения для констант равновесия этих химических реакций.

2. Уменьшение температуры смещает равновесие $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$ в сторону образования исходных веществ. Определите, экзо- или эндотермической является данная реакция.
3. Напишите уравнение электролитической диссоциации азотистой кислоты в воде. Как изменится степень диссоциации кислоты: а) при разбавлении раствора; б) при добавлении в раствор небольшого количества газообразного HCl (объем раствора не изменился)?

Таблица 6.1

Влияние температуры и давления на положение химического равновесия

Тип реакции	Повышение температуры	Понижение температуры
Эндотермическая	Равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции	Равновесие смещается в сторону образования исходных веществ
Экзотермическая	Равновесие смещается в сторону образования исходных веществ	Равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции

Таблица 6.2

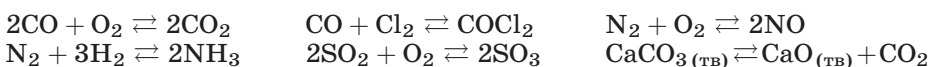
Влияние температуры и давления на положение химического равновесия на реакции, протекающие в газовой фазе

Реакция в газовой фазе	Повышение давления (или связанное с ним уменьшение объема)	Понижение давления (или связанное с ним увеличение объема)
Количество вещества газообразных продуктов реакции меньше, чем газообразных исходных веществ	Равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции	Равновесие смещается в сторону образования исходных веществ
Количество вещества газообразных продуктов реакции больше, чем газообразных исходных веществ	Равновесие смещается в сторону образования исходных веществ	Равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции

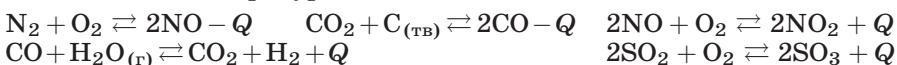
4. Укажите способы, которые могут быть использованы для смещения равновесия $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$ вправо.

- а) уменьшение концентрации кислорода
- б) увеличение концентрации азота
- в) увеличение концентрации кислорода
- г) уменьшение концентрации оксида
- д) применение катализатора
- е) повышение давления
- ж) понижение температуры
- з) повышение температуры

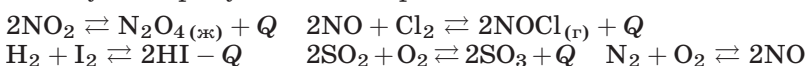
5. В какую сторону сместится положение следующих равновесий при повышении давления?



6. В какую сторону сместится положение следующих равновесий при понижении температуры?

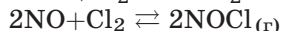
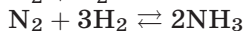
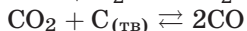
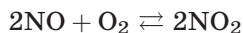
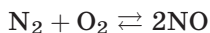
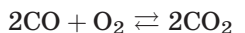


7. В какую сторону сместятся равновесия



- а) при уменьшении объема сосуда;
б) при нагревании реакционной смеси?

8. Среди приведенных реакций укажите те, равновесие которых смещается вправо при повышении давления.



9. Реакции образования оксида азота(IV) соответствует уравнение $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Сместится ли равновесие этой реакции, если увеличить давление в 2 раза, а температуру не менять?
10. В закрытом сосуде смешали 280 г азота и 20 г водорода. После того как установилось равновесие, давление в сосуде уменьшилось в 1,25 раза. Определите количества веществ в равновесной смеси.
Ответ. 8 моль N_2 ; 4 моль H_2 ; 4 моль NH_3 .
11. Исходные концентрации SO_2 , O_2 , SO_3 равны соответственно 0,03, 0,06 и 0 моль/л. Равновесная концентрация SO_3 равна 0,02 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации веществ SO_2 и O_2 .
Ответ. 0,01 и 0,05 моль/л.
12. При наступлении равновесия в реакции синтеза аммиака концентрации веществ имели следующие значения: азота — 0,5 моль/л, водорода — 1,5 моль/л, аммиака — 1 моль/л. Рассчитайте исходные концентрации азота и водорода, если аммиака в исходной смеси не было.
Ответ. 1 и 3 моль/л.
13. Исходные концентрации азота и водорода в реакционной смеси для получения аммиака составили 4 и 10 моль/л соответственно. К моменту достижения равновесия прореагировало 50% азота. Вычислите равновесные концентрации веществ в реакции.
Ответ. 2, 4 и 4 моль/л.
14. Смесь водорода и азота массой 20 г с плотностью по гелию 1,8 нагрели в присутствии железного катализатора в сосуде объемом 2 л до установления химического равновесия. Равновесная концентрация аммиака оказалась равной 0,1 моль/л. Определите равновесные концентрации азота и водорода.
Ответ. 0,225 и 0,975 моль/л.
15. В сосуд емкостью 5 л поместили 96 г смеси оксида серы(IV) и кислорода с плотностью по воздуху 1,379 и нагрели в присутствии катализатора до установления химического равновесия. Равновесная концентрация оксида серы(VI) составила 0,08 моль/л. Определите равновесные концентрации оксида серы(IV) и кислорода.
Ответ. 0,04 и 0,32 моль/л.
16. После пропускания смеси 5 л азота с 7 л водорода над железным катализатором объем газовой смеси уменьшился на 2 л. Определите объемный состав и плотность конечной газовой смеси по водороду. Все объемы измерены при одинаковых условиях.
Ответ. 2 л, 4 л, 4 л; 7,7.
17. Смесь кислорода с азотом пропустили через озонатор, при этом объем газовой смеси уменьшился на 10%, а ее плотность стала равной 1,508 г/л (н. у.). Определите процентный состав исходной смеси азота с кислородом по объему и выход озона в озонаторе.
Ответ. 40%, 60%; 50%.

18. Равновесие реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{H}_2] = 0,4$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,5$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,9$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода и рассчитайте константу равновесия.
 Ответ. 0,95 моль/л, 0,85 моль/л; 4,05.
19. Для реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{г})}$ константа равновесия при некоторой температуре равна единице. Определите состав равновесной реакционной смеси в объемных долях, если исходная смесь содержала 2 моль брома и 3 моль водорода.
 Ответ. $\varphi(\text{H}_2) = 43,84\%$, $\varphi(\text{HBr}) = 32,32\%$, $\varphi(\text{Br}_2) = 23,84\%$.

Готовимся к ЕГЭ

- К практически необратимым реакциям относятся взаимодействия между
 - 1) N_2 и H_2
 - 2) SO_2 и O_2
 - 3) C и O_2
 - 4) H_2 и O_2
 - 5) H_2 и S
- Изменение давления оказывает влияние на смещение равновесия в системах
 - 1) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3_{(\text{г})}$
 - 2) $2\text{HI}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{г})}$
 - 3) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$
 - 4) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
 - 5) $2\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
- При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится влево в системах
 - 1) $\text{CO}_2_{(\text{г})} + 2\text{C}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})} - Q$
 - 2) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$
 - 3) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$
 - 4) $2\text{HCl}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} - Q$
 - 5) $\text{PCl}_3_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(\text{г})} + Q$
- При повышении давления равновесие смещается вправо в системах
 - 1) $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{г})}$
 - 2) $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$
 - 3) $\text{PCl}_3_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(\text{г})}$
 - 4) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{г})}$
 - 5) $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$
- Изменение давления смещает равновесие в системах
 - 1) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$
 - 2) $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$
 - 3) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})}$
 - 4) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$
 - 5) $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{г})}$
- Изменение давления не смещает равновесие в системах
 - 1) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Se}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se}_{(\text{г})}$
 - 2) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{ж})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{г})}$
 - 3) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{г})}$
 - 4) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})}$
 - 5) $\text{PCl}_3_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(\text{г})}$
- Одновременное увеличение давления и понижение температуры смещает химическое равновесие в сторону продуктов реакции в системах
 - 1) $2\text{SO}_2_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3_{(\text{г})} + Q$
 - 2) $\text{CO}_2_{(\text{г})} + 2\text{C}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})} - Q$
 - 3) $\text{N}_2_{(\text{г})} + \text{O}_2_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})} - Q$
 - 4) $\text{N}_2_{(\text{г})} + 3\text{H}_2_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3_{(\text{г})} + Q$
 - 5) $2\text{HCl}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} - Q$
- Равновесие в системе $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$ будет смещаться в сторону продукта реакции при
 - 1) увеличении концентрации кислорода
 - 2) уменьшении давления
 - 3) увеличении давления
 - 4) повышении температуры
 - 5) увеличении концентрации азота

9. Химическое равновесие в системе $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)} + Q$ смещается в сторону образования продукта реакции при
- 1) повышении давления
 - 2) понижении давления
 - 3) понижении температуры
 - 4) применении катализатора
 - 5) повышении температуры
10. Равновесие в системе $3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(г)} - Q$ сместится вправо при увеличении
- 1) температуры
 - 2) концентрации O_2
 - 3) давления
 - 4) концентрации O_3
11. Химическое равновесие в системе $\text{C}_4\text{H}_{10(г)} \rightleftharpoons \text{C}_4\text{H}_{8(г)} + \text{H}_{2(г)} - Q$ можно сместить в сторону продуктов реакции
- 1) повышением температуры и увеличением концентрации бутана
 - 2) повышением температуры и понижением давления
 - 3) понижением температуры и повышением давления
 - 4) понижением температуры и понижением давления
 - 5) добавлением катализатора
12. Равновесие реакции $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$ смещается вправо при
- 1) уменьшении температуры и увеличении давления
 - 2) увеличении температуры и уменьшении давления
 - 3) увеличении температуры и уменьшении концентрации CO_2
 - 4) уменьшении температуры и уменьшении давления
13. Обратимым реакциям соответствуют уравнения
- 1) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$
 - 3) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
 - 4) $\text{S} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{S}$
 - 5) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
14. На состояние равновесия обратимой химической реакции, протекающей между двумя газами, *всегда* оказывает воздействие
- 1) добавление катализатора
 - 2) изменение давления
 - 3) изменение температуры
 - 4) изменение концентрации продукта
 - 5) изменение объема реакционного сосуда
15. Установите соответствие между уравнением обратимой химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе.

УРАВНЕНИЕ
РЕАКЦИИ

- А) $\text{H}_2(г) + \text{Br}_2(ж) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(г)$
 Б) $\text{PCl}_3(г) + \text{Cl}_2(г) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(г)$
 В) $3\text{O}_2(г) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(г)$
 Г) $\text{N}_2(г) + \text{O}_2(г) \rightleftharpoons 2\text{NO}(г)$

СМЕЩЕНИЕ
РАВНОВЕСИЯ

- 1) в сторону
продуктов реакции
 2) в сторону реагентов
 3) практически не смещается

А	Б	В	Г

16. Установите соответствие между уравнением обратимой химической реакции и направлением смещения химического равновесия при повышении температуры в системе.

УРАВНЕНИЕ
РЕАКЦИИ

- А) $2\text{SO}_2(г) + \text{O}_2(г) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(г) + Q$
 Б) $\text{PCl}_3(г) + \text{Cl}_2(г) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(г) + Q$
 В) $\text{C}_4\text{H}_{10(г)} \rightleftharpoons \text{C}_4\text{H}_{8(г)} + \text{H}_2(г) - Q$
 Г) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$

СМЕЩЕНИЕ
РАВНОВЕСИЯ

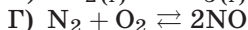
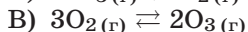
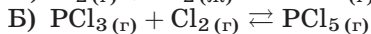
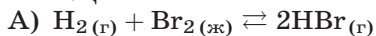
- 1) в сторону
продуктов реакции
 2) в сторону реагентов
 3) практически не смещается

А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между уравнением обратимой химической реакции и направлением смещения химического равновесия при уменьшении давления в системе.

УРАВНЕНИЕ

РЕАКЦИИ



СМЕЩЕНИЕ

РАВНОВЕСИЯ

1) в сторону

продуктов реакции

2) в сторону реагентов

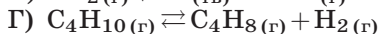
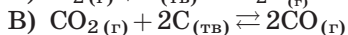
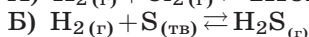
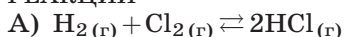
3) практически не смещается

А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между уравнением обратимой химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении объема реакционного сосуда.

УРАВНЕНИЕ

РЕАКЦИИ



СМЕЩЕНИЕ

РАВНОВЕСИЯ

1) в сторону

продуктов реакции

2) в сторону реагентов

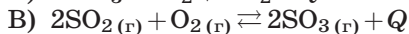
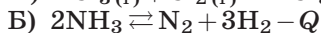
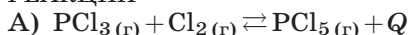
3) практически не смещается

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между уравнением обратимой химической реакции и факторами, смещающими равновесие в сторону реагентов.

УРАВНЕНИЕ

РЕАКЦИИ



ФАКТОРЫ,

СМЕЩАЮЩИЕ

РАВНОВЕСИЕ

1) нагревание

и уменьшение давления

2) охлаждение и повышение давления

3) нагревание и повышение давления

4) охлаждение и понижение давления

А	Б	В	Г

20. Установите соответствие между фактором воздействия на равновесную систему $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$ и направлением смещением химического равновесия в результате этого воздействия.

ФАКТОР

ВОЗДЕЙСТВИЯ

А) повышение давления

Б) понижение температуры

В) добавление катализатора

Г) уменьшение концентрации кислорода

СМЕЩЕНИЕ

РАВНОВЕСИЯ

1) практически

не смещается

2) в сторону реагентов

3) в сторону продуктов реакции

А	Б	В	Г

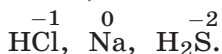
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — реакции, протекание которых сопровождается изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

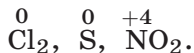
Окислитель — вещество, содержащее атомы, которые принимают электроны. Присоединение электронов сопровождается понижением степени окисления атома, при этом окислитель *восстанавливается*. Сильные окислители, как правило, содержат атомы в высших положительных степенях окисления, например:



Восстановитель — вещество, содержащее атомы, которые отдают электроны. Потеря электронов сопровождается повышением степени окисления, восстановитель при этом *окисляется*. Типичные восстановители содержат атомы в низших (отрицательных или нулевых) степенях окисления, например:

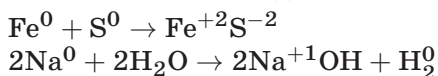


Вещества, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления, могут проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя:

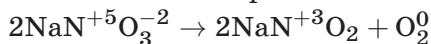


ОВР подразделяют на межмолекулярные и внутримолекулярные.

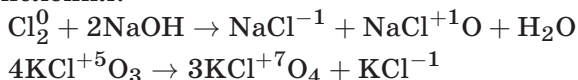
Межмолекулярные ОВР характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав различных веществ:



Внутримолекулярные ОВР характеризуются тем, что окислитель и восстановитель находятся в составе одного вещества, но являются атомами разных элементов:

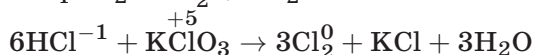
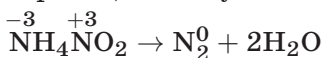


В реакциях **диспропорционирования** (дисмутации) окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, которые имеют изначально одинаковые промежуточные степени окисления:

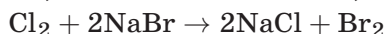


Реакции **конпропорционирования** (конмутации) — процессы, в которых происходит выравнивание степени окисления атомов одного и того же элемента, находящегося в веществе в разных состояниях.

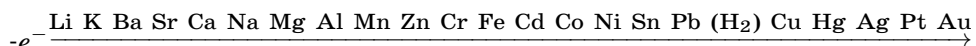
Эти реакции могут быть как внутри-, так и межмолекулярными:



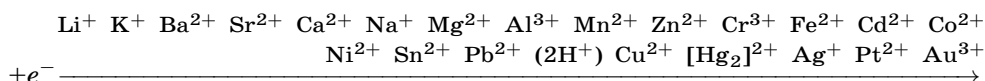
Факторы, определяющие направление ОВР: природа реагирующих веществ, температура, кислотность среды. Для элементов главных подгрупп окислительные свойства простых веществ увеличиваются слева направо в периодах и снизу вверх в группах. Соответственно восстановительные свойства в этих направлениях уменьшаются. Поэтому галогены, стоящие в группе периодической таблицы выше, вытесняют галогены, стоящие ниже, из растворов их солей:



Металлы могут быть только восстановителями. Соответственно элементы побочных подгрупп являются восстановителями. Об их восстановительных свойствах можно судить по **электрохимическому ряду активности металлов**:

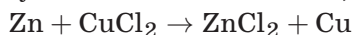


Уменьшение восстановительных свойств



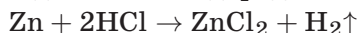
Усиление окислительных свойств

В этом ряду слева направо уменьшаются восстановительные свойства металлов, но увеличиваются окислительные свойства соответствующих ионов. Поэтому металлы, стоящие левее в этом ряду, могут вытеснять металлы, стоящие правее, из растворов их солей:

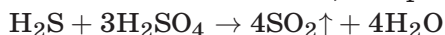


Исключение составляют щелочные и щелочноземельные металлы, которые при обычных условиях реагируют с водой и вытесняют водород и поэтому не могут вытеснить другой металл, стоящий в ряду активности левее водорода.

Металлы, стоящие левее водорода, реагируют с разбавленными кислотами (кроме азотной и не очень разбавленной серной кислот) с выделением водорода:



Элементы в высшей степени окисления могут быть только окислителями, например S^{+6} , N^{+5} , в минимальной степени окисления — только восстановителями, например S^{-2} , Cl^{-1} , N^{-3} :



Любую ОВР можно разделить на две полуреакции: *полуреакцию восстановления* (восстановитель и его окисленная форма) и *полуреакцию окисления* (окислитель и его восстановленная форма). Для сохранения электронейтральности химической системы число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу элек-

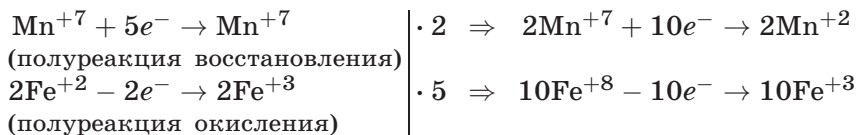
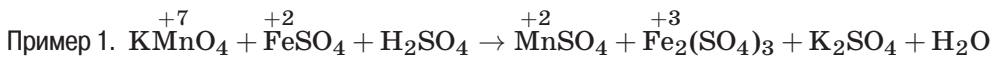
тронов, принятых окислителем. Уравнивание ОВР проводят с использованием метода электронного баланса или более совершенного метода электронно-ионного баланса.

Метод электронного баланса

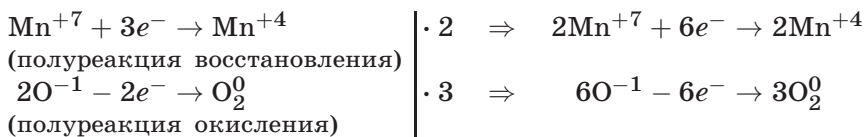
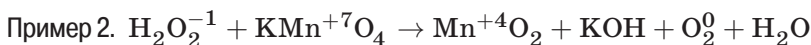
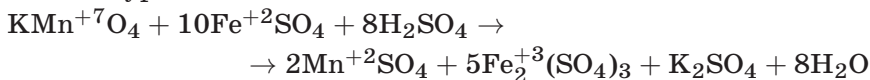
Для уравнивания реакций методом электронного баланса необходимо выполнить следующую последовательность операций:

- 1) определить, атомы каких элементов изменяют степени окисления;
- 2) написать уравнения полуреакций окисления и восстановления;
- 3) уравнивать число отданных и полученных электронов, умножив эти уравнения на соответствующие множители;
- 4) перенести коэффициенты в уравнение реакции;
- 5) завершить уравнивание реакции, расставив коэффициенты перед веществами, не участвующими в переносе электронов.

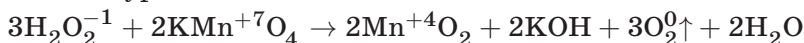
Примеры уравнивания реакций



Полное уравнение:



Полное уравнение:



Метод электронно-ионного баланса

В этом методе нет необходимости определять степени окисления элементов. Для составления баланса достаточно знать заряды ионов, участвующих в реакции. Если реакция протекает в кислой среде, то для уравнивания полуреакций используют ионы H^+ и молекулы воды, если в щелочной — ионы OH^- и молекулы воды, а если в нейтральной — молекулы воды и ионы H^+ или OH^- .

Для уравнивания реакций методом электронно-ионного баланса необходимо выполнить следующую последовательность операций:

- 1) найти молекулы и ионы, участвующие в окислительно-восстановительном процессе;

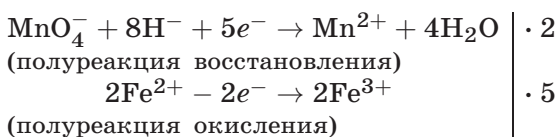
- 2) написать уравнения полуреакций окисления и восстановления, рассчитывая число перенесенных электронов по разности суммарного заряда частиц в левой и в правой частях уравнения;
- 3) уравнивать число отданных и полученных электронов, умножив эти полуреакции на соответствующие множители;
- 4) написать суммарное уравнение в ионной форме и сократить одинаковые молекулы и ионы в левой и правой частях уравнения;
- 5) перенести коэффициенты в уравнение реакции.

Удобство этого метода заключается в том, что мы получаем коэффициенты практически для всех веществ, участвующих в реакции. 

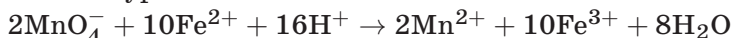
Примеры уравнивания реакций

Пример 3. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

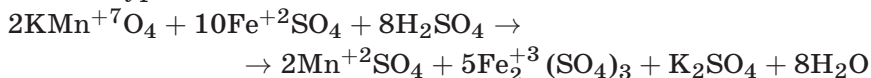
Уравнение в ионной форме: $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \dots \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \dots$



Ионное уравнение:

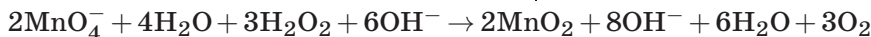
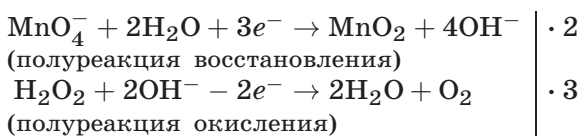


Полное уравнение:



Пример 4. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Уравнение в ионной форме: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^- + \dots \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \dots$



Ионное уравнение:



Полное уравнение:



Обратите внимание, что при обозначении степени окисления сначала ставится знак «+» или «-», а затем цифра, при обозначении заряда иона в растворе — наоборот.



Примеры решения задач

Пример 1. В 192 мл раствора нитрата свинца(II) с массовой долей соли 30% и плотностью 1,15 г/мл опустили цинковую

пластинку массой 100 г. Через некоторое время пластинку вынули, промыли водой, высушили и взвесили. Ее масса оказалась равной 121,3 г. Определите массовые доли веществ в оставшемся растворе.

Решение:

1. Цинк как более активный металл вытесняет из растворенной соли свинец, который оседает на пластинке. Таким образом, изменение массы пластинки представляет собой разницу между массой осевшего на пластинку свинца и массой цинка, перешедшего в раствор. Определяем это изменение массы:

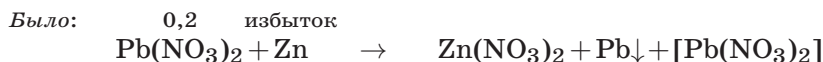
$$\Delta m = 121,3 - 100 = 21,3 \text{ г.}$$

2. Определяем массу исходного раствора и количество вещества содержавшегося в нем нитрата свинца:

$$m(\text{исходного раствора}) = 192 \cdot 1,15 = 220,8 \text{ г;}$$

$$n(\text{Pb(NO}_3)_2) = 220,8 \cdot \frac{0,3}{331} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Поскольку нам неизвестно, весь ли свинец был вытеснен из раствора, обозначим количество вытесненного из раствора свинца за x и запишем уравнение химической реакции:



$$\begin{array}{ccccccc} \text{Прореагировало:} & x & x & \text{Стало:} & x & x & 0,2-x \end{array}$$

$$\Delta m = m(\text{Pb}) - m(\text{Zn}) = 207x - 65x = 142x; \quad 142x = 21,3; \quad x = 0,15.$$

Таким образом, в растворе появилось 0,15 моль нитрата цинка и осталось $0,2 - 0,15 = 0,05$ моль нитрата свинца.

4. Определим массу конечного раствора и массовые доли содержащихся в нем веществ. Масса раствора уменьшилась ровно на столько, на сколько увеличилась масса пластинки, поэтому

$$m(\text{конечного раствора}) = 220,8 - 21,3 = 199,5 \text{ г;}$$

$$m(\text{Zn(NO}_3)_2 \text{ в конечном растворе}) = 0,15 \cdot 189 = 28,35 \text{ г;}$$

$$m(\text{Pb(NO}_3)_2 \text{ в конечном растворе}) = 0,05 \cdot 331 = 16,55 \text{ г;}$$

$$\omega(\text{Zn(NO}_3)_2 \text{ в конечном растворе}) = \frac{28,35}{199,5} = 0,142 \text{ (14,2\%);}$$

$$\omega(\text{Pb(NO}_3)_2 \text{ в конечном растворе}) = \frac{16,55}{199,5} = 0,083 \text{ (8,3\%).}$$

Пример 2. В 60 мл раствора с плотностью 1,182 г/мл, содержащего нитрат свинца(II) и нитрат меди(II) с массовыми долями 16,34 и 2,65% соответственно, насыпали 5,6 г железных опилок. Через некоторое время раствор отфильтровали. Масса твердых веществ составила 8,7 г. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

Решение:

1. Определяем количества исходных веществ:

$$m(\text{исходного раствора}) = 60 \cdot 1,182 = 70,92 \text{ г;}$$

$$n(\text{Pb(NO}_3)_2) = 70,92 \cdot \frac{0,1634}{331} = 0,035 \text{ моль;}$$

$$n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 70,92 \cdot \frac{0,0265}{188} = 0,01 \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}) = \frac{5,6}{56} = 0,1 \text{ моль}.$$

2. Сначала железо вытесняет менее активный металл, т. е. медь:

Было: 0,1 0,01



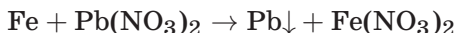
Прореагировало: 0,01 0,01 Стало: 0,01 0,01 0,09

Δm (твердых веществ в этой реакции) =

= m (выделившейся меди) – m (растворившегося железа).

Если медь выделилась полностью, то $\Delta m = 0,01 \cdot 64 - 0,01 \cdot 56 = 0,08 \text{ г}$.

3. Согласно условию задачи изменение массы твердых веществ составило $8,7 - 5,6 = 3,1 \text{ г}$. Следовательно, первая реакция прошла полностью, и затем началось вытеснение свинца:



Изменение массы твердых веществ в результате этой реакции составило $3,1 - 0,08 = 3,92 \text{ г}$.

Если бы вторая реакция прошла полностью (железо имеется в избытке), то изменение массы в результате ее составило бы $207 \cdot 0,035 - 56 \cdot 0,035 = 5,285 \text{ г}$, что больше изменения массы согласно условию задачи.

Таким образом, вторая реакция прошла не до конца. Допустим, выделилось x моль свинца, тогда $\Delta m = 207x - 56x = 151x$;

$$151x = 3,92; x = \frac{3,92}{151} = 0,02 \text{ моль}.$$

Было: 0,09 0,035



Прореагировало: 0,02 0,02 Стало: 0,02 0,02 0,015 0,07

4. Рассчитываем массовые доли веществ в полученном растворе:

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = (0,01 + 0,02) \cdot 180 = 5,4 \text{ г};$$

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,015 \cdot 331 = 4,965 \text{ г};$$

$$m(\text{конечного раствора}) = 70,92 - 3,1 = 67,82 \text{ г}.$$

$$\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = \frac{5,4}{67,82} = 0,0796 \text{ (7,96\%)};$$

$$\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{4,965}{67,82} = 0,0732 \text{ (7,32\%)}.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Сплав серебра и меди растворили в избытке концентрированной азотной кислоты. После завершения всех реакций масса раствора не изменилась. Определите соотношение количеств металлов и их массовые доли в исходном сплаве.
2. Приведите по два уравнения реакций получения KBr, протекающих с изменением и без изменения степени окисления брома.
3. К избытку раствора соляной кислоты добавили смесь перманганата калия и оксида марганца(IV). После окончания всех реакций массы конечного и исходного растворов оказались равными.

Сравните количества веществ в исходной смеси твердых реагентов. Окислительно-восстановительные реакции уравнийте методом электронного баланса.

Ответ. 1 : 1,2.

4. Свинцовую пластину выдерживали некоторое время в 200 г 23,5%-го раствора нитрата меди(II). В результате масса пластины уменьшилась на 14,3 г. Определите массу меди, выделившейся на пластине, и массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

Ответ. 6,4 г; 15,4%, 13,2%.

5. Нитрит натрия массой 13,8 г внесли при нагревании в 220 г раствора хлорида аммония с массовой долей 10%. Какой объем (н. у.) азота выделится при этом и какова массовая доля хлорида аммония в полученном растворе?

Ответ. 4,48 л; 4,9%.

6. Пероксид натрия обработали избытком горячей воды. Выделившийся газ собрали, а образовавшийся раствор щелочи полностью нейтрализовали 10%-м раствором серной кислоты объемом 300 мл и плотностью 1,08 г/мл. Определите массу исходного пероксида натрия и объем (н. у.) собранного газа.

Ответ. 25,74 г; 3,7 л.

7. Магний массой 4,8 г растворили в 200 мл 12%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,05 г/мл. Вычислите массовую долю сульфата магния в полученном растворе.

Ответ. 11,2%.

8. Медную пластину массой 5 г погрузили в 100 г 20%-го раствора нитрата серебра. Через некоторое время масса пластины увеличилась до 8 г. Определите массу серебра, выделившегося на пластине, и массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

Ответ. $m(\text{Ag}) = 4,32$ г; $\omega(\text{AgNO}_3) = 13,7\%$, $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 13,7\%$.

9. В раствор сульфата цинка массой 596 г насыпали 40 г порошка магния. Через некоторое время металлический порошок отделили от раствора, высушили и взвесили. Масса порошка оказалась равной 56 г. Определите массовую долю сульфата магния в растворе, оставшемся после отделения металлического порошка.

Ответ. 8,07%.

10. В раствор, содержащий нитрат железа(II) и нитрат железа(III) с равными молярными концентрациями, опустили цинковую пластинку массой 6,5 г. После окончания химических реакций масса пластинки составила 5,995 г. Пластинку вынули из раствора и растворили при нагревании в 286,5 мл раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 95% и плотностью 1,8 г/мл. Определите объем выделившегося при этом газа (н. у.) и массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $V(\text{SO}_2) = 2,352$ л; $\omega(\text{ZnSO}_4) = 2,34\%$, $\omega(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,78\%$, $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 91,15\%$.

11. Цинковую пластинку массой 6,5 г опустили в раствор, содержащий нитрат железа(II) и нитрат железа(III), объемом 100 мл и плотностью 1,1 г/мл. После окончания химических реакций масса пластинки уменьшилась до 5,905 г. Пластинку вынули из раствора и растворили при нагревании в избытке концентрированной серной кислоты,

в результате чего выделилось 2,464 л газа (н. у.). Определите молярные концентрации и массовые доли веществ в исходном растворе нитратов железа.

Ответ. $c(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 0,2$ моль/л, $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 3,27\%$; $c(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,1$ моль/л, $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 2,2\%$.

12. В 40 мл раствора с плотностью 1,25 г/мл, содержащего 10% (по массе) нитрата натрия, нитрат серебра и нитрат меди, погрузили цинковую пластинку массой 9,75 г. После окончания всех реакций массовая доля нитрата натрия в растворе увеличилась до 10,81%. Пластинку вынули из раствора и обработали избытком соляной кислоты, в результате чего выделилось 2,128 л газа (н. у.). Определите массовые доли нитрата меди и нитрата серебра в исходном растворе.

Ответ. $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 11,28\%$, $\omega(\text{AgNO}_3) = 17\%$.

13. В 400 мл раствора с плотностью 1,25 г/мл, содержащего нитрат меди с массовой долей 18,8% и нитрат серебра с массовой долей 10,2%, насыпали 100 г железных опилок. Через некоторое время раствор отфильтровали. Масса твердых веществ оказалась равной 128,4 г. Определите массовые доли веществ в полученном растворе. (Следует принять во внимание, что в реакции с ионами меди образуются ионы Fe^{+2} , а при реакции с ионами серебра образуются ионы Fe^{+3} .)
- Ответ. $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 7,63\%$, $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 5,13\%$, $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 11,96\%$.

14. Цинковую пластину поместили в раствор сульфата железа(II). Через некоторое время масса пластины уменьшилась на 1,91%. На сколько процентов изменится масса точно такой же пластины, если ее погрузить в раствор нитрата ртути(II), при условии, что изменение количества вещества нитрата ртути(II) в растворе будет в 2 раза больше, чем изменение количества вещества сульфата железа(II) в первом случае?

Ответ. На 57,5%.

Готовимся к ЕГЭ

- Выберите пары веществ, между которыми происходит химическая реакция.
 - 1) серебро и сульфат калия (р-р)
 - 2) магний и хлорид олова (р-р)
 - 3) цинк и хлорид меди (р-р)
 - 4) серебро и сульфат меди (р-р)
 - 5) медь и нитрат ртути (р-р)
- В порядке уменьшения восстановительных свойств металлы расположены в рядах
 - 1) Al, Zn, Fe
 - 2) Al, Na, K
 - 3) Mg, Zn, Fe
 - 4) Fe, Zn, Al
 - 5) Cu, Hg, Au
- Из разбавленной серной кислоты *не вытесняют* водород металлы
 - 1) железо
 - 2) серебро
 - 3) медь
 - 4) цинк
 - 5) олово
- Сера проявляет окислительные и восстановительные свойства, соответственно, при взаимодействии с
 - 1) водородом и фтором
 - 2) углеродом и цинком
 - 3) цинком и хлором
 - 4) натрием и кислородом
 - 5) кислородом и хлором

5. Сера является окислителем в реакциях с
 - 1) кислородом 2) металлами 3) водородом
 - 4) азотной кислотой 5) фосфором
6. Только окислительные свойства способны проявлять
 - 1) кислород 2) фтор 3) хлор 4) озон
 - 5) азотная кислота
7. К процессу окисления относятся превращения
 - 1) $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$ 2) $\text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{CH}_4$ 3) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$
 - 4) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$ 5) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2$
8. В реакции оксида хрома(III) с алюминием восстановительные и окислительные свойства проявляют соответственно
 - 1) Cr^{+3} 2) Al 3) O^{-2} 4) Cr
9. Не проявляют восстановительные свойства
 - 1) NaI 2) Na_2S 3) HNO_3 4) Na_2SO_4 5) H_2SO_4
10. В реакции магния с концентрированной азотной кислотой окислителем и восстановителем являются соответственно
 - 1) Mg^{2+} 2) H^+ 3) Mg 4) NO_3^- 5) O^{-2}
11. В уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ коэффициенты перед окислителем и восстановителем соответственно равны
 - 1) 8 2) 10 3) 3 4) 4 5) 5
12. Не являются окислительно-восстановительными реакциями
 - 1) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ 2) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$
 - 3) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{H}_2\text{C}=\text{O} + 2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - 5) $\text{Zn}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3$
13. В схемах $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{-3}$ и $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+4}$ число принятых и отданных электронов равно соответственно
 - 1) 5 2) 2 3) 3 4) 6 5) 8
14. Хлор является и окислителем, и восстановителем в реакциях
 - 1) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{HClO}$ 2) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 - 3) $2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 5) $4\text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$
15. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой образуются
 - 1) SO_2 2) CH_4 3) H_2O 4) CO_2 5) H_2S 6) SO_3
16. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления окислителя.

СХЕМА РЕАКЦИИ

- А) $\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{CO}_2$
 Б) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$
 В) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
 Г) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ

ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ

- 1) $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^-$
 2) $\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
 3) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$
 4) $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$
 5) $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
 6) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6}$

А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления окислителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ

- А) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Г) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ

ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ

- 1) $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$
2) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^0$
3) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+4}$
4) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$
5) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$
6) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+3}$

А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления окислителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ

- А) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Г) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ

ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ

- 1) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+4}$
2) $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$
3) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$
4) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^0$
5) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^0$
6) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между уравнением реакции и веществом-окислителем, участвующим в данной реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Б) $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$
В) $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$
Г) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

ОКИСЛИТЕЛЬ

- 1) H_2
2) NO
3) N_2
4) NH_3

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
Б) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
В) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow$
Г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
3) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
5) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
6) FeCl_3

А	Б	В	Г

21. Уравняйте методом электронного баланса следующие химические реакции:

- 1) $\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{CO}_2$
2) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$
3) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

22. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнения следующих химических реакций.

Реакции, протекающие в кислой среде

- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \dots + \dots$
- 2) $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \dots$
- 3) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots + \dots + \dots$
- 4) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
- 5) $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots + \dots + \dots$

Реакции, протекающие в нейтральной и щелочной средах

- 6) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \dots$
- 7) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \dots + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$

23. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите элемент-окислитель и элемент-восстановитель.

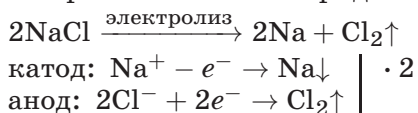
- 1) $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \dots \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$
- 2) $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
- 3) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots + \dots$
- 4) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots + \dots + \dots$
- 5) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots + \dots$
- 6) $\text{P} + \text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_2 + \dots$
- 7) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots + \dots + \dots$
- 8) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- 9) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots + \dots$
- 10) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots + \dots$

Глава 8

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролизом называют окислительно-восстановительные процессы, происходящие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. **Катодом** называют электрод, на котором идут процессы восстановления (при электролизе заряжен отрицательно). **Анодом** называют электрод, на котором идут процессы окисления (при электролизе заряжен положительно).

Электролизом **расплавов** получают активные металлы и фтор. Щелочные и щелочноземельные металлы обычно получают электролизом расплавов их хлоридов:



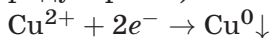
Алюминий получают электролизом раствора оксида алюминия в расплавленном криолите (Na_3AlF_6).

Остальные металлы можно получить электролизом водных растворов их солей.

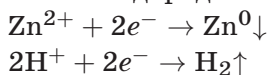
Если электролиз проводят **в растворе**, то в окислительно-восстановительных процессах на электродах могут участвовать не только ионы растворенных веществ, но и молекулы растворителя, в частности молекулы воды. При этом соблюдаются определенные закономерности.

Последовательность процессов, происходящих на катоде:

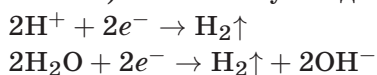
1. Восстановление ионов металлов, стоящих в ряду активности после водорода (первым восстанавливается металл, находящийся в этом ряду правее):



2. Одновременное восстановление ионов металлов, стоящих в ряду активности между алюминием и водородом, и восстановление ионов водорода:

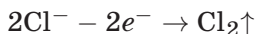


3. Если в растворе находятся только ионы алюминия или ионы металлов, стоящих в ряду активности левее алюминия, то происходит восстановление только ионов водорода (если среда кислая) или молекул воды (если среда нейтральная или щелочная):

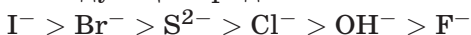


Последовательность процессов, происходящих на аноде

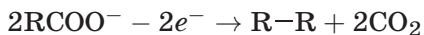
1. Если в растворе присутствуют ионы галогенов (кроме фтора) или серы, то они окисляются до простых веществ:



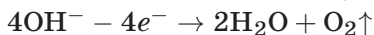
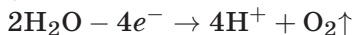
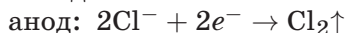
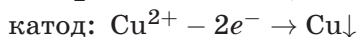
По легкости окисления анионы неметаллов располагаются в следующий ряд:



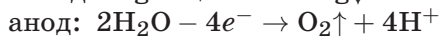
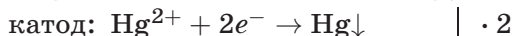
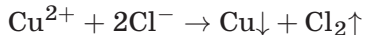
В водных растворах карбоновых кислот происходит окисление анионов кислот с образованием углеводорода и углекислого газа:



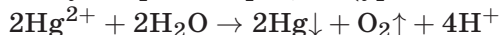
2. Если в растворе присутствуют только анионы кислородсодержащих кислот, анионы фтора или гидроксид-ионы, то происходит окисление молекул воды (кислая среда) или гидроксид-ионов (нейтральная или щелочная среда):

**Примеры электролиза растворов некоторых солей**

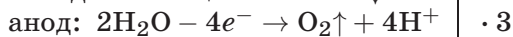
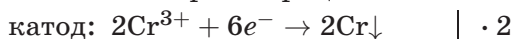
Суммарный процесс (уравнение в ионной форме):



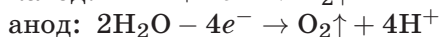
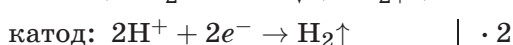
Суммарный процесс (уравнение в ионной форме):



Одновременно происходит два параллельных процесса — восстановление хрома и восстановление водорода, причем, поскольку в ходе первого процесса кислотность среды усиливается, интенсивность второго процесса постепенно увеличивается.

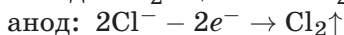
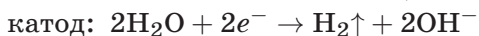


Суммарный процесс (уравнение в ионной форме):



Суммарный процесс:





Суммарный процесс (уравнение в ионной форме):



При пропускании постоянного электрического тока через растворы щелочей, кислородсодержащих кислот или солей кислородсодержащих кислот с активными металлами происходит электролиз воды:



Электролизом растворов получают водород, кислород, хлор и сравнительно малоактивные металлы (электрометаллургия).

Количественная зависимость массы вещества, получаемого при электролизе, от силы тока и времени выражается **законом Фарадея**:

$$m = \frac{M}{F \cdot ne} \cdot I \cdot t,$$

где m — масса вещества, выделяющегося при электролизе, г; M — молярная масса этого вещества, г/моль; F — число Фарадея, равное 96 500 кг/моль = 26,8 (А · ч)/моль; ne^- — количество электронов (моль), участвующих в образовании 1 моль данного вещества; I — сила тока, А; t — время, с.

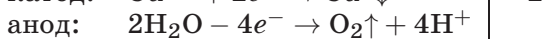
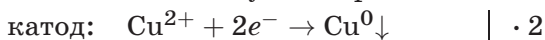


Примеры решения задач

Пример 1. Через 100 г раствора сульфата меди с массовой долей соли 10% пропускали электрический ток до тех пор, пока на аноде не выделилось 560 мл газа (н. у.). Определите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

Решение:

1. Составляем схему электролиза:



Суммарное уравнение в ионной форме:



Суммарное уравнение в молекулярной форме:

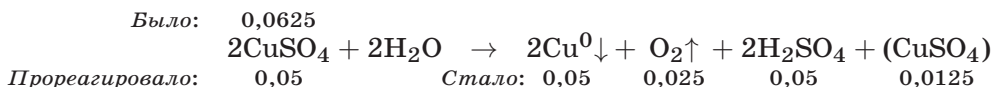


2. Определяем количества веществ сульфата меди в исходном растворе и кислорода, выделившегося на аноде:

$$n(\text{CuSO}_4) = 100 \cdot \frac{0,1}{160} = 0,0625 \text{ моль}; \quad n(\text{O}_2) = \frac{0,560}{22,4} = 0,025 \text{ моль}.$$

Если бы электролиз сульфата меди прошел полностью, то согласно уравнению реакции кислорода должно было бы выделиться $\frac{0,0625}{2} = 0,03125$ моль, что больше, чем выделилось на самом

деле. Следовательно, электролиз прошел не до конца и в растворе остался сульфат меди:



3. Определяем массовые доли веществ в конечном растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 0,05 = 4,9 \text{ г};$$

$$m(\text{CuSO}_4 \text{ в конечном растворе}) = 0,0125 \cdot 160 = 2 \text{ г};$$

$$m(\text{конечного раствора}) = m(\text{исходного раствора}) - m(\text{Cu}) - m(\text{O}_2) = 100 - 0,05 \cdot 64 - 0,025 \cdot 32 = 96 \text{ г}.$$

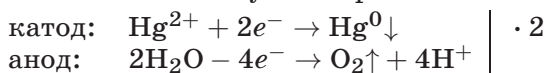
$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{4,9}{96} = 0,051 \text{ (5,1\%)};$$

$$\omega(\text{CuSO}_4 \text{ в конечном растворе}) = \frac{2}{96} = 0,0208 \text{ (2,08\%)}.$$

Пример 2. После электролиза 250 г раствора нитрата ртути(II) с массовой долей соли 19,5% масса раствора уменьшилась на 50,55 г. Определите массы веществ, выделившихся на электродах, и молярную концентрацию вещества в конечном растворе, если его плотность составила 1,06 г/мл.

Решение:

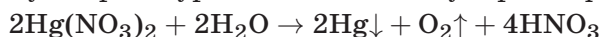
1. Составляем схему электролиза:



Суммарное уравнение в ионной форме:



Суммарное уравнение в молекулярной форме:



2. Определяем количество вещества нитрата ртути в исходном растворе и проверяем, до конца ли прошел электролиз:

$$n(\text{Hg}(\text{NO}_3)_2) = 250 \cdot \frac{0,195}{325} = 0,15 \text{ моль}.$$

Если электролиз прошел до конца, то из раствора должно выделиться 0,15 моль Hg и 0,075 моль O₂, а в растворе должно образоваться 0,3 моль азотной кислоты:

$$\Delta m = 0,15 \cdot 201 + 0,075 \cdot 32 = 30,15 + 2,4 = 32,55 \text{ г}.$$

В действительности масса раствора уменьшилась еще больше. Это означает, что, после того как электролиз нитрата ртути закончился, электрический ток не выключили, и пошел электролиз воды:



Изменение массы в последней реакции составило $50,55 - 32,55 = 18 \text{ г}$, т. е. электролизу подвергся 1 моль воды и дополнительно на катоде выделился 1 моль водорода, а на аноде 0,5 моль кислорода.

3. Определяем массы веществ, выделившихся на электродах, и молярную концентрацию вещества в конечном растворе:

$$m(\text{Hg}) = 0,15 \cdot 201 = 30,15 \text{ г}; \quad m(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г};$$

$$m(\text{O}_2) = (0,075 + 0,5) \cdot 32 = 18,4 \text{ г}.$$

$$m(\text{конечного раствора}) = 250 - 50,55 = 199,45 \text{ г};$$

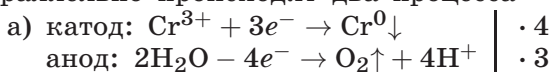
$$V(\text{конечного раствора}) = \frac{199,45}{1,06} = 188,2 \text{ мл} = 0,1882 \text{ л};$$

$$c(\text{HNO}_3) = \frac{0,3}{0,1882} = 1,594 \text{ моль/л}.$$

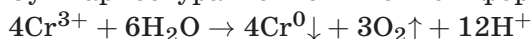
Пример 3. 588 г раствора сульфата хрома(III) с массовой долей соли 15% подвергали электролизу до тех пор, пока масса раствора не стала равной 569,2 г. Определите массовые доли веществ в полученном растворе, если известно, что на электродах выделилось 10,08 л газов (н. у.).

Решение:

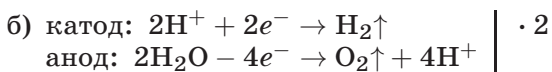
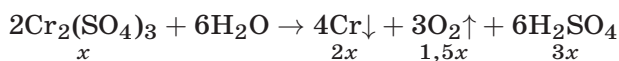
1. Составляем схему электролиза, учитывая, что хром в ряду активности металлов стоит левее водорода, поэтому на катоде параллельно происходят два процесса — (а) и (б):



Суммарное уравнение в ионной форме:



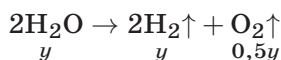
Суммарное уравнение в молекулярной форме:



Суммарное уравнение в ионной форме:



Суммарное уравнение в молекулярной форме:



2. Рассчитываем количество вещества сульфата хрома в исходном растворе и количество вещества газов, выделившихся на электродах:

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 588 \cdot \frac{0,15}{392} = 0,225 \text{ моль};$$

$$n(\text{газов}) = \frac{10,08}{22,4} = 0,45 \text{ моль};$$

$$\Delta m(\text{раствора}) = 588 - 569,2 = 18,8 \text{ г}.$$

3. Обозначим количество вещества сульфата хрома, подвергшегося электролизу, за x моль; количество вещества воды, подвергшейся электролизу, за y моль.

$$\Delta m(\text{раствора}) = m(\text{Cr}) + m(\text{H}_2) + m(\text{O}_2) =$$

$$= 2x \cdot 52 + 2y + (1,5x + 0,5y) \cdot 32 = 152x + 18y;$$

$$152x + 18y = 18,8.$$

$$n(\text{газов, выделившихся при электролизе}) = 1,5x + 1,5y.$$

$$\begin{array}{l|l|l} 152x + 18y = 18,8 & 152x + 18y = 18,8 & 134x = 13,4 \\ x + y = 0,3 & \cdot 18 & 18x + 18y = 5,4 \end{array} \quad \begin{array}{l|l} y = 0,3 - 0,1x & y = 0,2 - 0,1x \end{array}$$

4. Определяем массовые доли веществ в конечном растворе:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3 \cdot 98 = 29,4 \text{ г};$$

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{29,4}{569,2} = 0,0517 \text{ (5,17\%)};$$

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ оставшегося в растворе}) = 0,225 - 0,1 = 0,125 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ оставшегося в растворе}) = 0,125 \cdot 392 = 49 \text{ г};$$

$$\omega(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ в конечном растворе}) = \frac{49}{569,2} = 0,0861 \text{ (8,61\%)}.$$

Пример 4. Через 136,4 мл раствора с плотностью 1,1 г/мл, содержащего нитрат меди с массовой долей 6,27% и хлорид натрия с массовой долей 7,8%, пропустили постоянный электрический ток. В результате этого на электродах выделилось 6,72 л газов (н. у.). Определите массовые доли веществ в растворе после электролиза.

Решение:

1. Определяем состав исходного раствора и количество выделившихся газов:

$$m(\text{исходного раствора}) = 136,4 \cdot 1,1 = 150 \text{ г};$$

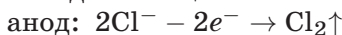
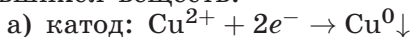
$$n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 150 \cdot \frac{0,0627}{188} = 0,05 \text{ моль};$$

$$n(\text{NaCl}) = 150 \cdot \frac{0,078}{58,5} = 0,2 \text{ моль}.$$

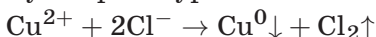
В растворе содержится 0,05 моль ионов Cu^{2+} , 0,1 моль ионов NO_3^- , 0,2 моль ионов Na^+ и 0,2 моль ионов Cl^- .

$$n(\text{газов}) = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ моль}.$$

2. Составляем схемы электролиза и определяем количества образовавшихся веществ:



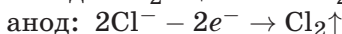
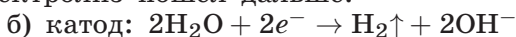
Суммарное уравнение в ионной форме:



Суммарное уравнение в молекулярной форме:



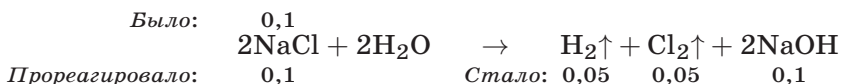
В этой реакции выделилось только 0,05 моль газа, следовательно, электролиз пошел дальше:



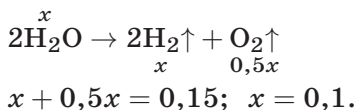
Суммарное уравнение в ионной форме:



Суммарное уравнение в молекулярной форме:



В этой реакции выделилось $0,05 + 0,05 = 0,1$ моль газов. Всего в двух реакциях электролиза выделилось $0,05 + 0,1 = 0,15$ моль газов. Оставшиеся $0,3 - 0,15 = 0,15$ моль газов должны выделиться в результате последующего электролиза воды:



3. Определяем массу конечного раствора и массовые доли содержащихся в нем веществ:

$$\begin{aligned} m(\text{конечного раствора}) &= m(\text{исходного раствора}) - m(\text{Cu}) - \\ &- m(\text{Cl}_2) - m(\text{O}_2) - m(\text{H}_2) = 150 - 0,05 \cdot 64 - (0,05 + 0,05) \cdot 71 - \\ &- 0,1 \cdot 0,5 \cdot 32 - (0,05 + 0,1) \cdot 2 = 137,8 \text{ г}; \end{aligned}$$

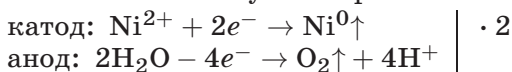
$$\omega(\text{NaNO}_3) = 0,1 \cdot \frac{85}{137,8} = 0,0618 \text{ (6,18\%);}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot \frac{40}{137,8} = 0,029 \text{ (2,9\%).}$$

Пример 5. Определите массу никеля, которая может выделиться при электролизе раствора нитрата никеля(II) за 30 мин при силе тока 0,5 А. Выход металла по току составляет 60%.

Решение:

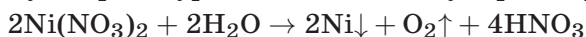
1. Составляем схему электролиза:



Суммарное уравнение в ионной форме:



Суммарное уравнение в молекулярной форме:



Одновременно с этим процессом происходит электролиз воды, являясь причиной того, что выход никеля по току составляет не 100%, а 60%.

2. Находим массу никеля ($t = 30 \cdot 60 = 1800$ с, $ne^- = 2$):

$$m(\text{Ni теор.}) = \frac{M(\text{Ni})}{F \cdot ne^-} \cdot I \cdot t = 59 \cdot 0,5 \cdot \frac{1800}{96500 \cdot 2} = 0,275 \text{ г};$$

$$m(\text{Ni практ.}) = 0,275 \cdot 0,6 = 0,165 \text{ г}.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Составьте уравнения электролиза водных растворов бромиды меди, нитрата ртути, сульфата цинка, нитрата хрома(III), хлорида алюминия, хлорида калия, сульфата натрия, серной кислоты и гидроксида калия.

2. Раствор, содержащий по 0,2 моль сульфата меди(II), бромида натрия и нитрата рубидия, подвергли электролизу до полного выделения меди. Определите объемы газов, выделившихся на электродах, и количества веществ в полученном растворе. Какова среда конечного раствора?
Ответ. $V(\text{O}_2) = 1,12$ л; $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль, $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль, $n(\text{RbNO}_3) = 0,2$ моль; среда раствора — кислая.
3. Раствор, содержащий одинаковые количества сульфата калия, хлорида цинка и нитрата ртути(II), подвергли электролизу до полного осаждения металлов. Опишите последовательность реакций, протекающих на катоде и аноде. Определите реакцию среды после электролиза. Ответ поясните с помощью необходимых расчетов и уравнений реакций. Выделением водорода из раствора, содержащего ионы металла, стоящего в ряду активности правее алюминия, пренебречь.
4. Раствор, содержащий 0,1 моль сульфата меди(II), 0,1 моль нитрата серебра и 0,2 моль нитрата калия, подвергли электролизу до полного восстановления металлов. Опишите последовательность реакций, протекающих на катоде и аноде. Определите реакцию среды после электролиза. Какие ионы присутствовали в конечном растворе? Ответ поясните с помощью необходимых расчетов и уравнений реакций.
5. После электролиза 250 г раствора нитрата ртути(II) с массовой долей соли 19,5% масса раствора уменьшилась на 10,85 г. Определите количества веществ, выделившихся на электродах, и массовые доли веществ в оставшемся растворе.
Ответ. $n(\text{Hg}) = 0,05$ моль, $n(\text{O}_2) = 0,025$ моль; $\omega(\text{HNO}_3) = 2,63\%$, $\omega[\text{Hg}(\text{NO}_3)_2] = 13,59\%$.
6. 50 г водного раствора сульфата меди подвергли электролизу, при этом на аноде выделилось 2,8 л газа (н. у.). Определите массовую долю сульфата меди в исходном растворе, если известно, что после электролиза масса раствора составила 42,4 г.
Ответ. 16%.
7. Определите массовую долю раствора, полученного в результате электролиза 100 г раствора сульфата меди, если известно, что во время электролиза на аноде выделилось 2,8 л газа (н. у.), а масса раствора после электролиза составила 92,4 г.
Ответ. $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,3\%$.
8. 117 г раствора хлорида натрия с массовой долей соли 5% в течение некоторого времени подвергали электролизу. При этом на электродах выделилось 8,96 л газов (н. у.). Определите массовую долю вещества в конечном растворе после электролиза.
Ответ. $\omega(\text{NaOH}) = 3,64\%$.
9. В результате пропускания постоянного тока через 400 мл раствора сульфата кобальта(II) с массовой долей соли 10% и плотностью 1,1625 г/мл на электродах выделилось 8,96 л газов (н. у.), при смешивании которых получается смесь с относительной плотностью по водороду 8,5. Определите массовые доли веществ в растворе после выключения тока.
Ответ. $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,39\%$, $\omega(\text{CoSO}_4) = 3,47\%$.
10. Газы, образовавшиеся при пропускании постоянного электрического тока через 234,8 мл раствора сульфата никеля(II) с массовой долей соли 15% и плотностью 1,1 г/мл, смешали и получили 17,92 л га-

зовой смеси с плотностью 0,5915 г/л (н. у.). Определите молярные концентрации веществ в оставшемся растворе, если его плотность равна 1,12 г/мл.

Ответ. $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,463$ моль/л, $c(\text{NiSO}_4) = 0,695$ моль/л.

11. Через 100 г раствора, содержащего хлорид калия (массовая доля 2,235%) и нитрат ртути (массовая доля 9,75%), пропускали электрический ток. Электролиз прекратили, когда масса раствора уменьшилась на 5,165%. Определите массовые доли веществ в конечном растворе и количества веществ, выделившихся на электродах.
 Ответ. $n(\text{Hg}) = 0,02$ моль, $n(\text{Cl}_2) = 0,015$ моль, $n(\text{O}_2) = 0,0025$ моль; $\omega(\text{HNO}_3) = 0,664\%$, $\omega(\text{KNO}_3) = 3,2\%$, $\omega(\text{Hg}(\text{NO}_3)_2) = 3,43\%$.

12. В результате электролиза 50 г раствора, содержащего хлорид калия с массовой долей 14,9% и нитрат меди с массовой долей 7,52%, на электродах выделилось 5,824 л газов (н. у.). Определите состав оставшегося раствора в массовых долях.
 Ответ. $\omega(\text{KNO}_3) = 9,41\%$, $\omega(\text{KOH}) = 7,82\%$.

13. 200 г раствора, содержащего сульфат меди с массовой долей 8% и хлорид натрия с массовой долей 11,7%, подвергли электролизу. Определите массовые доли веществ в растворе после электролиза, если известно, что масса раствора уменьшилась на 17,15 г.
 Ответ. $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 7,77\%$, $\omega(\text{NaOH}) = 2,18\%$, $\omega(\text{NaCl}) = 3,2\%$.

14. В результате электролиза 150 г раствора хлорида натрия с массовой долей соли 7,8% на электродах выделилось 11,2 л газов (н. у.) и образовался раствор с плотностью 1,1 г/мл. Какой максимальный объем (н. у.) оксида углерода(IV) прореагирует с 10 мл полученного раствора?
 Ответ. 0,354 л.

15. 52,96 мл раствора с плотностью 1,133 г/мл, содержащего по массе 6,8% хлорида ртути(II), 11,25% хлорида меди(II) и 5% нитрата натрия, подвергали электролизу до тех пор, пока масса раствора не достигла 53,22 г. Определите массы веществ, выделившихся на электродах, и массовые доли веществ в конечном растворе.
 Ответ. $m(\text{Hg}) = 3,915$ г, $m(\text{Cu}) = 1,28$ г, $m(\text{Cl}_2) = 2,485$ г; $\omega(\text{CuCl}_2) = 7,61\%$, $\omega(\text{NaNO}_3) = 5,64\%$.

16. Сколько времени необходимо проводить электролиз раствора хлорида золота(III) с силой тока 1,5 А, чтобы получить на катоде золотое покрытие массой 0,15 г?
 Ответ. 147 с.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Щелочь — один из продуктов электролиза на инертных электродах водных растворов
 1) KCl 2) CuSO_4 3) CaCl_2 4) AgNO_3 5) FeCl_3
- Кислота — один из продуктов электролиза на инертных электродах водных растворов
 1) NaCl 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 3) CaBr_2 4) AgNO_3 5) FeSO_4
- Металл и водород образуются на катоде при электролизе на инертных электродах водных растворов
 1) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ 2) BaCl_2 3) FeCl_3 4) CH_3COOK 5) ZnBr_2

4. При электролизе на инертных электродах водного раствора нитрата калия на аноде и катоде соответственно выделяются

1) O_2 2) NO_2 3) N_2 4) H_2 5) NO

5. Водород образуется при электролизе на инертных электродах водных растворов

1) $CaCl_2$ 2) $CuSO_4$ 3) $Hg(NO_3)_2$ 4) $NaNO_3$ 5) $Ba(OH)_2$

6. При электролизе на инертных электродах раствора иодида натрия в растворе у катода окраска лакмуса и фенолфталеина соответственно

1) оранжевая 2) синяя 3) фиолетовая 4) желтая 5) малиновая

7. Установите соответствие между формулой соли и уравнением процесса, протекающего на аноде при электролизе ее водного раствора.

ФОРМУЛА
СОЛИ

A) KCl
Б) $AlBr_3$
B) $CuSO_4$
Г) $AgNO_3$

УРАВНЕНИЕ
АНОДНОГО ПРОЦЕССА

1) $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$
2) $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
3) $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2^0$
4) $2Br^- - 2e^- \rightarrow Br_2^0$
5) $2SO_4^{2-} - 2e^- \rightarrow S_2O_8^{2-}$
6) $2NO_3^- - 2e^- \rightarrow 2NO_2 + O_2$

А	Б	В	Г

8. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на инертном аноде при электролизе ее водного раствора.

ФОРМУЛА
СОЛИ

A) Rb_2SO_4
Б) CH_3COOK
B) $BaBr_2$
Г) $CuSO_4$

ПРОДУКТ,
ОБРАЗУЮЩИЙСЯ НА АНОДЕ

1) метан
2) сернистый газ
3) кислород
4) водород
5) бром
6) этан и углекислый газ

А	Б	В	Г

9. Установите соответствие между формулой соли и уравнением процесса, протекающего на катоде при электролизе ее водного раствора.

ФОРМУЛА
СОЛИ

A) $Al(NO_3)_3$
Б) $CuCl_2$
B) $AlCl_3$
Г) $Cu(NO_3)_2$

УРАВНЕНИЕ
КАТОДНОГО ПРОЦЕССА

1) $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$
2) $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
3) $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$
4) $Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$
5) $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al^0$

А	Б	В	Г

10. Установите соответствие между названием вещества и способом его получения.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА ПОЛУЧЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗОМ

- | | |
|------------|-----------------------------------|
| А) литий | 1) раствора LiF |
| Б) фтор | 2) расплава LiF |
| В) серебро | 3) раствора MgCl_2 |
| Г) магний | 4) раствора AgNO_3 |
| | 5) расплава Ag_2O |
| | 6) расплава MgCl_2 |

А	Б	В	Г

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

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- | | |
|---------------------|---------------------------|
| А) бромид калия | 1) водород, бром, |
| Б) сульфат меди(II) | гидроксид калия |
| В) бромид меди(II) | 2) натрий, углекислый газ |
| Г) карбонат натрия | 3) медь, оксид серы(IV) |
| | 4) медь, кислород, |
| | серная кислота |
| | 5) медь, бром |
| | 6) водород, кислород |

А	Б	В	Г

12. Установите соответствие между формулой вещества и анодным продуктом электролиза его водного раствора.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА АНОДНЫЙ ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- | | | |
|----------------------------|-----------------|------------------|
| А) K_2CO_3 | 1) HBr | 4) Br_2 |
| Б) Na_2S | 2) Cu | 5) S |
| В) MgSO_4 | 3) O_2 | 6) SO_2 |
| Г) CuBr_2 | | |

А	Б	В	Г

13. Установите соответствие между формулой вещества и катодным продуктом электролиза его водного раствора.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА КАТОДНЫЙ ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- | | | |
|----------------------|-----------------|-----------------|
| А) CuSO_4 | 1) H_2 | 4) O_2 |
| Б) AgF | 2) Ba | 5) Ag |
| В) Ba(OH)_2 | 3) Cu | 6) Li |
| Г) LiOH | | |

А	Б	В	Г

14. Установите соответствие между формулой вещества и уравнением процесса, протекающего на катоде при электролизе его водного раствора.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА УРАВНЕНИЕ КАТОДНОГО ПРОЦЕССА

- | | |
|----------------------|--|
| А) HNO_3 | 1) $2\text{Cl}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^0$ |
| Б) Ba(OH)_2 | 2) $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$ |
| В) CuSO_4 | 3) $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ |
| Г) CaCl_2 | 4) $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | 5) $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$ |
| | 6) $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |

А	Б	В	Г

15. Установите соответствие между формулой вещества и катодным продуктом электролиза его водного раствора.

ФОРМУЛА
ВЕЩЕСТВА

- А) CuSO_4
Б) NaOH
В) AlCl_3
Г) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$

КАТОДНЫЙ ПРОДУКТ
ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) металл
2) галоген
3) водород
4) кислород
5) сернистый газ
6) оксид азота(IV)

А	Б	В	Г

16. Установите соответствие между названием вещества и одним из электродных процессов при электролизе его водного раствора.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) нитрат ртути
Б) нитрат кальция
В) хлорид кальция
Г) фторид серебра

ЭЛЕКТРОДНЫЙ
ПРОЦЕСС

- 1) $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2$
2) $2\text{F}^- - 2e^- \rightarrow \text{F}_2$
3) $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$
4) $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$
5) $\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cr}$
6) $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между названием вещества и газом (газами), выделяющимся(-ися) при его электролизе.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) соляная кислота
Б) сульфат цинка
В) фторид серебра
Г) гидроксид калия

ГАЗЫ, ВЫДЕЛЯЮЩИЕСЯ
НА ЭЛЕКТРОДАХ

- 1) водород и хлор
2) сернистый газ
3) кислород
4) водород и кислород
5) хлор
6) фтор

А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между названием вещества и газом (газами), выделяющимся(-ися) при его электролизе.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) хлорид калия
Б) нитрат бария
В) хлорид ртути(II)
Г) нитрат серебра

ГАЗЫ, ВЫДЕЛЯЮЩИЕСЯ
НА ЭЛЕКТРОДАХ

- 1) O_2 , H_2 4) O_2
2) H_2 , Cl_2 5) H_2
3) NO_2 6) Cl_2

А	Б	В	Г

19. Электролиз на инертных электродах 585 г 20%-го раствора поваренной соли был остановлен, когда на катоде выделилось 11,2 л (н. у.) газа. Определите степень электролиза исходной соли.
20. Провели электролиз на инертных электродах 200 г 10%-го раствора сульфата хрома(III) до полного расходования соли (на катоде выделяется только металл). Определите массу израсходованной воды.

Глава 9

РАСТВОРЫ

Дисперсные системы — системы, состоящие из двух или более веществ, одно из которых обычно рассматривается как дисперсионная среда (растворитель), а другое — как дисперсная фаза (измельченное или растворенное вещество).

Суспензии состоят из одной или нескольких твердых фаз (нерастворимые или малорастворимые вещества), диспергированных в жидкости.

Эмульсии состоят из одной или нескольких жидких фаз (веществ, не смешивающихся с растворителем или ограниченно в нем растворимых), диспергированных в жидкости.

Коллоидные системы содержат частицы размером от 1 до 100 нм (10^{-9} – 10^{-7} м), обычно диспергированные в жидкой фазе.

Раствор — это дисперсная гомогенная (однородная) система переменного состава, состоящая из двух или более веществ. Одно из таких веществ называется растворителем, а другие — растворенными веществами. Наибольшее значение в медицине имеют жидкие растворы, в которых растворителем является вода. Растворяемое вещество может быть твердым, жидким или газом.

Растворение является физико-химическим процессом, при котором происходит распределение частиц растворяемого вещества между молекулами растворителя. При этом может происходить разрушение его структуры и взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества (сольватация).

Разбавленный раствор содержит относительно небольшие количества растворенного вещества по сравнению с количеством растворителя.

Концентрированный раствор характеризуется относительно высоким содержанием растворенного вещества или веществ.

Насыщенный раствор — раствор, который содержит максимально возможное количество растворяемого вещества при данных температуре и давлении. Насыщенный раствор, как правило, находится в динамическом равновесии с растворяемым веществом.

Ненасыщенный раствор — раствор, в котором при данных температуре и давлении возможно растворение дополнительного количества уже содержащегося в нем вещества.

Пересыщенный раствор — неустойчивая гомогенная система, которая при каком-либо внешнем воздействии превращается в насыщенный раствор с выделением дисперсной фазы.

Растворимость — количественная характеристика способности вещества растворяться в данном растворителе. При увеличении

температуры растворимость большинства твердых и жидких веществ возрастает, а растворимость газов уменьшается. Увеличение давления приводит к росту растворимости газов, однако практически не влияет на растворимость твердых веществ и жидкостей.

Коэффициент растворимости (s , г/100 г, г/кг или г/л) — максимальная масса вещества, которая может быть растворена в 100 г, или в 1 кг, или в 1 л растворителя соответственно при определенных температуре и давлении.

Массовая доля (ω , измеряется в долях единицы или в процентах) — отношение массы растворенного вещества к массе раствора:

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})}; \quad \omega\% = \omega \cdot 100.$$

Молярная концентрация вещества (c , моль/л) — количество вещества в единице объема раствора, рассчитывается как отношение количества растворенного вещества (n) к объему раствора (V). Для краткости написания размерности моль/л заменяют буквой «М». Например, 1 моль/л можно записать как 1 М или 1М-й раствор.

$$c = \frac{n(\text{растворенного вещества})}{V(\text{раствора})} [\text{моль/л}]; \quad c = \frac{1000 \cdot \rho \cdot \omega}{M}; \quad \omega = \frac{c \cdot M}{1000 \cdot \rho}.$$

Примеры решения задач

Пример 1. Определите молярную концентрацию и массовую долю хлорида натрия в растворе, полученном растворением 14,63 г сухой соли в 100 мл воды (плотность раствора равна 1,146 г/мл).

Решение:

1. Находим массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{растворителя});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V \cdot \rho = 100 \cdot 1 = 100 \text{ г};$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 14,63 + 100 = 114,63 \text{ г}.$$

$$2. \quad \omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{раствора})} = \frac{14,63}{114,63} = 0,1276 \text{ (12,76\%)}.$$

3. Находим объем раствора и количество вещества соли:

$$V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})} = \frac{114,63}{1,146} = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л}.$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{14,63}{58,5} = 0,25 \text{ моль}.$$

$$4. \quad c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{раствора})} = \frac{0,25}{0,1} = 2,5 \text{ моль/л}.$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 12,76\%; \quad c(\text{NaCl}) = 2,5 \text{ моль/л}.$$

Пример 2. Сколько граммов хлорида калия и воды надо взять для приготовления 80 г раствора с массовой долей соли 20%?

Решение:

$$1. \quad m(\text{KCl}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{KCl}) = 80 \cdot 0,2 = 16 \text{ г}.$$

$$2. \quad m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{KCl}) = 80 - 16 = 64 \text{ г}.$$

$$m(\text{KCl}) = 16 \text{ г}; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 64 \text{ г}.$$

Пример 3. Какие массы растворов с массовыми долями гидроксида натрия 40% и 15% необходимо смешать для получения 500 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 30%?

Решение:

1. Обозначим массу первого исходного раствора за x , тогда масса гидроксида натрия в нем составит:

$$m(\text{NaOH в 1-м исходном растворе}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 0,4x.$$

2. Обозначим массу второго исходного раствора за y , тогда масса гидроксида натрия в нем составит:

$$m(\text{NaOH во 2-м исходном растворе}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 0,15y.$$

3. Найдем массу гидроксида натрия в конечном растворе:

$$m(\text{NaOH в конечном растворе}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 500 \cdot 0,3 = 150 \text{ г.}$$

4. Масса конечного раствора равна сумме масс исходных растворов:
 $x + y = 500$.

Масса гидроксида натрия в конечном растворе равна сумме масс гидроксида натрия в двух исходных растворах:

$$0,4x + 0,15y = 150.$$

5. Составляем систему уравнений и решаем ее:

$$\begin{array}{l|l} x + y = 500 & x + y = 500 \\ 0,4x + 0,15y = 150 & \cdot 2,5 \quad x + 0,375y = 375 \end{array} \quad \begin{array}{l|l} 0,625y = 125 & y = 200 \\ & x = 300; \end{array}$$

$$m(\text{1-го исх. раствора}) = 300 \text{ г;}$$

$$m(\text{2-го исх. раствора}) = 200 \text{ г.}$$

Пример 4. Какие объемы воды и раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 90% и плотностью 1,7 г/мл необходимо взять для приготовления 120 мл раствора с массовой долей кислоты 40% и плотностью 1,35 г/мл?

Решение:

1. Находим массу конечного раствора:

$$m(\text{конечного раствора}) = V(\text{конечного раствора}) \cdot \rho(\text{конечного раствора}) = 120 \cdot 1,35 = 162 \text{ г.}$$

2. Находим массу серной кислоты в конечном растворе:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= \\ &= \omega(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в конечном растворе}) \cdot m(\text{конечного раствора}) = \\ &= 0,4 \cdot 162 = 64,8 \text{ г.} \end{aligned}$$

3. Находим массу и объем исходного раствора, учитывая, что массы H_2SO_4 в конечном и исходном растворах равны, поскольку к исходному раствору добавляли только воду:

$$m(\text{исходного раствора}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в исходном растворе})} = \frac{64,8}{0,9} = 72 \text{ г;}$$

$$V(\text{исходного раствора}) = \frac{m(\text{исходного раствора})}{\rho(\text{исходного раствора})} = \frac{72}{1,7} = 42,35 \text{ мл.}$$

4. Находим массу воды:

$$m(\text{воды}) = m(\text{конечного раствора}) - m(\text{исходного раствора}) = 162 - 72 = 90 \text{ г.}$$

Плотность воды составляет 1 г/мл, поэтому $V(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ мл}$.

$$V(\text{исходного раствора}) = 42,35 \text{ мл}; V(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ мл}.$$

Пример 5. Сколько граммов медного купороса можно получить упариванием 300 мл раствора сульфата меди с массовой долей сульфата меди 15% и плотностью 1,15 г/мл?

Решение:

1. Находим массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора}) = 300 \cdot 1,15 = 345 \text{ г.}$$

2. Находим массу растворенного сульфата меди:

$$m(\text{CuSO}_4) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{CuSO}_4) = 345 \cdot 0,15 = 51,75 \text{ г.}$$

3. Находим количество вещества сульфата меди:

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{51,75}{160} = 0,3234 \text{ моль.}$$

В 1 моль медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) содержится 1 моль сульфата меди, поэтому

$$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CuSO}_4) = 0,3234 \text{ моль.}$$

4. Находим массу медного купороса:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,3234 \cdot 250 = 80,85 \text{ г.}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 80,85 \text{ г.}$$

Пример 6. Коэффициент растворимости хлорида аммония в воде при 15 °С равен 350 г/л. Определите массовую долю и молярную концентрацию хлорида аммония в насыщенном растворе, если его плотность равна 1,08 г/мл.

Решение:

$$1. \omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{s}{1000 + s} = \frac{350}{1000 + 350} = \frac{350}{1350} = 0,259 \text{ (25,9\%).}$$

2. Пусть масса растворенного вещества — 350 г, тогда

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{растворителя}) = 350 + 1000 = 1350 \text{ г.}$$

$$V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})} = \frac{1350}{1,08} = 1250 \text{ мл} = 1,25 \text{ л.}$$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{M(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{350}{53,5} = 6,54 \text{ моль.}$$

$$c(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_4\text{Cl})/V(\text{раствора}) = \frac{6,54}{1,25} = 5,23 \text{ моль/л.}$$

$$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = 25,9\%; c(\text{NH}_4\text{Cl}) = 5,23 \text{ моль/л.}$$

Пример 7. Растворимость соли при 60 °С составляет 40 г в 100 г воды, а при 20 °С — 12 г в 100 г воды. Определите массу соли, выпадающей при охлаждении до 20 °С 300 г раствора, насыщенного при 60 °С.

Решение:

- Определим массу воды в 300 г раствора, насыщенного при 60 °С, составив пропорцию:
 $100 \text{ г H}_2\text{O}$ содержится в $100 + 40 = 140 \text{ г}$ раствора;
 $x \text{ г}$ — в 300 г;
 $x = 100 \cdot \frac{300}{140} = 214,3 \text{ г}$.
- Определим массу раствора, насыщенного при 20 °С, содержащего 214,3 г воды:
 $100 \text{ г H}_2\text{O}$ содержится в $100 + 12 = 112 \text{ г}$ раствора;
 $214,3 \text{ г}$ — в $y \text{ г}$;
 $y = 214,3 \cdot \frac{112}{100} = 240 \text{ г}$.
- Определим массу осадка:
 $m(\text{осадка}) = m(\text{раствора, насыщенного при } 60^\circ\text{С}) - m(\text{раствора, насыщенного при } 20^\circ\text{С}) = 300 - 240 = 60 \text{ г}$.
 $m(\text{осадка}) = 60 \text{ г}$.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Рассчитайте массы гидроксида калия и воды, содержащихся в 100 мл раствора с $\omega(\text{KOH}) = 0,12$ и $\rho = 1,2 \text{ г/мл}$.
 Ответ. $m(\text{KOH}) = 14,4 \text{ г}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 105,6 \text{ г}$.
- Рассчитайте объемы воды и раствора серной кислоты с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 90\%$ и $\rho = 1,7 \text{ г/мл}$, необходимых для приготовления 120 мл раствора с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40\%$ и $\rho = 1,35 \text{ г/мл}$.
 Ответ. 90 мл, 42,35 мл.
- Какие массы растворов гидроксида натрия с массовыми долями 40% и 10% необходимо смешать для получения 600 г раствора с $\omega(\text{NaOH}) = 20\%$?
 Ответ. 200 г, 400 г.
- Плазма крови имеет плотность 1,03 г/мл и содержит 24 ммоль/л NaHCO_3 . Рассчитайте массовую долю NaHCO_3 в плазме.
 Ответ. 0,20%.
- Рассчитайте массы $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос) и H_2O , необходимых для приготовления 2 л раствора с $c(\text{CuSO}_4) = 0,9 \text{ моль/л}$ и $\rho = 1,1 \text{ г/мл}$.
 Ответ. 450 г, 1750 г.
- Какие массы кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и раствора карбоната натрия с $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5\%$ потребуются для приготовления 500 мл раствора с $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 12\%$ и $\rho = 1,125 \text{ г/мл}$?
 Ответ. 122,8 г, 439,7 г.
- В каких соотношениях нужно смешать 3%-й раствор сульфата меди ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$) и кристаллический медный купорос, чтобы получить 10,5%-й раствор сульфата меди?
 Ответ. 7 : 1.
- Рассчитайте объемы растворов серной кислоты с массовыми долями 20 и 50% и плотностями 1,14 и 1,39 г/мл соответственно, которые необходимо смешать для приготовления 1 л раствора с плотно-

стью 1,219 г/мл, если 10 г конечного раствора реагирует с 1,344 л (н. у.) аммиака с образованием средней соли.

Ответ. 734,2 мл, 274,8 мл.

9. В 50 г насыщенного раствора содержится 6,5 г сульфата калия. Определите коэффициент растворимости (в граммах на 100 г воды) при этой температуре.

Ответ. 14,9 г/100 г H_2O .

10. При 90°C в воде растворили хлорид натрия и получили насыщенный раствор массой 70 г. Коэффициент растворимости соли при этой температуре составляет 24 г на 100 г воды. Сколько граммов соли было растворено?

Ответ. 13,5 г.

11. В воде массой 100 г при 20°C максимально можно растворить 108,7 г гидроксида натрия. Какую массу щелочи и воды необходимо взять для приготовления при данной температуре насыщенного раствора массой 40 г?

Ответ. 20,8 г, 19,2 г.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Сколько граммов гидроксида натрия необходимо прибавить к 200 мл 10%-го раствора ($\rho = 1,11$ г/мл), чтобы получить 15%-й раствор?
- Какой объем 10%-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,1$ г/мл) необходимо прибавить к 1,5 л раствора этого вещества с массовой долей в растворе 25,56% ($\rho = 1,28$ г/мл), чтобы получить 15%-й раствор?
- Какой объем 10%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,11$ г/мл) необходимо взять для приготовления 0,5 л раствора с массовой долей 2,94% ($\rho = 1,03$ г/мл)?
- Рассчитайте объем раствора хлорида натрия с $\omega(\text{NaCl}) = 20\%$ и плотностью 1,15 г/мл, который необходимо добавить к 200 г воды, чтобы получить раствор с $\omega(\text{NaCl}) = 7\%$.
- Определите массовую долю H_2SO_4 в растворе с молярной концентрацией серной кислоты 0,1 моль/л и плотностью 1,05 г/мл.
- Какой объем 5%-го раствора сульфата меди ($\rho = 1,05$ г/мл) необходимо добавить к 75 г кристаллогидрата, чтобы получить раствор с массовой долей безводной соли, равной 30%?
- Сколько граммов медного купороса необходимо прибавить к 5%-му раствору сульфата меди, чтобы получить 200 мл 15%-го раствора с $\rho = 1,12$ г/мл?
- Из 20%-го раствора H_3PO_4 выпарили 80 г воды и получили 30%-й раствор. Определите массу исходного раствора.
- Определите массу 5%-го раствора гидроксида натрия, который нужно взять, чтобы при растворении в нем еще 23 г NaOH получить 8%-й раствор.
- Какой объем 25%-го раствора КОН с плотностью 1,24 г/мл необходимо взять для приготовления 3,5 л раствора КОН с молярной концентрацией 1,5 моль/л?
- В 200 мл раствора содержится 0,49 г серной кислоты. Определите молярную концентрацию вещества в растворе.

12. Какой объем воды необходимо прибавить к 35 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 56% ($\rho = 1,345$ г/мл), чтобы получить 20%-й раствор?
13. Какой объем 10%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл) необходимо прибавить к 1 л раствора этого вещества с массовой долей раствора 25% ($\rho = 1,2$ г/мл), чтобы получить 20%-й раствор?
14. Рассчитайте молярную концентрацию Na_2SO_4 в растворе с массовой долей соли 8%, если плотность раствора составляет 1,09 г/мл.
15. При охлаждении 300 г 15%-го раствора часть растворенного вещества выпала в осадок, после чего массовая доля вещества в растворе составила 8%. Рассчитайте массу выпавшего осадка.
16. Раствор, насыщенный при 80 °С, имеет массу 310 г. Какая масса соли выделится из раствора при охлаждении его до 0 °С? Растворимость соли равна 55 г и 14,3 г на 100 г воды при 80 °С и 0 °С соответственно.
17. Определите массовую долю соли в растворе сульфата железа(II), полученном добавлением 25 г железного купороса (семиводный кристаллогидрат) к 10%-му раствору сульфата железа(II) массой 500 г.
18. Из 500 г 40%-го раствора сульфата железа(II) при охлаждении выпало 100 г семиводного кристаллогидрата. Определите массовую долю сульфата железа в оставшемся растворе.
19. Какую массу воды нужно выпарить из 1200 г 20%-го раствора, чтобы увеличить массовую долю растворенного вещества в 1,5 раза?
20. Массовая доля соли в насыщенном растворе равна 20%. Определите, какое максимальное количество соли можно растворить в 300 г воды. Ответ приведите в граммах.

ПРИНЦИПЫ КЛАССИФИКАЦИИ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Неорганические соединения традиционно делят на простые, которые состоят из атомов одного элемента, и сложные, в состав которых входят атомы разных элементов (табл. 10.1). Простые вещества делят на металлы и неметаллы, а среди сложных веществ выделяют четыре основных класса: оксиды, основания, кислоты, соли.

10.1. Простые вещества

10.1.1. Металлы

Металлы — химические элементы, образующие простые вещества, в которых существует металлическая связь между атомами. Металлы легко отдают электроны в химических реакциях, образуя положительно заряженные ионы.

В природе металлы встречаются в основном в виде соединений — оксидов или солей. Исключение составляют такие малоактивные металлы, как серебро, золото, платина, которые встречаются в самородном состоянии.

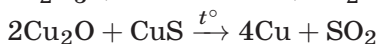
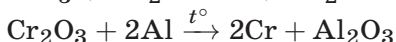
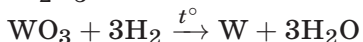
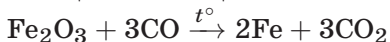
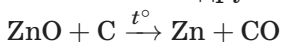
Все способы получения металлов основаны на процессах их восстановления из природных соединений.

Наиболее активные металлы — щелочные и щелочноземельные металлы, а также алюминий — получают электролизом расплавов.

Менее активные металлы можно получать электролизом растворов их солей. Этот способ получения металлов называют *электрометаллургией*. Таким образом получают чистые железо и медь:



Из оксидных руд металлы получают восстановлением оксидов металлов углем, оксидом углерода(II), водородом, более активными металлами или другими восстановителями (*пирометаллургия*):



Сульфидные руды перед восстановлением обычно подвергают обжигу, переводя их в оксиды:

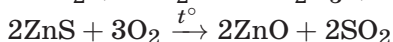
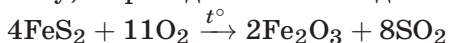


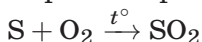
Таблица 10.1

Классификация неорганических веществ

Простые вещества		Неметаллы	H ₂ , O ₂ , O ₃ , N ₂ , P ₄ , S ₈ , Si, Cl ₂ , He
		Металлы	Li, Na, K, Mg, Ca, Ba, Fe, Cu, Cr
Сложные вещества	Оксиды	Кислотные	CO ₂ , SO ₃ , SO ₂ , N ₂ O ₅ , N ₂ O ₃ , P ₂ O ₅ , SiO ₂
		Основные	Na ₂ O, K ₂ O, MgO, CaO, BaO, FeO
		Амфотерные	BeO, Al ₂ O ₃ , ZnO, Cr ₂ O ₃ , H ₂ O
		Несолеобразующие	CO, NO, N ₂ O
	Гидроксиды	Основания	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Fe(OH) ₂
		Амфотерные гидроксиды	Be(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Zn(OH) ₂ , Cr(OH) ₃
		Кислородсодержащие кислоты	H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₃ , HNO ₃ , H ₃ PO ₄
	Бескислородные кислоты		HF, HCl, HBr, HI, H ₂ S
	Соли	Средние	BaCO ₃ , Li ₂ SO ₄ , NaCl, Mg(NO ₃) ₂
		Кислые	NaHCO ₃ , KHS, CaHPO ₄ , NaH ₂ PO ₄
		Основные	(CuOH) ₂ CO ₃ , Ni(OH)NO ₃ , Ca(OH)Cl
		Комплексные	Na[Al(OH) ₄], K ₄ [Fe(CN) ₆]
		Двойные	KAl(SO ₄) ₂ , (NH ₄) ₂ Fe(SO ₄) ₂
		Смешанные	Ca(OC ₂ H ₃)Cl

10.1.2. Неметаллы

Неметаллы обычно принимают электроны в химических реакциях, образуя отрицательно заряженные ионы, но могут и отдавать электроны в реакциях с более активными неметаллами:



Большинство оксидов неметаллов обладают *кислотными свойствами* и обычно реагируют с водой, образуя *кислоты*:



Известны также *индифферентные* (несолеобразующие) оксиды неметаллов (CO, N₂O, NO), которые не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями.

10.2. Сложные вещества

10.2.1. Оксиды, классификация оксидов.

Способы получения оксидов.

Физические и химические свойства оксидов

Наиболее простым по составу классом неорганических соединений являются оксиды.

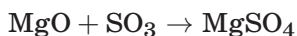
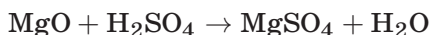
Оксиды — это химические соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород со степенью окисления –2. Бинарные соединения, в которые входит кислород со степенью

окисления –1, называются *пероксидами*, например, H_2O_2 — пероксид водорода, Na_2O_2 — пероксид натрия.

Если элемент образует с кислородом одно соединение, то его называют оксидом соответствующего элемента: Li_2O — оксид лития, MgO — оксид магния. Если элемент может образовать несколько оксидов, то после символа или названия элемента указывается степень его окисления (римской цифрой в скобках): SO_2 — оксид серы(IV), SO_3 — оксид серы(VI). Возможно употребление систематической номенклатуры, требующей полного отражения состава соединения: P_2O_5 — дифосфора пентаоксид, Mn_2O_7 — димарганца гептаоксид. У многих оксидов существуют и тривиальные названия: SO_2 — сернистый газ, CO — угарный газ (табл. 10.2).

По способности образовывать соли с кислотами или основаниями при обычных температурах оксиды делятся на солеобразующие (MgO , ZnO , SO_2 и др.) и несолеобразующие, или индифферентные (CO , NO , N_2O и др.). В свою очередь, солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Основными называются оксиды, которым соответствуют гидроксиды основного характера (основания) и которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. Все они являются оксидами металлов (Na_2O , MgO , Ag_2O):



Большинство основных оксидов не растворяются в воде и не взаимодействуют с ней. Соответствующие им основания получают косвенным путем.

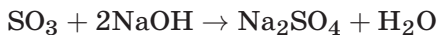
Кислотными называются оксиды, которым соответствуют гидроксиды кислотного характера (кислоты) и которые образуют соли с основаниями или основными оксидами. Это оксиды неметаллов

Таблица 10.2

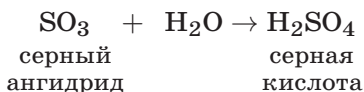
Оксиды некоторых неметаллов и их названия

Оксид	Название
CO	Оксид углерода(II), угарный газ
CO_2	Оксид углерода(IV), углекислый газ
N_2O	Оксид азота(I), закись азота, веселящий газ
NO	Оксид азота(II)
N_2O_3	Оксид азота(III), азотистый ангидрид
NO_2	Оксид азота(IV)
N_2O_5	Оксид азота(V), азотный ангидрид
P_2O_3	Оксид фосфора(III), фосфористый ангидрид
P_2O_5	Оксид фосфора(V), фосфорный ангидрид
SO_2	Оксид серы(IV), сернистый газ, сернистый ангидрид
SO_3	Оксид серы(VI), серный ангидрид
SiO_2	Оксид кремния(IV), кремниевый ангидрид, кремнезем

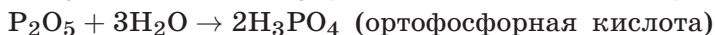
(SO_2 , CO_2 , P_2O_5), а также оксиды металлов с высокими степенями окисления (CrO_3 , Mn_2O_7):



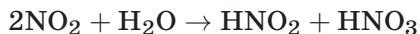
Большинство кислотных оксидов растворяются в воде и взаимодействуют с ней с образованием кислородсодержащих кислот, поэтому их часто называют *ангидридами* соответствующих кислот:



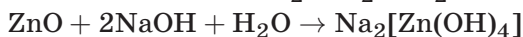
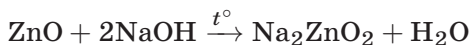
Некоторые оксиды в зависимости от условий могут присоединять разное число молекул воды, образуя мета- и ортокислоты. Способность образовывать мета- или ортогидроксиды зависит от радиуса атома: чем меньше радиус, тем устойчивее метаформа. Например, радиус атома N меньше радиуса атома P, поэтому при гидратации N_2O_5 образуется только один гидроксид:



Кислотные оксиды, содержащие атом элемента в промежуточной степени окисления (NO_2), при взаимодействии с водой образуют смесь двух кислот, а с основаниями или основными оксидами — смесь соответствующих солей:



Амфотерными называются оксиды, образующие соли и с кислотами, и с основаниями. К ним относятся BeO, ZnO, PbO, SnO, Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 .

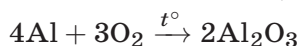


Физические свойства оксидов

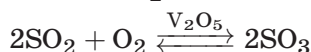
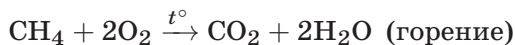
Все основные и амфотерные оксиды являются твердыми веществами, имеющими ионную (для s-металлов) или ионную со значительной ковалентностью (для p- и d-металлов) кристаллическую решетку и вследствие этого высокие температуры плавления. Кислотные оксиды, как правило, имеют молекулярное строение, поэтому их температуры плавления и кипения невысоки: CO_2 и SO_2 — газы, SO_3 — летучая жидкость, P_2O_5 — твердое вещество с относительно невысокой температурой плавления. Исключение составляет SiO_2 , который вследствие своего атомного строения является тугоплавким материалом.

Получение оксидов

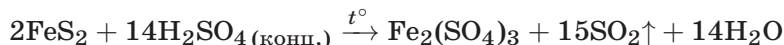
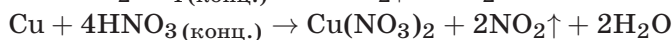
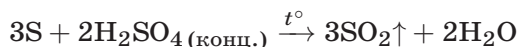
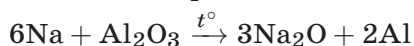
1. Взаимодействие простых веществ с кислородом при комнатной или повышенной температуре:



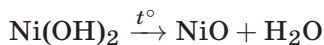
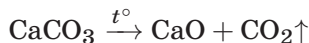
2. Окисление сложных веществ кислородом:



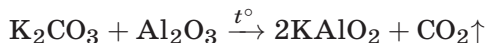
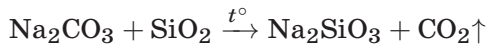
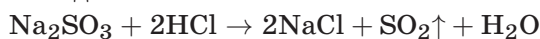
3. Окисление простых и сложных веществ другими окислителями:



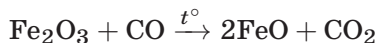
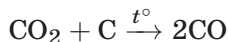
4. Термическое разложение сложных веществ (солей, оснований, кислот):



5. Взаимодействие солей неустойчивых кислородсодержащих кислот с сильными кислотами и с кислотными или амфотерными оксидами:



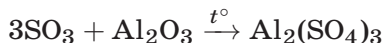
6. Восстановление высших оксидов до низших:



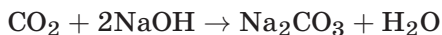
Химические свойства кислотных оксидов

1. Большинство кислотных оксидов реагируют с водой с образованием кислородсодержащих кислот. Некоторые кислотные оксиды, например SiO_2 , не растворяются в воде и с ней не взаимодействуют. Соответствующие им кислоты получают косвенным путем.

2. Кислотные оксиды взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами с образованием солей:



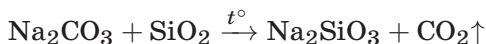
3. Все кислотные оксиды реагируют с щелочами с образованием соли и воды:



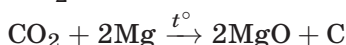
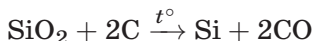
Следует отметить, что в избытке кислотного оксида, соответствующего многоосновной кислоте, возможна дальнейшая реакция с образованием кислой соли:



4. При сплавлении нелетучие оксиды способны вытеснять более летучие кислотные оксиды из их солей:



5. Некоторые кислотные оксиды при нагревании взаимодействуют с простыми веществами — восстановителями:

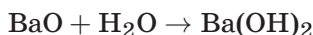


6. Некоторые кислотные оксиды разлагаются при нагревании:

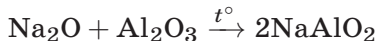
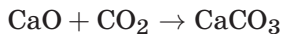


Химические свойства основных оксидов

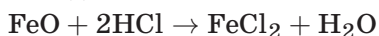
1. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с образованием растворимых оснований (щелочей):



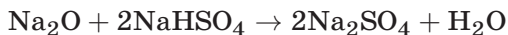
2. Основные оксиды реагируют с кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей:



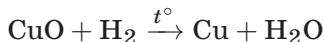
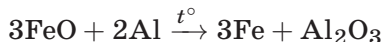
3. Все основные оксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды:

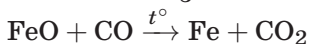
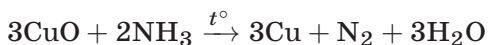


4. Основные оксиды взаимодействуют с кислыми солями с образованием средних солей и воды:

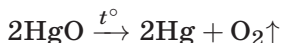


5. Под действием различных восстановителей основные оксиды способны восстанавливаться до металлов:



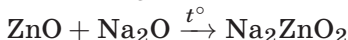
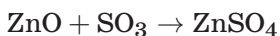


6. Оксиды металлов, стоящих в ряду активности после меди, при нагревании разлагаются на металл и кислород:

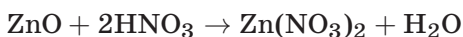


Химические свойства амфотерных оксидов

1. Амфотерные оксиды реагируют с кислотными и основными оксидами с образованием солей:

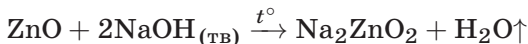


2. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:

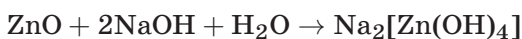


В этих реакциях они проявляют свойства основных оксидов.

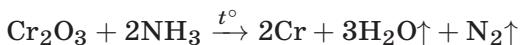
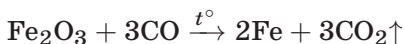
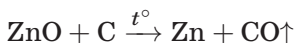
3. При сплавлении амфотерных оксидов с твердыми щелочами они проявляют свойства кислотных оксидов и образуют соответствующие соли и воду:



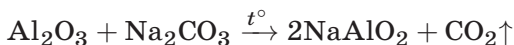
При взаимодействии с водными растворами щелочей образуются комплексные соли:



4. Под действием различных восстановителей амфотерные оксиды способны восстанавливаться до металла:



5. При сплавлении с солями амфотерные оксиды вытесняют летучие кислотные оксиды из солей:



10.2.2. Основания, их классификация, способы получения и химические свойства. Щелочи. Амфотерные гидроксиды

Металлы образуют трехэлементные соединения — гидроксиды с общей формулой $\text{M}(\text{OH})_n$, называемые основаниями.

Основаниями называют сложные вещества, состоящие из атомов металла (М) и одной или нескольких гидроксильных групп (ОН). С точки зрения теории электролитической диссоциации Аррениуса

основания — это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Причина диссоциации оснований по типу $M(OH)_n \rightarrow M^{n+} + nOH^-$ заключается в значительном смещении электронной плотности связи металл—кислород в сторону последнего, что ослабляет эту связь и способствует диссоциации с отщеплением гидроксид-иона. Возрастание степени окисления атома металла препятствует такому смещению электронной плотности в гидроксиде. В результате вероятность его диссоциации по основному механизму будет уменьшаться, а вероятность диссоциации по кислотному механизму — увеличиваться, например: $Fe(OH)_2$ — основание, а $Fe(OH)_3$ — амфотерный гидроксид.

Названия оснований строятся из слова «гидроксид» и названия соответствующего металла с указанием степени его окисления (постоянная степень окисления не указывается): KOH — гидроксид калия, $Ba(OH)_2$ — гидроксид бария, $Fe(OH)_2$ — гидроксид железа(II), или дигидроксид железа, $Fe(OH)_3$ — гидроксид железа(III), или тригидроксид железа.

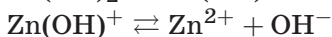
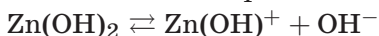
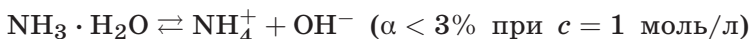
По отношению к воде все основания делят на растворимые (щелочи) и нерастворимые. Растворимыми основаниями являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также аммиак. Гидроксиды других металлов являются нерастворимыми основаниями: $Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ и др.

По числу гидроксильных групп основания подразделяют на одно-кислотные (NaOH) и многокислотные: $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$. Отметим, что трехкислотные основания часто являются амфотерными, т. е. проявляющими одновременно свойства основания и кислоты.

По способности диссоциации в водных растворах основания делятся на сильные и слабые. Сильные основания (гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов) диссоциируют практически полностью и в водном растворе существуют в виде ионов:

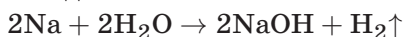


Слабые основания диссоциируют в водных растворах лишь в незначительной степени:

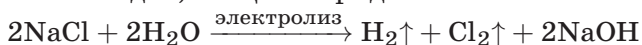


Получение оснований

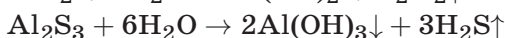
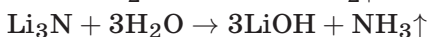
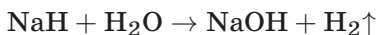
1. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов можно получить взаимодействием либо самого металла, либо его оксида с водой:



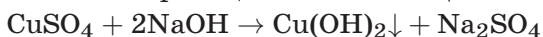
2. Основным промышленным способом получения гидроксидов щелочных металлов является электролиз водных растворов их галогенидов, чаще хлоридов:



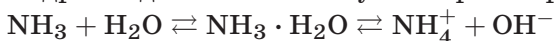
3. Основания образуются при гидролизе бинарных соединений (гидридов, нитридов, фосфидов, карбидов и некоторых сульфидов) ряда металлов:



4. Нерастворимые основания получают в основном в результате обменных реакций солей со щелочами:



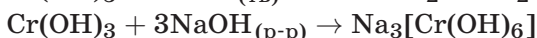
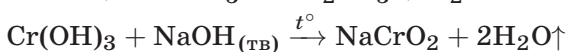
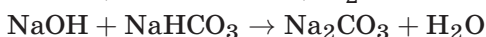
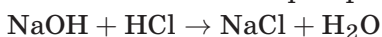
5. Гидроксид аммония получают растворением аммиака в воде:



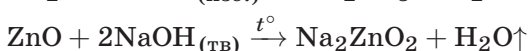
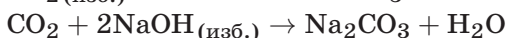
Химические свойства щелочей

1. Присутствие гидроксид-ионов в растворах щелочей обуславливает изменение окраски индикаторов. Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет, лакмус — в синий, метиловый оранжевый — в желтый.

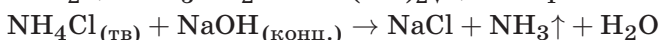
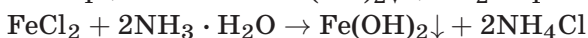
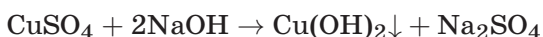
2. Щелочи реагируют с кислотами (реакция нейтрализации), кислотными солями и амфотерными гидроксидами:



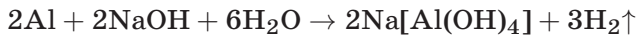
3. Щелочи способны взаимодействовать с кислотными и амфотерными оксидами:



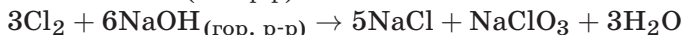
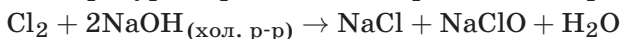
4. При взаимодействии щелочей с солями образуются нерастворимые или более слабые основания:



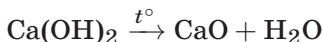
5. В растворах щелочей растворяются некоторые металлы (Al, Zn, Be) с образованием комплексных солей и выделением водорода:



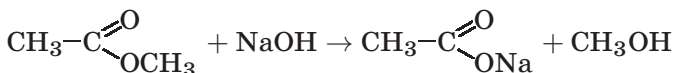
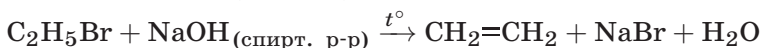
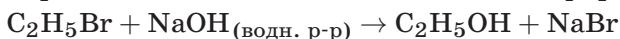
6. Некоторые неметаллы также взаимодействуют с растворами щелочей. Так, растворение хлора в щелочи в зависимости от температуры протекает с образованием различных продуктов:



7. Гидроксиды щелочноземельных металлов разлагаются при нагревании:

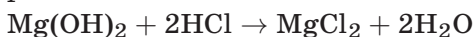


8. Водные или спиртовые растворы щелочей реагируют с целым рядом органических соединений (галогенопроизводными, фенолами, карбоновыми кислотами, сложными эфирами):

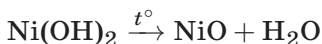


Химические свойства нерастворимых оснований

1. Нерастворимые в воде основания растворяются в кислотах с образованием солей:



2. При нагревании нерастворимые основания разлагаются на оксид металла и воду:



Химические свойства амфотерных гидроксидов

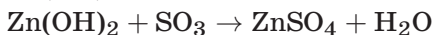
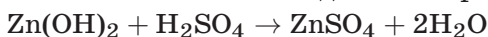
Амфотерные гидроксиды можно представить в виде кислотной формы, способной реагировать с основаниями, или основной формы, реагирующей с кислотами (табл. 10.3).

Таблица 10.3

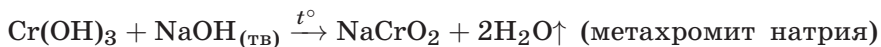
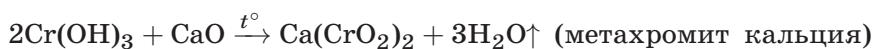
Кислотные и основные формы амфотерных оксидов

Кислотная форма гидроксида	Амфотерный оксид	Основная форма гидроксида
$\text{H}_2\text{ЭO}_2$	$\text{BeO}, \text{ZnO}, \text{SnO}$	$\text{Э}(\text{OH})_2$
$\text{H}_3\text{ЭO}_3$ (ортоформа) HЭO_2 (метаформа)	$\text{Al}_2\text{O}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3, \text{Fe}_2\text{O}_3$	$\text{Э}(\text{OH})_3$ или $\text{ЭO}(\text{OH})$

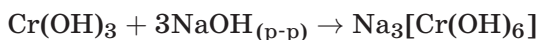
1. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с кислотными оксидами с образованием солей:



2. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с щелочами и основными оксидами зависит от условий проведения реакции. При сплавлении образуются соли соответствующих безводных кислот, например:



При взаимодействии с водными растворами сильных оснований образуются гидроксокомплексы:



3. При нагревании амфотерные гидроксиды разлагаются на оксид и воду:



10.2.3. Кислоты, их классификация, способы получения, физические и химические свойства

Кислотами называют сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотных остатков. С позиции теории электролитической диссоциации Аррениуса кислотами называют электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода.

По составу кислоты подразделяют на бескислородные (HCl , H_2S и др.), являющиеся растворами в воде водородных соединений неметаллов, и кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3) — гидроксиды кислотных оксидов.

По числу атомов водорода, способных замещаться на металл, кислоты делят на одноосновные (HCl), двухосновные (H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т. д.

По способности диссоциировать в водном растворе кислоты делят на сильные, которые диссоциируют практически полностью, и слабые, которые диссоциируют в малой степени. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

К сильным относятся галогеноводородные кислоты (за исключением HF), HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , к слабым — HF , H_2S , а также большинство многоосновных кислородсодержащих кислот.

Иногда отдельно выделяют кислоты-окислители: HNO_3 , H_2SO_4 (конц.) — и кислоты-восстановители: HI , H_2S , в которых окислителем или восстановителем является кислотообразующий элемент.

Названия бескислородных кислот составляют из названия элемента, образующего кислоту, с добавлением соединительной гласной «о» и слова «водородная»: HF — фтороводородная кислота, H_2S — сероводородная кислота (табл. 10.4).

Названия кислородсодержащих кислот образуются от названия элемента с добавлением суффикса «н», «ов» или «ев», если элемент имеет высшую степень окисления: H_2SO_4 — серная кислота,

Таблица 10.4

Кислоты, кислотные остатки и их названия

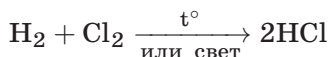
Кислоты		Кислотные остатки (анионы)	
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Иодоводородная	I^-	Иодид
HCN	Циановодородная (синильная)	CN^-	Цианид
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
$HClO_4$	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
$HMnO_4$	Марганцовая	MnO_4^-	Перманганат
H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{2-}	Силикат
H_2SO_4	Серная	HSO_4^-	Гидросульфат
		SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сернистая	HSO_3^-	Гидросульфит
		SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S	Сероводородная	HS^-	Гидросульфид
		S^{2-}	Сульфид
H_2CO_3	Угольная	HCO_3^-	Гидрокарбонат
		CO_3^{2-}	Карбонат
H_2CrO_4	Хромовая	CrO_4^{2-}	Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Дихромовая	$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат
H_3PO_4	Ортофосфорная (фосфорная)	$H_2PO_4^-$	Дигидрофосфат
		$H_2PO_4^{2-}$	Гидрофосфат
		PO_4^{3-}	Фосфат

H_2CrO_4 — хромовая кислота, $HMnO_4$ — марганцовая кислота. По мере понижения степени окисления центрального атома меняется суффикс в названии: «оват», «ист», «оватист», например, $HClO_4$ — хлорная, $HClO_3$ — хлорноватая, $HClO_2$ — хлористая, $HClO$ — хлорноватистая кислота. С понижением степени окисления элемента сила кислородсодержащей кислоты убывает.

Названия кислот, содержащих в своем составе разное число молекул воды, приходящихся на одну молекулу оксида, получают добавлением приставки «мета» (меньшее) или «орто» (большее), а являющихся димерами, т.е. образованных двумя спаренными молекулами кислоты, — приставки «пиро» или «ди». Например, HPO_3 — метафосфорная, H_3PO_4 — ортофосфорная, $H_4P_2O_7$ — пирофосфорная (дифосфорная) кислота.

Получение кислот

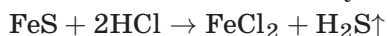
1. Бескислородные кислоты могут быть получены реакцией простых веществ с водородом с последующим растворением продукта в воде:



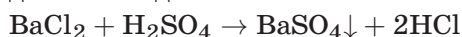
2. Взаимодействием кислотного оксида с водой получают кислород-содержащие кислоты:



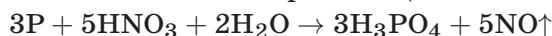
3. Вытеснением более слабой или более летучей кислоты более сильной или менее летучей кислотой:



4. В результате обменных реакций в растворе, приводящих к выпадению осадка:



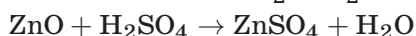
5. Окислением некоторых веществ кислотами-окислителями:



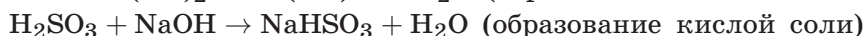
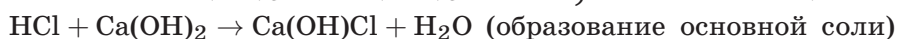
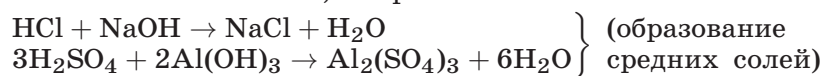
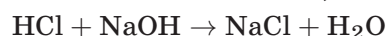
Химические свойства кислот

1. Наличие ионов водорода в растворах кислот обуславливает их кислый вкус и изменение окраски индикаторов: лакмус краснеет, метиловый оранжевый становится розовым.

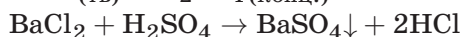
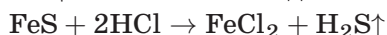
2. Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами с образованием солей:



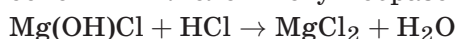
3. С основаниями и амфотерными гидроксидами кислоты реагируют с образованием солей (при недостатке кислоты могут образовываться основные соли, а при избытке кислоты — кислые соли):



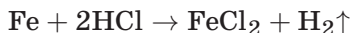
4. Кислоты могут реагировать с солями при условии, что при этом образуется более слабая кислота, выделяется газообразное вещество или выпадает осадок:



При взаимодействии кислот с основными солями образуются средние соли, а при взаимодействии со средними солями многоосновных кислот могут образовываться кислые соли:

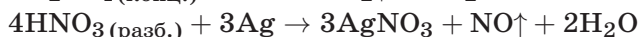
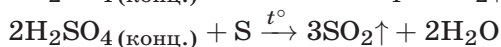
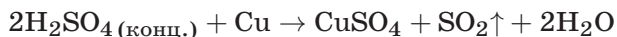


5. Растворы кислот реагируют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода, при этом окислителем является катион H^+ :

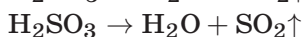


Взаимодействие кислот с металлом зависит от природы кислоты и ее концентрации. Например, из азотной кислоты любой концентрации, а также из концентрированной серной кислоты ни один металл не вытесняет водород, так как окислителями в них являются атомы азота и серы соответственно. При этом некоторые металлы (Al, Fe) *пассивируются* — покрываются еще более плотной защитной пленкой соответствующего оксида, предохраняющей их от дальнейшей реакции.

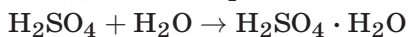
6. Кислоты-окислители могут взаимодействовать с некоторыми металлами, стоящими в ряду активности после водорода, и с некоторыми неметаллами:



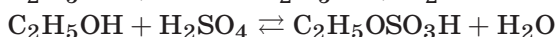
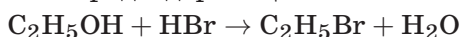
7. Некоторые кислоты неустойчивы и разлагаются либо при попытке выделения, либо при нагревании:



8. С водой некоторые кислоты образуют гидраты, например:



9. Многие кислоты реагируют со спиртами (при реакции галогеноводородных кислот образуются галогенопроизводные, с участием кислородсодержащих кислот — сложные эфиры):



10.2.4. Соли, их классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства. Кристаллогидраты

Солями называют сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков. С точки зрения теории электролитической диссоциации, соли — электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов или аммония и анионы кислотных остатков.

Среди солей различают средние, кислые, основные, двойные, смешанные и комплексные.

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода кислоты на металл или ион аммония.

Названия солей складываются из названий катионов и анионов. Названия бескислородных анионов образуются при добавлении суффикса «ид» к корню латинского названия элемента, например, $MgCl_2$ — хлорид магния, Na_2S — сульфид натрия.

Названия анионов кислородсодержащих кислот с разной степенью окисления центрального атома, если их только две, имеют суффикс «ат» (высокая степень окисления) или «ит» (низкая степень окисления), например, Na_2SO_4 — сульфат натрия, Na_2SO_3 — сульфит натрия. Если степеней окисления больше двух, то добавляется приставка «пер» (выше высокой) или «гипо» (ниже низкой), например, NaClO_4 — перхлорат натрия, NaClO_3 — хлорат натрия, NaClO_2 — хлорит натрия, NaClO — гипохлорит натрия.

Кислые соли можно рассматривать как продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот на металл или ион аммония. При построении их названия перед названием аниона добавляется приставка «гидро», например, NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, при этом число ионов водорода указывается греческими числительными, например, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — дигидрофосфат аммония.

Основные соли можно рассматривать как продукты неполного замещения на кислотные остатки гидроксильных групп многокислотных оснований. При построении их названия перед названием катиона металла добавляется приставка «гидроксо», например, MgOHCl — хлорид гидроксомагния, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — карбонат гидроксо-медь, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — хлорид дигидроксожелеза(II).

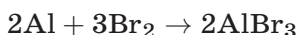
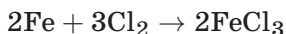
Двойные соли содержат катионы различных металлов при одном кислотном остатке: $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат хрома натрия, $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат алюминия аммония.

Смешанными солями называют соли, содержащие различные кислотные остатки при одном катионе металла, например, $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ — хлорид гипохлорит кальция, или хлорная известь.

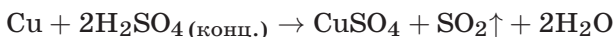
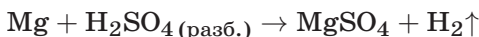
Комплексными солями называют соли, содержащие комплексный анион или катион, в котором валентность центрального атома-комплексообразователя превышает его степень окисления, например, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоалюминат натрия.

Получение солей

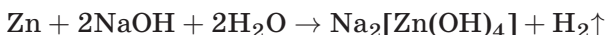
1. Прямое взаимодействие металла с неметаллом:



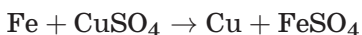
2. Взаимодействие металла с кислотой:



3. Взаимодействие некоторых металлов (Be, Zn, Al) с растворами щелочей:

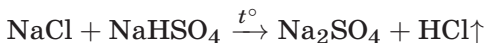
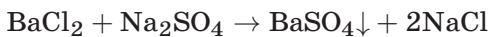


4. Вытеснение менее активного металла из соли более активным:



5. Взаимодействие некоторых неметаллов с растворами щелочей:
 $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$
 $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}_{(\text{хол. р-р})} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
 $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH}_{(\text{гор. р-р})} \rightarrow 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
6. Взаимодействие некоторых неметаллов с солями бескислородных кислот:
 $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{KCl}$
7. Взаимодействие основных или амфотерных оксидов с кислотными оксидами:
 $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
 $3\text{ZnO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$
8. Взаимодействие основных оксидов с амфотерными оксидами:
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaAlO}_2$
9. Взаимодействие основных или амфотерных оксидов с кислотами:
 $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
10. Взаимодействие кислотных или амфотерных оксидов с основаниями:
 $\text{CO}_2_{(\text{изб.})} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$
 $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH}_{(\text{изб.})} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{ZnO} + 2\text{NaOH}_{(\text{тв})} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
 $\text{ZnO} + 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
11. Взаимодействие аммиака или аминов с кислотами:
 $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
 $2\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]_2\text{SO}_4$
12. Взаимодействие оснований или амфотерных гидроксидов с кислотами:
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
13. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с щелочами:
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{тв})} \xrightarrow{t^\circ} \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{р-р})} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
14. Взаимодействие кислот с солями:
 $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} + \text{NaCl}_{(\text{тв})} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NaHS}$
15. Взаимодействие солей с щелочами:
 $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $\text{FeCl}_2 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
 $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

16. Взаимодействие солей между собой при условии выпадения осадка или выделения газа:

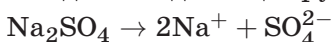


17. Термическое разложение некоторых солей:



Химические свойства солей

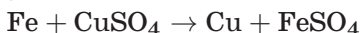
1. Практически все соли — сильные электролиты; при растворении в воде они диссоциируют на ионы:



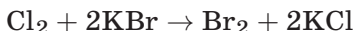
Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато:



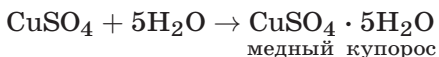
2. Соли вступают в реакции замещения. Более активный металл может вытеснять менее активный металл из раствора его соли (в эту реакцию не вступают металлы, реагирующие с водой):



Более активный неметалл (галоген) может вытеснять менее активный неметалл из солей бескислородных кислот:

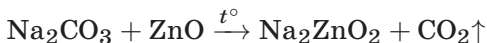
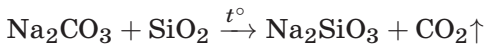


3. Многие соли с водой способны образовывать кристаллогидраты:

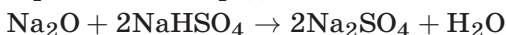


4. Соли, образованные слабыми кислотами и (или) слабыми основаниями в водных растворах, подвергаются обратимому или полному гидролизу (см. гл. 14).

5. Кислотные и амфотерные оксиды при нагревании могут вытеснять из солей более летучие оксиды:



6. Основные оксиды при взаимодействии с кислыми солями могут образовывать средние соли:



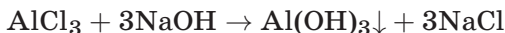
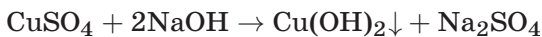
7. Кислоты могут вытеснять из солей более летучие или более слабые кислоты:



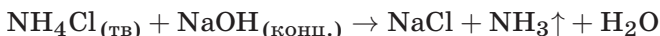
При действии кислоты на среднюю соль может образоваться кислая соль:



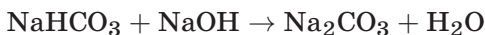
8. Щелочи могут осаждать из растворов солей малорастворимые или нерастворимые основания либо амфотерные гидроксиды:



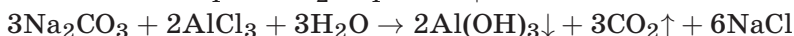
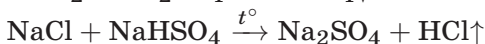
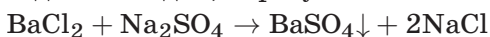
9. При действии на соли аммония концентрированных растворов щелочей выделяется аммиак:



10. При взаимодействии щелочей с кислыми солями образуются средние соли:



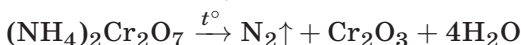
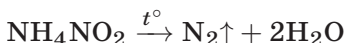
11. Соли могут взаимодействовать между собой, если происходит выпадение осадка, образуется слабый электролит или выделяется газ:



12. Некоторые соли разлагаются при нагревании. Термически относительно устойчивы галогениды, сульфиды, силикаты, сульфаты и фосфаты (за исключением солей аммония). Соли аммония обычно разлагаются на аммиак и кислоту, например:



При разложении нитрата, нитрита и дихромата аммония происходят окислительно-восстановительные реакции:



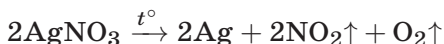
Все нитраты термически неустойчивы. Нитраты щелочных (кроме лития) металлов при нагревании разлагаются на нитриты и кислород:



Нитраты остальных металлов, стоящих в ряду активности до меди включительно, разлагаются на оксиды, оксид азота(IV) и кислород:



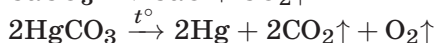
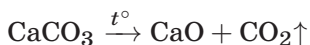
Нитраты металлов, стоящих в ряду активности после меди, разлагаются на металл, оксид азота(IV) и кислород:



Гидрокарбонаты всех металлов уже при небольших температурах разлагаются на карбонат, углекислый газ и воду:

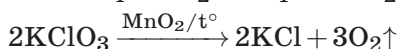
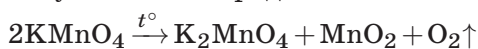


Из карбонатов термически устойчивы лишь карбонаты щелочных металлов, все остальные карбонаты при нагревании разлагаются на оксид металла и оксид углерода(IV) (исключение составляют карбонаты металлов, стоящих в ряду активности после меди, — они разлагаются на металл, углекислый газ и кислород):



Аналогично карбонатам и гидрокарбонатам ведут себя сульфиты и гидросульфиты.

Термическим разложением перманганата калия или хлората калия в присутствии оксида марганца(IV) в лаборатории получают кислород:

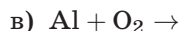
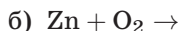
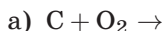


Задачи и упражнения для самостоятельного решения

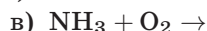
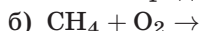
1. Напишите формулы следующих соединений: хлорид натрия, оксид углерода(IV), оксид углерода(II), сульфид меди(II), иодид калия, гидроксид кальция, сернистая кислота, серная кислота, сульфат цинка, гидрокарбонат натрия, дигидрофосфат калия. Рассчитайте их относительные молекулярные массы.
2. Назовите перечисленные соединения с учетом степени окисления элементов: PCl_3 , P_2O_5 , N_2O , NO , N_2O_5 , SO_2 , SO_3 .
3. Напишите формулы типичных оксидов и соответствующих гидроксидов для следующих элементов: Al, C, Ca, Cr, Cu, H, N, Na, P, S, Zn. Укажите амфотерные оксиды и гидроксиды.
4. Один из элементов в задании 3 образует все три типа оксидов (основный, амфотерный и кислотный). Найдите этот элемент и укажите его степень окисления в каждом оксиде.
5. К каким классам относятся следующие соединения: H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, K_2SO_3 , MgO ? Напишите их химические названия.
6. Отнесите соединения к классу кислот, кислых солей или средних солей: NH_4Br , H_2SiO_3 , KHSO_3 , NH_4HCO_3 , H_3PO_4 , Na_2HPO_4 , H_2S , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, AlCl_3 . Напишите их химические названия.
7. Допишите нижеследующие уравнения реакций, иллюстрирующих общие способы получения и химические свойства различных классов неорганических соединений. Укажите условия их проведения. Если возможно образование различных продуктов реакции, напишите все возможные уравнения.

Получение оксидов

- Из простых веществ и кислорода:



- Из сложных соединений и кислорода (горение):



- Разложением гидроксидов и солей:



Химические свойства оксидов

- Основные оксиды реагируют с кислотами:
 - а) $\text{FeO} + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ в) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- Кислотные оксиды реагируют с основаниями:
 - а) $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ б) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \rightarrow$ в) $\text{SO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
- Кислотные и основные оксиды реагируют между собой:
 - а) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$ б) $\text{SO}_3 + \text{MgO} \rightarrow$ в) $\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow$
- Восстановление и окисление:
 - а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow$ б) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow$ в) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons$

Получение кислот

- Из кислотных оксидов и воды:
 - а) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ в) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Из водорода и соответствующего неметалла:
 - а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ б) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons$ в) $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons$
- Вытеснением сильными кислотами слабых из растворов их солей:
 - а) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ в) $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Химические свойства кислот

- Кислоты реагируют с основаниями и основными оксидами с образованием солей и воды:
 - а) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ в) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- Кислоты реагируют с солями, если образуются газ или осадок:
 - а) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ б) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow$
- Большинство кислот реагируют с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением H_2 :
 - а) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow$ в) $\text{Al} + \text{HBr} \rightarrow$
- Азотная и концентрированная серная кислоты реагируют с металлами без выделения водорода. В этих кислотах N^{5+} и S^{6+} являются окислителями:
 - а) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ в) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$
 - г) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ д) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$ е) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$

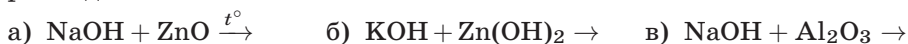
Получение оснований

- Взаимодействием активных металлов (I и II группы, главные подгруппы) с водой:
 - а) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ в) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ}$
- Взаимодействием оксидов металлов с водой:
 - а) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ в) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Взаимодействием солей с сильными основаниями:
 - а) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ б) $\text{Fe(NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$ в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$
- Обменными реакциями солей с щелочами:
 - а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ б) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$

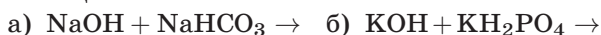
Химические свойства оснований

- Реакции с кислотами:
 - а) $\text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ в) $\text{Al(OH)}_3 + \text{HBr} \rightarrow$
- Реакции с кислотными оксидами:
 - а) $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$ б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ в) $\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$

- Реакции растворимых оснований с амфотерными оксидами и гидроксидами:

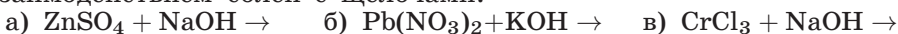


- Реакции с кислыми солями:



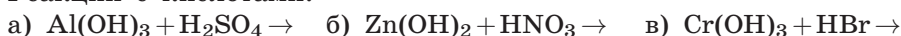
Получение амфотерных гидроксидов

Взаимодействием солей с щелочами:

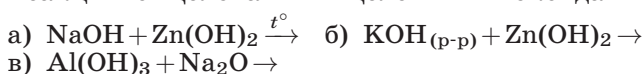


Химические свойства амфотерных оснований

- Реакции с кислотами:



- Реакции с щелочами и щелочными оксидами:



Получение солей

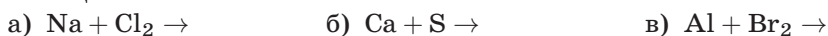
- Реакциями солей с гидроксидами:



- Реакциями между двумя солями, если образуется газ, осадок или слабый электролит:



- Реакциями металлов с неметаллами:



- Реакциями металлов с солями (более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей):



8. Могут ли одновременно находиться в растворе: LiOH и NaOH , KOH и SO_2 , Ca(OH)_2 и NO_2 , Ba(OH)_2 и CO_2 , CuSO_4 и BaCl_2 , KNO_3 и CaCl_2 , NaOH и Na_2HPO_4 , Mg(OH)Cl и KOH ? Ответ обоснуйте.
9. Напишите уравнения всех химических реакций, происходящих при постепенном добавлении водного раствора гидроксида натрия к раствору сульфата алюминия.
10. Напишите уравнения химических реакций превращения карбоната кальция в гидрокарбонат кальция, сульфита натрия в гидросульфит натрия.
11. 0,01М-й раствор бромида железа(II) смешали с 0,02М-м раствором сульфида калия. Рассчитайте количества веществ осадка и солей в полученном растворе.
Ответ. 0,01; 0,01 и 0,02 моль.
12. Смешали растворы, содержащие 27,0 г хлорида меди(II) и 39,0 г сульфида натрия. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
Ответ. 19,2 г.
13. Смешали растворы, содержащие 16,9 г сульфида бария и 14,7 г серной кислоты. Рассчитайте объем выделившегося газа и массу образовавшегося осадка.
Ответ. 2,24 л; 23,3 г.

14. Смешали растворы, содержащие 15,9 г карбоната натрия и 32,4 г бромоводородной кислоты. Выделившийся газ пропустили через избыток раствора гидроксида калия. Рассчитайте массу образовавшейся соли в полученном растворе.
Ответ. 20,7 г.
15. Смешали растворы, содержащие 6,3 г сульфита натрия и 9,8 г серной кислоты. Выделившийся газ был растворен в растворе, содержащем избыток гидроксида кальция. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
Ответ. 6 г.
16. Смешали растворы, содержащие 18,9 г нитрата цинка и 19,5 г сульфида натрия. Осадок отфильтровали и обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся газ сожгли в избытке кислорода, продукты сгорания растворили в растворе, содержащем избыток гидроксида калия. Рассчитайте массу соли, образовавшейся в конечном растворе.
Ответ. 15,8 г.
17. Даны: сульфид цинка, раствор иодоводорода, раствор нитрата серебра, раствор гидроксида калия. Напишите уравнения четырех возможных химических реакций между этими веществами.
18. Даны: оксид цинка, углерод, концентрированная азотная кислота, раствор гидроксида натрия. Напишите уравнения четырех возможных химических реакций между этими веществами.
19. Даны растворы: перманганата калия, бромоводорода, сульфита калия, гидроксида бария. Напишите уравнения четырех возможных химических реакций между этими веществами.
20. Напишите уравнения химических реакций по схеме: простое вещество $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ основание $\rightarrow$ оксид. Все вещества содержат один и тот же элемент — алюминий.
21. Напишите уравнения химических реакций по схеме: простое вещество $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ соль. Все вещества содержат один и тот же элемент — фосфор.
22. Напишите уравнения химических реакций по схеме: простое вещество $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ кислая соль $\rightarrow$ средняя соль $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ простое вещество. Все вещества содержат один и тот же элемент — углерод.
23. Напишите уравнения химических реакций по схеме: простое вещество $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ соль. Все вещества содержат один и тот же элемент — азот.
24. Напишите уравнения химических реакций по схеме: простое вещество $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ простое вещество. Все вещества содержат один и тот же элемент — кремний.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Найдите верные утверждения.

- 1) основным оксидам соответствуют основания
- 2) основные оксиды образуют только металлы
- 3) кислотные оксиды образуют только неметаллы
- 4) щелочноземельные металлы образуют амфотерные оксиды
- 5) оксиды металлов в степенях окисления выше +5 являются кислотными

2. Установите соответствие между названием вещества и его принадлежностью к соответствующему классу (группе) неорганических соединений.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) оксид азота(II)	1) кислотный оксид
Б) оксид кальция	2) основной оксид
В) оксид серы(IV)	3) несоеобразующий оксид
Г) оксид углерода(II)	4) амфотерный оксид
	5) основание

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между солью и группой, к которой она принадлежит.

ФОРМУЛА СОЛИ	ГРУППА СОЛЕЙ
А) $ZnSO_4$	1) кислая 4) двойная
Б) $Cu_2(OH)_2CO_3$	2) средняя 5) комплекс-
В) $KAl(SO_4)_2$	3) основная ная
Г) $NaHSO_4$	

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между названием вещества и классом (группой) неорганических соединений, к которому оно относится.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) гидрокарбонат натрия	1) основание 5) двойная соль
Б) гидроксид меди(II)	2) средняя соль 6) кислая соль
В) сульфат хрома(III)	3) кислота
Г) сульфат хрома(II)	4) основная соль

А	Б	В	Г

5. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к определенному классу (группе) неорганических соединений.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) CrO	1) кислота
Б) CrO_3	2) основание
В) H_3BO_3	3) основной оксид
Г) $K_3[Fe(CN)_6]$	4) амфотерный оксид
	5) кислотный оксид
	6) соль

А	Б	В	Г

6. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой) неорганических соединений.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
А) $Ba(OH)_2$	1) кислотный оксид
Б) $HClO_4$	2) бескислородная кислота
В) $NH_4H_2PO_4$	3) кислая соль
Г) Mn_2O_7	4) основной оксид
	5) кислородсодержащая кислота
	6) гидроксид

А	Б	В	Г

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

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	КЛАСС (ГРУППА) НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ
----------------------	---

- | | |
|-----------------------------|-------------------------------|
| А) гидрокарбонат свинца(II) | 1) бескислородная кислота |
| Б) серная кислота | 2) щелочь |
| В) соляная кислота | 3) основная соль |
| Г) гидроксид бериллия | 4) кислородсодержащая кислота |
| | 5) амфотерный гидроксид |
| | 6) кислая соль |

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
-------------------------	----------------------------

- | | | |
|---|---|----------------------------|
| А) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 1) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2$ | 5) H_2SO_3 |
| Б) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 2) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | 6) H_2SO_4 |
| В) $\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | 3) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2$ | |
| Г) $\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | 4) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | |

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
-------------------------	----------------------------

- | | | |
|---|---|-----------------------------|
| А) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 1) CaCO_3 | 5) $\text{CO} + \text{H}_2$ |
| Б) $\text{CO}_2 + \text{CaO} \rightarrow$ | 2) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | 6) H_2CO_3 |
| В) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{изб.}) \rightarrow$ | 3) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | |
| Г) $\text{CO}_2 (\text{изб.}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ | |

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
-------------------------	----------------------------

- | | | |
|--|---------------------------------|--|
| А) $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 1) H_3PO_2 | 5) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$ |
| Б) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 2) H_3PO_3 | 6) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| В) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{MgO} \rightarrow$ | 3) H_3PO_4 | |
| Г) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$ | 4) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ | |

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
-------------------------	----------------------------

- | | |
|--|--|
| А) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$ | 1) FeSO_4 |
| Б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| В) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$ | 3) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| Г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | 5) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | 6) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ |

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{KOH} + \text{SO}_3 (\text{изб.}) \rightarrow$
Б) $\text{KOH} (\text{изб.}) + \text{SO}_3 \rightarrow$
В) $\text{KOH} + \text{CO}_2 (\text{изб.}) \rightarrow$
Г) $\text{KOH} (\text{изб.}) + \text{CO}_2 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) KHSO_4
2) K_2SO_3
3) K_2CO_3 и H_2O
4) K_2SO_4 и H_2O
5) KHCO_3
6) KHSO_3

А	Б	В	Г

13. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами их взаимодействия.

ИСХОДНЫЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 (\text{изб.}) \rightarrow$
Б) $\text{NaOH} (\text{изб.}) + \text{CO}_2 \rightarrow$
В) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
Г) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
РЕАКЦИИ

- 1) $\text{NaOH} + \text{H}_2$
2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3) NaHCO_3
4) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
5) NaOH

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
Б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
В) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$
Г) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
5) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
6) $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ}$
Б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
В) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow$
Г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $\text{CaO} + \text{H}_2$
2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$
4) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2$
5) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

А	Б	В	Г

16. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ

- А) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (20\%-\text{я}) \rightarrow$
Б) $\text{Fe} + \text{HCl}$
В) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (80\%-\text{я}) \xrightarrow{t^\circ}$
Г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (80\%-\text{я}) \xrightarrow{t^\circ}$

ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) H_2 4) SO_3
2) Cl_2 5) S
3) SO_2 6) H_2S

А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между простым веществом и веществами, с которыми оно вступает в реакцию.

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

- А) Fe
Б) Cu
В) S
Г) Cl₂

РЕАГЕНТЫ

- 1) F₂, HNO₃ (конц., 20 °С),
AgNO₃ (р-р)
2) HCl, O₂, SnCl₂
3) NaCl, K₂SO₄, HNO₃
4) NaOH, HNO₃ (конц., 80 °С), Zn
5) Mg, P, HI
6) HCl, NaOH, Cu

А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между простым веществом и веществами, с которыми оно вступает в реакцию.

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

- А) N₂
Б) Cl₂
В) Cu
Г) P

РЕАГЕНТЫ

- 1) O₂, H₂, Li
2) Mg, KHCO₃, HBr
3) NaCl, K₂SO₄, HNO₃
4) NaOH, Na, Zn
5) Na₂SO₄, Na₂S, Fe
6) HNO₃, AgNO₃, Br₂

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между веществом и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) Fe
Б) Cr₂O₃
В) H₃PO₄
Г) Na₂CO₃

РЕАГЕНТЫ

- 1) HBr, BaCl₂, HNO₃
2) Al(OH)₃, SO₂, Li₃PO₄
3) Ca, NH₃, Zn(OH)₂
4) H₂SO₄, KOH, Al
5) S, CuSO₄, HCl

А	Б	В	Г

20. Установите соответствие между веществом и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) P
Б) CO₂
В) Al(OH)₃
Г) CuCl₂

РЕАГЕНТЫ

- 1) K₂SO₄, CO₂, (NH₄)₃PO₄,
2) (NH₄)₂S, Fe, AgNO₃
3) CaO, NaOH, H₂O
4) HI, Ba(OH)₂, HCl
5) Na, HNO₃, Br₂

А	Б	В	Г

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Большинство химических реакций, с которыми приходится иметь дело в практической деятельности, осуществляются с использованием воды в качестве растворителя.

Теория электролитической диссоциации

Для объяснения особенностей процессов, протекающих в водных растворах электролитов, С. Аррениусом и В. Оствальдом в 1887 г. была предложена теория электролитической диссоциации. В дальнейшем она была развита в работах русских ученых В. А. Кистяковского и И. А. Каблукова.

Вода обладает целым рядом уникальных свойств, среди которых можно отметить: высокую полярность, обусловленную значительной электроотрицательностью атома кислорода и геометрией молекулы, возможность взаимодействия с другими полярными молекулами, малую склонность к диссоциации с образованием катионов H^+ и анионов OH^- , которая играет роль в кислотно-основных процессах.

При растворении в полярном растворителе ионного кристалла катионы и анионы, входящие в его состав, получают возможность свободно перемещаться и проводить электрический ток. Способностью к диссоциации при растворении обладают и ряд соединений с ковалентными полярными связями (например, HCl , H_2SO_4 и др.).

Современная трактовка теории электролитической диссоциации

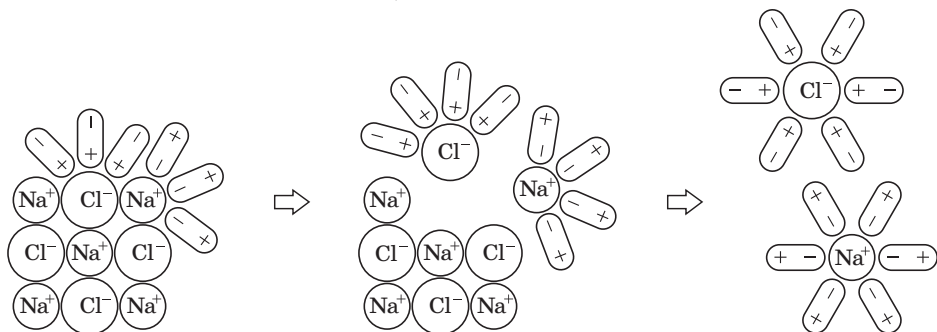
1. Электролиты при растворении в воде диссоциируют на катионы и анионы. В растворе ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях и окружены гидратной оболочкой.
2. Под действием электрического тока катионы движутся к катоду (отрицательно заряженный электрод), анионы — к аноду (положительно заряженный электрод).

Электролитическая диссоциация — обратимый процесс. Параллельно с распадом молекул на ионы протекает их ассоциация.

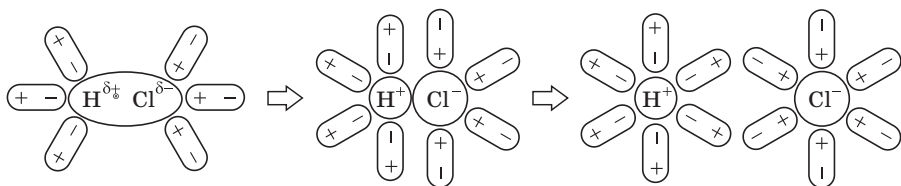
Механизм электролитической диссоциации

Наиболее подвержены диссоциации соединения с ионной связью. Такие вещества имеют ионную кристаллическую решетку. При контакте с кристаллом диполи воды ориентируются вокруг положительного и отрицательного ионов. Между ионами и диполями воды возникают силы электростатического притяжения. В результате связь между ионами ослабевает, происходит переход ионов из кристалла

в раствор. При этом образуются *гидратированные* (окруженные полярными молекулами воды) ионы:



Похожим образом диссоциируют электролиты, содержащие полярные ковалентные связи. Вокруг каждой полярной молекулы вещества также ориентируются диполи воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы, а положительными — к отрицательному полюсу. В результате связующее электронное облако, или *электронная пара*, полностью смещается к атому с большей электроотрицательностью, полярная молекула распадается на ионы, которые затем легко гидратируются.



Каждый гидратированный ион стабилизируется ближайшим окружением частиц, имеющих заряд, противоположный его собственному заряду.

Электролиты — вещества, распадающиеся на ионы в расплавах или растворах и поэтому проводящие электрический ток. Электролиты являются проводниками второго рода — перенос заряда в них осуществляется ионами. В проводниках первого рода носителями заряда являются электроны.

Электрическая проводимость — способность вещества проводить электрический ток вследствие перемещения электронов или ионов.

Электролитическая диссоциация — распад вещества на ионы при растворении, который происходит вследствие взаимодействия вещества с растворителем. Если электролитическая диссоциация является обратимым процессом, то в растворах электролитов наряду с их ионами присутствуют и молекулы. Количественной оценкой этого процесса служит степень диссоциации.

Таблица 11.1

Примеры различных типов электролитов

Сильные ($\alpha \approx 1$)	Слабые ($\alpha \ll 1$)
1. Кислоты: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HClO_3 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др. 2. Щелочи: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Sr(OH)_2 и др. 3. Соли: NaCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu(NO}_3)_2$ и др.	1. Кислоты: HF , HCN , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH , HCOOH , HNO_2 и др. 2. Основания и амфотерные гидроксиды: NH_3 , Fe(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 и др.
1. $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ 2. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ 3. $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ 4. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$	1. $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$ 2. $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \quad (\alpha_1)$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \quad (\alpha_2)$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} \quad (\alpha_3)$ $\alpha_1 \gg \alpha_2 \gg \alpha_3$ 3. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Диссоциируют необратимо, полностью	Диссоциируют обратимо, не полностью, ступенчато

Степень диссоциации электролита (α) — отношение количества ионизированных молекул к общему количеству растворенных молекул^{*)}:

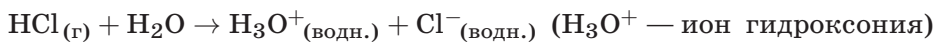
$$\alpha = \frac{N(\text{молекул, распавшихся на ионы})}{N(\text{исходных молекул})} = \frac{n(\text{вещества, распавшегося на ионы})}{n(\text{исходного вещества})}.$$

Степень диссоциации электролита зависит от его природы. Установлено также, что на α влияют концентрация электролита и температура. Кроме того, один и тот же электролит при одинаковой концентрации, но в различных растворителях характеризуется различной степенью диссоциации.

Уменьшение концентрации электролита (разбавление) сопровождается увеличением степени диссоциации. В большинстве случаев к такому же эффекту приводит и повышение температуры.

По степени диссоциации электролиты подразделяются на сильные и слабые (табл. 11.1).

Сильный электролит в расплавленном состоянии или в растворе практически *полностью* ионизирован. К таким электролитам относятся большинство солей, некоторые кислоты и основания в водных средах, а также в растворителях с высокой ионизирующей способностью.



В упрощенном виде:



^{*)} Степень диссоциации измеряется в долях единицы. В ответах она дается, как правило, в процентах (%). При проведении расчетов необходимо перейти от процентов к долям единицы делением на 100.

Молекулы **слабых электролитов** лишь *частично* диссоциированы на ионы. К слабым электролитам относятся многие органические кислоты и основания как в водных, так и в неводных средах:



В упрощенном виде:



Закон разбавления Оствальда: степень диссоциации слабых электролитов увеличивается при разбавлении.

Неэлектролиты не диссоциируют на ионы и не проводят электрический ток. К ним относятся многие органические вещества, например сахара, спирты.

Кислоты диссоциируют в водных растворах с образованием в качестве катионов только ионов H^+ , например:



Основания диссоциируют в водных растворах с образованием в качестве анионов только ионов OH^- :



Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, так же как и слабые многокислотные основания:



Средние соли диссоциируют на катион металла (или аммония) и анион кислотного остатка:



Комплексные соли диссоциируют с образованием комплексных ионов:



Задачи и упражнения для самостоятельного решения



1. Выучите формулы и химические названия сильных кислот и оснований.
2. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов: HCl , H_2S , NH_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HI , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, HNO_3 , AlCl_3 , Na_2CO_3 , NH_4Cl , HClO_4 , KHCO_3 . Какие из них сильные, а какие слабые?
3. Сколько растворенных частиц содержится в 2 л 0,03% -го раствора уксусной кислоты с плотностью 1,00 г/мл, если степень диссоциации равна 9%?
 Ответ. $6,56 \cdot 10^{21}$.
4. Сколько молекул содержится в 5 л раствора 1% -й муравьиной кислоты, если степень диссоциации равна 12%, а плотность составляет 1,02 г/мл?
 Ответ. $5,827 \cdot 10^{23}$.

5. Определите массовую долю уксусной кислоты в растворе с плотностью 1,01 г/мл, если в 1 л раствора содержится 0,001 моль ионов водорода (степень диссоциации — 2%).
 Ответ. 0,297%.
6. Вычислите степень диссоциации уксусной кислоты в ее 0,3%-м растворе ($\rho = 1$ г/мл), если в 1 л этого раствора содержится 0,001 моль протонов.
 Ответ. 2%.
7. Чему равно общее число частиц в 1 л азотистой кислоты (не считая молекул воды), если молярная концентрация раствора 0,5 моль/л, а степень диссоциации 0,7%?
 Ответ. $3,93 \cdot 10^{23}$.
8. В 1 л раствора карбоновой кислоты с концентрацией 0,01 моль/л содержится $6,622 \cdot 10^{21}$ молекул и ионов. Определите ее степень диссоциации.
 Ответ. 10%.
9. Вычислите массу анионов бензойной кислоты, находящихся в 1,5 л раствора с массовой долей 0,122% и плотностью 1 г/мл. Степень диссоциации кислоты равна 8%.
 Ответ. 0,1452 г.
10. Вычислите массу гидроксид-ионов, находящихся в 2 л раствора гидроксида кальция с массовой долей 8% и плотностью 1,090 г/мл.
 Ответ. 80,1 г.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. К слабым электролитам можно отнести
 1) HF 2) HCl 3) HBr 4) HI 5) H₂S
2. К сильным электролитам можно отнести
 1) KOH 2) H₂S 3) MgCl₂ 4) H₂O 5) NaOH
3. Не являются электролитами
 1) NaOH 2) NaCl 3) (C₂H₅)₂O 4) CH₃COOH 5) CH₄
4. Являются слабыми электролитами
 1) HCOOH 2) HBr 3) HCl 4) KOH 5) HNO₂
5. Сильными электролитами в водном растворе являются
 1) H₂CO₃ 2) CH₃OH 3) CH₃COOH 4) HCOONa 5) HCl
6. Электролитами не являются
 1) гидроксид натрия 2) азотная кислота
 3) ацетон 4) этиловый спирт
 5) глюкоза
7. Слабыми электролитами являются
 1) гидроксид натрия 2) уксусная кислота
 3) азотистая кислота 4) хлорид бария
 5) фтороводородная кислота
8. Ионы I⁻ образуются при диссоциации
 1) KIO₃ 2) KI 3) CH₃CH₂I 4) NaIO₄ 5) CaI₂
9. В качестве анионов образуются только ионы OH⁻ при диссоциации
 1) CH₃OH 2) Zn(OH)Br 3) NaOH 4) CH₃COOH 5) Ba(OH)₂

10. Вещество, при диссоциации которого образуются катионы Na^+ , H^+ , а также анионы SO_4^{2-} , является
- 1) кислотой
 - 2) электролитом
 - 3) средней солью
 - 4) кислой солью
 - 5) щелочью
11. В качестве катионов образуются только ионы H^+ при диссоциации
- 1) HCl
 - 2) NaH_2PO_4
 - 3) H_2SO_4
 - 4) NaHSO_4
 - 5) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
12. Электролитами являются
- 1) C_2H_6
 - 2) BaCl_2
 - 3) KOH
 - 4) CH_3COONa
 - 5) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
13. Диссоциация по трем ступеням возможна в водных растворах
- 1) хлорида алюминия
 - 2) нитрата алюминия
 - 3) ортофосфата калия
 - 4) ортофосфорной кислоты
 - 5) гидроксида алюминия
14. Наиболее сильным и наиболее слабым электролитом соответственно являются
- 1) HF
 - 2) H_2SO_4
 - 3) H_3PO_4
 - 4) CH_3COOH
 - 5) H_2CO_3
15. Наибольшее и наименьшее количество хлорид-ионов образуется соответственно в растворе при диссоциации 1 моль
- 1) хлорида меди(II)
 - 2) хлорида кальция
 - 3) хлорида железа(III)
 - 4) хлорида лития
16. В водном растворе какой из кислот с концентрацией 0,1 моль/л среда наиболее и наименее кислая соответственно?
- 1) фтороводородной
 - 2) серной
 - 3) соляной
 - 4) азотной
 - 5) бромоводородной
17. В водном растворе какого из оснований с концентрацией 0,1 моль/л среда наиболее и наименее щелочная соответственно?
- 1) NaOH
 - 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - 3) KOH
 - 4) NH_3
 - 5) CsOH
18. Общее количество ионов при полной диссоциации в водном растворе с концентрацией 1 моль/л минимально и максимально соответственно для веществ
- 1) сульфат натрия
 - 2) сульфат алюминия
 - 3) хлорид калия
 - 4) нитрат магния
 - 5) нитрат бария
19. В равных объемах воды растворили по 1 моль приведенных веществ. Наибольшей и наименьшей будет соответственно электропроводность раствора
- 1) сульфата калия
 - 2) сульфата хрома(III)
 - 3) хлорида рубидия
 - 4) нитрата кальция
 - 5) нитрата меди(II)
20. Общее количество ионов при полной диссоциации в водном растворе 0,5 моль вещества равно 1 моль и 2,5 моль соответственно для веществ
- 1) сульфат натрия
 - 2) сульфат алюминия
 - 3) хлорид калия
 - 4) нитрат магния
 - 5) нитрат бария

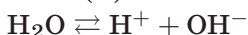
КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ. КИСЛОТНОСТЬ СРЕДЫ, pH И pOH

Определения кислот и оснований с позиции теории электролитической диссоциации Аррениуса приведены в предыдущем разделе.

В 1923 г. И. Бренстед и Т. Лоури выдвинули протолитическую теорию кислот и оснований^{*)}. Согласно этой теории *кислотой* является молекула или ион, способные отдавать протон (ион H^+), а *основанием* — молекула или ион, способные присоединять протон. Таким образом, **кислота Бренстеда**, отдавая протон, превращается в сопряженное ей основание, а **основание Бренстеда**, принимая протон, превращается в сопряженную ему кислоту.

Молекула воды одновременно является и кислотой Бренстеда (сопряженное основание — гидроксид-ион, OH^-), и основанием Бренстеда (сопряженная кислота — ион гидроксония, H_3O^+).

Вода — слабый электролит, уравнение автопротолиза воды:



Равновесие смещено в сторону недиссоциированных молекул воды, и при $25^\circ C$ в чистой воде равновесные концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов равны между собой (10^{-7} моль/л). Произведение этих концентраций есть величина постоянная для любых водных растворов при данной температуре. Оно называется **ионным произведением** воды и обозначается K_{H_2O} или K_W .

При $25^\circ C$ $K_W = 1,0 \cdot 10^{-14}$:

$$K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}.$$

Логарифмируя левую и правую части уравнения, получаем

$$\lg[H^+][OH^-] = \lg 10^{-14}.$$

После преобразования (логарифм произведения равен сумме логарифмов)

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14 \text{ или } -(\lg[H^+] - \lg[OH^-]) = 14.$$

Величина $-\lg[H^+]$ называется **водородным показателем** или **показателем кислотности** и обозначается **pH**, $-\lg[OH^-]$ — **гидроксидным показателем** (**pOH**).

$$pH + pOH = 14.$$

^{*)} В том же 1923 г. Г. Льюис предложил еще более общую теорию кислот и оснований. *Кислотой Льюиса* называют частицу, обладающую вакантной (пустой) орбиталью, способной образовывать новую ковалентную связь с донором электронной пары. Это могут быть положительно заряженные ионы, например H^+ , Br^+ , или же нейтральные молекулы, например $AlCl_3$, $ZnCl_2$. *Основанием Льюиса* называют частицу, образующую новую ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму за счет собственной электронной пары.

Таблица 12.1

Шкала pH

Среда раствора	$[\text{H}^+]$, моль/л	$[\text{OH}^-]$, моль/л	pH	pOH
Кислая	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$	<7	>7
Нейтральная	10^{-7}	10^{-7}	7	7
Щелочная	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$	>7	<7

Таблица 12.2

Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды

Индикатор	Окраска		
	в кислотной среде	в нейтральной среде	в щелочной среде
Лакмус	Красная	Фиолетовая	Синяя
Метиловый оранжевый	Красная	Оранжевая	Желтая
Фенолфталеин	Бесцветная	Бесцветная	Малиновая

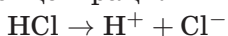


Примеры решения задач

Пример 1. Рассчитайте водородный показатель раствора HCl с молярной концентрацией 0,1 моль/л.

Решение:

- Прежде всего мы должны оценить величину pH. HCl — кислота, концентрация ионов водорода высокая, раствор кислый, и $\text{pH} < 7$.
- HCl — сильная одноосновная кислота, диссоциирует полностью, поэтому концентрация H^+ равна концентрации кислоты:



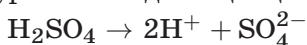
с, моль/л: 0,1 0,1 0,1

- $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,1 = 1$.

Пример 2. Рассчитайте водородный показатель раствора H_2SO_4 с молярной концентрацией 0,33 моль/л (0,033М-го раствора).

Решение:

- H_2SO_4 — сильная кислота, концентрация ионов водорода высокая, раствор кислый, и $\text{pH} < 7$.
- Напишем уравнение диссоциации, определим концентрацию H^+ :



с, моль/л: 0,033 0,066 0,033

- $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,066 = 1,18$.

Пример 3. Рассчитайте водородный показатель 0,1М-го раствора NaOH.

Решение:

- NaOH — сильное однокислотное основание, $\text{pH} > 7$.



с, моль/л: 0,1 0,1 0,1

$$2. \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,1 = 1.$$

$$3. \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$

Пример 4. Определите молярные концентрации H^+ и OH^- в растворе с $\text{pH} = 3$.

Решение:

1. Так как pH — отрицательный десятичный логарифм концентрации H^+ , мы используем общую формулу $x = 10^{\lg x}$.

$$2. [\text{H}^+] = 10^{-\lg[\text{H}^+]} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ (моль/л)}.$$

$$3. [\text{OH}^-] = \frac{K_W}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-14-(-3)} = 10^{-11} \text{ (моль/л)}.$$

$$4. \text{Или: } \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11; [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11} \text{ (моль/л)}.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Оцените pH (<7 , ≈ 7 , >7) водных растворов следующих соединений: NH_3 , HNO_2 , NaOH , H_2SO_4 , HCl . Сравните между собой значения pH в растворах с кислой средой и в щелочных растворах.
- pH трех растворов равен 2, 7 и 12 соответственно. Укажите кислый, щелочной и нейтральный раствор. Какие ионы (H^+ или OH^-) преобладают в каждом растворе?

- Рассчитайте pH растворов сильных кислот: а) 1М HNO_3 ; б) 0,05М HCl ; в) 0,05М H_2SO_4 .

Ответ. 1,3; 1; 1.

- Рассчитайте pH растворов сильных оснований: а) 0,1М NaOH ; б) 0,001М KOH ; в) 0,005М Ca(OH)_2 .

Ответ. 12; 11; 13.

- Рассчитайте pH :

- раствора, содержащего 7,3 г HCl в 1 л;
- раствора, содержащего 2,8 г NaOH в 1 л;
- раствора соляной кислоты с $\omega(\text{HCl}) = 3,6\%$ и $\rho = 1,02 \text{ г/мл}$;
- раствора с $\omega(\text{NaOH}) = 0,396\%$ и $\rho = 1,01 \text{ г/мл}$;
- раствора с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,049\%$ и $\rho = 1,0 \text{ г/мл}$.

Ответ. а) 0,7; б) 12,85; в) 2; г) 13; д) 0,7.

- Рассчитайте молярные концентрации ионов H^+ и OH^- в растворах с заданными значениями pH : а) $\text{pH} = 2$; б) $\text{pH} = 3,65$; в) $\text{pH} = 9$.

Ответ. а) 10^{-2} , 10^{-12} ; б) $2,24 \cdot 10^{-4}$, $4,46 \cdot 10^{-11}$; в) 10^{-9} , 10^{-5} .

ОБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

В растворах электролитов химические реакции происходят между ионами или ионами и нейтральными молекулами. Одинаковые ионы в обеих частях уравнения не влияют на результат. Соответственно уравнения реакций в растворах электролитов могут записываться в молекулярной форме, в полной ионной форме и в сокращенной ионной форме. Химизм процесса отражается в сокращенной ионной форме записи уравнения реакции.

В виде ионов записывают катионы и анионы, образующиеся при диссоциации: а) сильных кислот; б) сильных оснований; в) растворимых в воде солей.

В виде молекул записывают формулы: а) H_2O ; б) газообразных веществ (CO_2 , H_2S , NH_3); в) слабых кислот; г) слабых оснований; д) амфотерных гидроксидов; е) малорастворимых солей и оксидов.

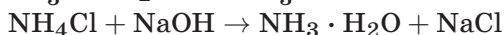
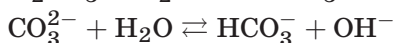
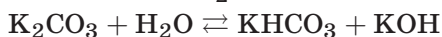
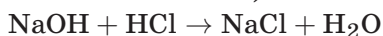
Таблица 13.1

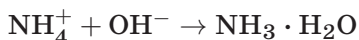
Примеры записи реакций в растворах электролитов

<i>Уравнения в молекулярной форме</i>	
$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
<i>Уравнения в полной ионной форме</i>	
$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
<i>Уравнения в сокращенной ионной форме</i>	
$\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$
Реакция между ионами: ионы натрия и ионы хлора в реакции не участвуют	Реакция между ионом и молекулой: ионы хлора в реакции не участвуют

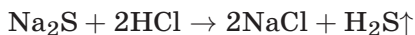
Химические реакции в растворах электролитов могут происходить в следующих случаях:

1. Если образуется слабый электролит (вода, слабая кислота или слабое основание):

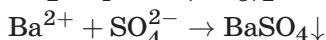
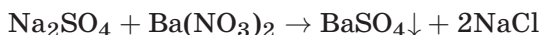




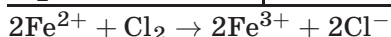
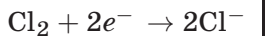
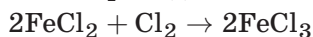
2. Если выделяется газ:



3. Если выпадает осадок:

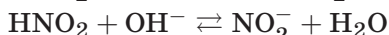
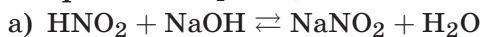


4. Если проходит окислительно-восстановительная реакция:

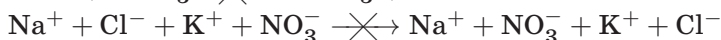


Реакции между **сильными электролитами** в растворах протекают практически до конца (их можно считать необратимыми).

В случае когда среди исходных веществ имеются **слабые электролиты**, реакции обмена обычно являются обратимыми:



Если не образуется ни слабого электролита, ни газа, ни нерастворимого соединения, обменная реакция в растворе не идет:



Примеры решения задач

Пример 1. Смесь фосфата калия и оксида фосфора(V) массой 14,15 г, в которой массовая доля фосфора как элемента составляет 21,91%, растворили в 100 г воды. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

Решение:

1. Определяем состав исходной смеси веществ, обозначив количество вещества P_2O_5 за x моль и количество вещества K_3PO_4 за y моль:

$$m(\text{P}) = 14,15 \cdot 0,2191 = 3,1 \text{ г};$$

$$n(\text{P}) = \frac{3,1}{31} = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{смеси}) = m(\text{P}_2\text{O}_5) + m(\text{K}_3\text{PO}_4) = 142x + 212y = 14,5 \text{ г};$$

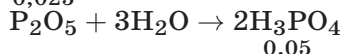
$$n(\text{P}) = 2x + y = 0,1 \text{ моль}.$$

$$\begin{array}{r|l|l|l} 2x + y = 0,1 & | \cdot 212 & 424x + 212y = 21,2 & | 282x = 7,05 \\ 142x + 212y = 14,15 & | & 142x + 212y = 14,15 & | x = 0,025 \quad y = 0,05 \end{array}$$

2. Записываем уравнения химических реакций и проставляем количества реагирующих и образующихся веществ.

Сначала P_2O_5 реагирует с водой:

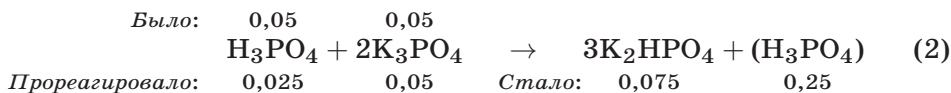
$$0,025$$



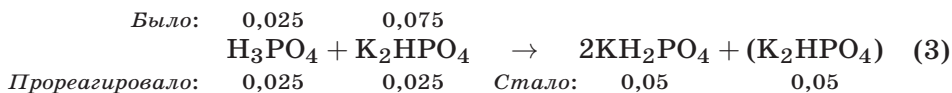
$$0,05$$

(1)

Затем образующаяся фосфорная кислота взаимодействует с K_3PO_4 , образуя гидрофосфат калия:



Оставшаяся фосфорная кислота взаимодействует с K_2HPO_4 , образуя дигидрофосфат калия:



3. Определяем массовые доли KH_2PO_4 и K_2HPO_4 в полученном растворе:

$$m(\text{конечного раствора}) = 14,15 + 100 = 114,15 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 0,05 \cdot \frac{136}{114,15} = 0,05957 \text{ (5,957\%)}.$$

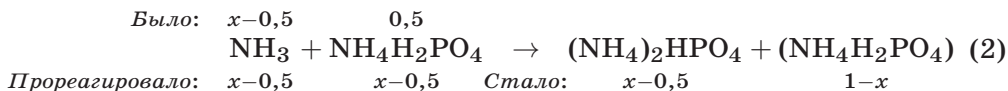
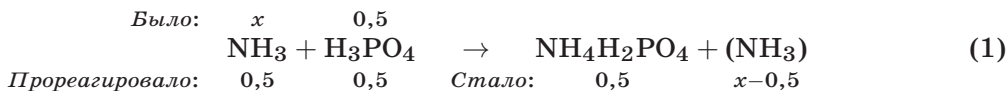
$$\omega(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 0,05 \cdot \frac{174}{114,15} = 0,07622 \text{ (7,622\%)}.$$

Пример 2. Какой объем аммиака (н. у.) надо растворить в 5 объемах раствора фосфорной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль/л, чтобы получить раствор, в котором массовые доли кислых солей равны между собой?

Решение:

1. Пусть объем раствора фосфорной кислоты равен 5 л, тогда $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 5 \cdot 0,1 = 0,5$ моль. Общее количество аммиака обозначим через x моль.

2. Записываем последовательность химических реакций, учитывая, что фосфорная кислота сначала находится в избытке. Первым образуется дигидрофосфат аммония. После того как вся фосфорная кислота перешла в дигидрофосфат, а аммиак продолжают пропускать, следующей образуется вторая кислая соль — гидрофосфат аммония:



3. Если массовые доли двух веществ в одном и том же растворе равны между собой, то равны их массы. Приравниваем массы двух солей и находим x :

$$(x - 0,5) \cdot 132 = (1 - x) \cdot 115; 132x - 66 = 115 - 115x;$$

$$247x = 181; x = 0,7328.$$

$$V(\text{NH}_3) = 0,7328 \cdot 22,4 = 16,41 \text{ л.}$$

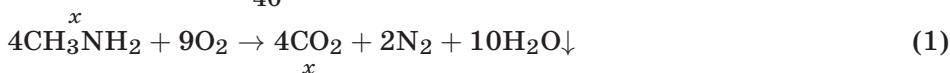
Пример 3. Газы, образовавшиеся при сгорании некоторого количества метиламина, пропустили через 86,9 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 12% и плотностью 1,151 г/мл. Определите объем сожженного метиламина (н. у.), если известно, что массовая доля гидрокарбоната натрия в конечном растворе составила 7,72%.

Решение:

1. Обозначим количество вещества метиламина через x моль. При сгорании метиламина образуются два газа — углекислый газ и азот. С гидроксидом натрия взаимодействует только углекислый газ, количество которого равно количеству исходного метиламина. Рассчитываем количество гидроксида натрия и записываем возможные уравнения химических реакций:

$$m(\text{раствора NaOH}) = 86,9 \cdot 1,151 = 100 \text{ г};$$

$$n(\text{NaOH}) = 100 \cdot \frac{0,12}{40} = 0,3 \text{ моль.}$$

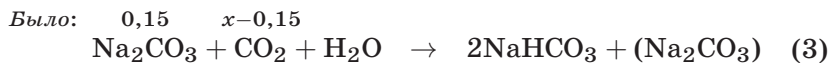


Поскольку при взаимодействии CO_2 с щелочью последняя сначала находится в избытке, первой образуется средняя соль:



$$\text{Прореагировало: } 0,15 \quad 0,3 \quad \text{Стало: } 0,15 \quad x-0,15$$

После того как весь гидроксид натрия перейдет в карбонат, углекислый газ начнет реагировать с карбонатом натрия, переводя его в кислую соль. После этого в растворе, возможно, еще останется некоторое количество средней соли:



$$\text{Прореагировало: } x-0,15 \quad x-0,15 \quad \text{Стало: } 2x-0,3 \quad 0,3-x$$

2. Выражаем массу конечного раствора и массу NaHCO_3 через x и находим объем исходного метиламина:

$$m(\text{конечного раствора}) = m(\text{раствора NaOH}) + m(\text{CO}_2) = 100 + 44x;$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = (2x - 0,3) \cdot 84 = 168x - 25,2;$$

$$168x - 25,2 = 0,0772 \cdot (100 + 44x); 164,6x = 32,92; x = 0,2;$$

$$V(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 0,2 \cdot 22,4 = 4,48 \text{ л.}$$

Пример 4. Смесь оксида серы(IV) и хлороводорода (н. у.) объемом 11,2 л и относительной плотностью по воздуху 1,8276 пропустили через 76,8 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 25% и плотностью 1,25 г/мл. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

Решение:

1. Рассчитываем количества исходных веществ:

$$n(\text{газов}) = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ моль}; m_{\text{ср.}}(\text{газов}) = 1,8276 \cdot 29 = 53 \text{ г/моль.}$$

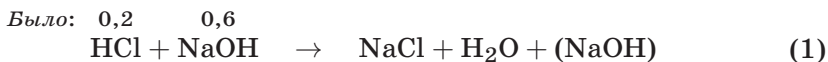
Пусть $n(\text{SO}_2) = x$ моль и $n(\text{HCl}) = y$ моль.

$$\begin{array}{l|l} x + y = 0,5 & \cdot 64 \\ 64x + 36,5y = 53 & \cdot 0,5 \end{array} \quad \begin{array}{l} 64x + 64y = 3227,5 \\ 64x + 36,5y = 26,5 \end{array} \quad \begin{array}{l} y = 5,5 \\ y = 0,2 \end{array} \quad \begin{array}{l} x = 0,3; \\ x = 0,2 \end{array}$$

$$m(\text{раствора NaOH}) = 76,8 \cdot 1,25 = 96 \text{ г};$$

$$n(\text{NaOH}) = 96 \cdot \frac{0,25}{40} = 0,6 \text{ моль.}$$

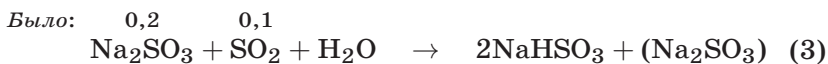
2. Записываем уравнения химических реакций, учитывая, что соляная кислота сильнее сернистой. Поэтому первой записываем реакцию с хлороводородом:



$$\text{Прореагировало:} \quad 0,2 \quad 0,2 \quad \text{Стало:} \quad 0,2 \quad 0,4$$



$$\text{Прореагировало:} \quad 0,2 \quad 0,4 \quad \text{Стало:} \quad 0,2 \quad 0,1$$



$$\text{Прореагировало:} \quad 0,1 \quad 0,1 \quad \text{Стало:} \quad 0,2 \quad 0,1$$

3. Рассчитываем массу конечного раствора и массовые доли содержащихся в нем веществ:

$$m(\text{конечного раствора}) = m(\text{SO}_2) + m(\text{HCl}) + m(\text{раствора NaOH}) = 0,3 \cdot 64 + 0,2 \cdot 36,5 + 96 = 122,5 \text{ г};$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,2 \cdot \frac{58,5}{122,5} = 0,0955 \text{ (9,55\%)};$$

$$\omega(\text{NaHSO}_3) = 0,2 \cdot \frac{104}{122,5} = 0,1698 \text{ (16,98\%)};$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,1 \cdot \frac{126}{122,5} = 0,1029 \text{ (10,29\%)}.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Какие вещества будут реагировать друг с другом в водном растворе: а) KOH и HNO₃; б) HCl и KHCO₃; в) NaNO₃ и CaCl₂; г) NaOH и ZnCl₂? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения всех возможных химических реакций.
- Будут ли протекать указанные химические реакции? Допишите их уравнения в молекулярном и ионной форме, не изменяя соотношения реагентов, укажите причины их протекания.

а) NaNO ₃ + KCl →	б) Na ₂ S + HCl →	в) AgNO ₃ + KCl →
г) Na ₂ S + 2HCl →	д) BaCl ₂ + H ₂ SO ₄ →	е) NaOH + HCl →
ж) BaBr ₂ + Ca(OH) ₂ →	з) NaHS + NaOH →	и) NH ₄ Cl + NaOH →
к) Na ₂ SiO ₃ + 2HCl →	л) MgCl ₂ + Ca(NO ₃) ₂ →	м) CuSO ₄ + 2NaNO ₃ →

 Какие из этих реакций не могут протекать в водных растворах? Почему?
- Впишите пропущенные формулы электролитов в следующие уравнения химических реакций:

а) NaCl + ... → NaNO ₃ + ...	б) NaHCO ₃ + ... → ... + CO ₂ ↑ + ...
в) NaHCO ₃ + ... → Na ₂ CO ₃ + ...	г) H ₂ SO ₄ + ... → ... + CO ₂ ↑ + ...

- д) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \dots \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \dots + \dots$ е) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \dots$
 ж) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \dots$

Напишите для них сокращенные ионные уравнения.

4. Допишите уравнения химических реакций.

- а) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ б) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \dots \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \dots$
 в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ г) $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
 д) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ е) $\text{CuCl}_2 + \dots \rightarrow \text{NaCl} + \dots$

Укажите необходимые условия протекания реакций ионного обмена в каждом случае, напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

5. Составьте уравнения в молекулярной форме по сокращенным ионным уравнениям.

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}$ г) $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 д) $\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}$ е) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

6. Напишите уравнения возможных химических реакций, протекающих при попарном сливании следующих растворов: NaHCO_3 , BaCl_2 , NH_4NO_3 , HCl , K_2SO_4 , NaOH . Для одной из реакций напишите ионные уравнения (полное и сокращенное).

7. 189,1 мл раствора хлорида бария с массовой долей соли 20% и плотностью 1,1 г/мл добавили к 120 г раствора сульфата алюминия с плотностью 1,25 г/мл и молярной концентрацией соли 1,5 моль/л. Определите массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. 6,4%, 9,3%.

8. 212,5 мл раствора нитрата серебра с массовой долей соли 40% и плотностью 1,4 г/мл добавили к 220 г раствора фосфата натрия с плотностью 1,1 г/мл и молярной концентрацией соли 1 моль/л. Рассчитайте массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. 11,76%, 3,92%.

9. 58,66 г 0,75М-го раствора фосфата натрия с плотностью 1,1 г/мл добавили к 39 мл раствора хлорида бария с массовой долей соли 20% и плотностью 1,2 г/мл. Определите массу осадка и массовые доли солей в конечном растворе.

Ответ. 9,015 г; 5,54%, 1,73%.

10. 72 г 0,9М-го раствора фосфата аммония с плотностью 1,08 г/мл добавили к 105 мл раствора нитрата цинка с массовой долей соли 12% и плотностью 1,05 г/мл. Определите массу осадка и массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. 18,1 г, 6,8%, 1,2%.

11. 192 г 2,5М-го раствора гидроксида натрия с плотностью 1,2 г/мл добавили к 95,36 мл раствора хлорида алюминия с массовой долей соли 15% и плотностью 1,12 г/мл. Определите массу образовавшегося осадка и массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. 6,24 г, 7,2%, 1,6%.

12. 67 г 1,2М-го раствора фосфата калия с плотностью 1,18 г/мл добавили к 28,08 мл раствора нитрата ртути с массовой долей соли 25% и плотностью 1,25 г/мл. Определите массу образовавшегося осадка и массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. 7,14 г; 5,74%, 11,16%.

13. Сколько и какой соли образуется, если к 200 г раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей 19,6% добавить указанное количество гидроксида натрия: а) 48,8 г; б) 32 г; в) 16 г; г) 18,4 г; д) 33,6 г?
Ответ. а) Na_3PO_4 , 65,6 г; б) Na_2HPO_4 , 56,8 г; в) NaH_2PO_4 , 48 г; г) NaH_2PO_4 , 40,8 г; Na_2HPO_4 , 8,52 г; д) Na_2HPO_4 , 51,12 г; Na_3PO_4 , 6,56 г.
14. 67,2 л бромоводорода (н. у.), растворили в 3 л раствора карбоната натрия с массовой долей соли 6,14% и плотностью 1,15 г/мл. Определите массовые доли веществ в конечном растворе. Растворимостью CO_2 в воде пренебречь.
Ответ. 8,5%, 2,3%.
15. 11,1 г смеси оксида фосфора(V) и оксида серы(VI), в которой массовая доля фосфора как элемента составляет 27,93%, растворили в 58,33 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 20% и плотностью 1,2 г/мл. Определите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.
Ответ. 8,75%, 8,75%, 10,11%.
16. Смесь фосфата калия и оксида фосфора(V), в которой массовая доля кислорода как элемента составляет 45,16%, растворили в 160 мл раствора гидроксида калия с концентрацией 2,5 моль/л и плотностью 1,2 г/мл и получили раствор массой 241,6 г. Определите массовые доли веществ в конечном растворе.
Ответ. 14,4%, 16,88%.
17. Оксид фосфора(V), полученный при сжигании 4,65 г фосфора в избытке кислорода, растворили в 92,5 мл 10%-й (по массе) серной кислоты с плотностью 1,06 г/мл. К полученному раствору добавили 24 г гидроксида натрия. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. 10,7%, 12,36%, 5,35%.
18. Рассчитайте состав (в массовых долях) раствора, образовавшегося в результате растворения 134,4 объема хлороводорода (н. у.) в одном объеме раствора карбоната калия с массовой долей соли 40% и плотностью 1,38 г/мл. Растворимостью углекислого газа в воде пренебречь.
Ответ. $\omega(\text{KCl}) = 29,5\%$, $\omega(\text{KHCO}_3) = 13,24\%$.
19. Сколько объемов хлороводорода надо растворить в одном объеме раствора фосфата натрия с концентрацией соли 0,1 моль/л, чтобы получить раствор, в котором массовые доли кислых солей равны между собой?
Ответ. 3,454 объема.
20. Газ, который получили при обжиге 36 г пирита, содержащего неокисляющиеся примеси, растворили в 347,1 мл раствора гидроксида калия с массовой долей щелочи 11% и плотностью 1,1 г/мл. В результате образовался раствор с равными молярными концентрациями кислой и средней солей. Определите массовую долю примесей в исходном пирите.
Ответ. 16,7%.
21. 8,96 л смеси оксида углерода(IV) и бромоводорода с относительной плотностью по водороду 26,625 (н. у.) пропустили через 82,64 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 20% и плот-

ностью 1,21 г/мл. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. 8,5%, 8,74%, 13,85%.

22. 7,84 л смеси сероводорода и бромоводорода с относительной плотностью по воздуху 1,6355 пропустили через 113,2 мл раствора с плотностью 1,06 г/мл, содержащего гидроксид натрия (массовая доля — 10%) и сульфид натрия (массовая доля — 6,5%). Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

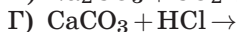
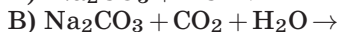
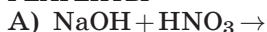
Ответ. 7,54%, 12,3%, 2,86%.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Соль и щелочь образуются при взаимодействии растворов
 - 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и Na_2SO_3
 - 2) K_2CO_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - 3) H_3PO_4 и KOH
 - 4) MgBr_2 и Na_3PO_4
 - 5) Na_2CO_3 и $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- Нерастворимое основание и соль образуются в реакциях обмена между
 - 1) H_3PO_4 и NaOH
 - 2) KOH и FeCl_3
 - 3) ZnO и H_2SO_4
 - 4) CuCl_2 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - 5) K_2CO_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Гидроксид железа(II) можно получить реакцией обмена между щелочью и
 - 1) FeS
 - 2) FeCl_3
 - 3) FeSO_4
 - 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
 - 5) FeCl_2
- Одновременно *не могут* находиться в растворе ионы групп
 - 1) K^+ , H^+ , NO_3^- , SO_4^{2-}
 - 2) Ba^{2+} , Ag^+ , OH^- , F^-
 - 3) H_3O^+ , Ca^{2+} , Cl^- , CO_3^{2-}
 - 4) Mg^{2+} , H_3O^+ , Br^- , Cl^-
 - 5) Ca^{2+} , Li^+ , NO_3^- , S^{2-}
- Нерастворимые соли образуются при взаимодействии
 - 1) $\text{KOH}_{(\text{p-p})}$ и $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{p-p})}$
 - 2) $\text{HNO}_{2(\text{p-p})}$ и CuO
 - 3) $\text{HCl}_{(\text{p-p})}$ и $\text{AgNO}_{3(\text{p-p})}$
 - 4) $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{p-p})}$ и CO_2
 - 5) $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{p-p})}$ и H_3PO_4
- Газ выделяется при взаимодействии растворов
 - 1) сульфата калия и азотной кислоты
 - 2) хлороводородной кислоты и гидроксида хрома
 - 3) серной кислоты и сульфита калия
 - 4) карбоната натрия и гидроксида бария
 - 5) карбоната натрия и уксусной кислоты
- Нерастворимые основания образуются при сливании растворов
 - 1) карбоната натрия и хлороводородной кислоты
 - 2) бромида меди и гидроксида калия
 - 3) гидроксида натрия и нитрата бария
 - 4) хлорида стронция и серной кислоты
 - 5) гидроксида лития и нитрата магния
- С выделением газа протекает реакция между азотной кислотой и
 - 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - 2) Na_2SO_4
 - 3) CaCO_3
 - 4) K_2SO_3
 - 5) MgO
- Гидроксид натрия может реагировать с
 - 1) NaNO_3
 - 2) SiO_2
 - 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 - 4) BaO
 - 5) CuSO_4
 - 6) Cu

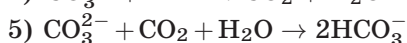
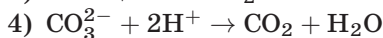
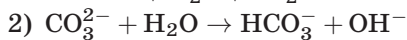
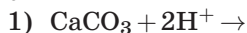
10. Хлорид железа(II) реагирует с каждым из двух веществ
 1) MgO и HCl 2) Zn и AgNO_3 3) HNO_3 и SiO_2
 4) CaO и CO_2 5) NaOH и Na_2CO_3 6) KOH и KCl
11. С водными растворами хлороводорода, гидроксида бария и хлорида меди(II) реагируют
 1) CaCO_3 2) K_2SO_3 3) Na_2SO_4 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 5) K_2CO_3
12. Гидроксид железа(III) и гидроксид железа(II), соответственно, образуются при действии растворов щелочей на
 1) оксид железа(II) 2) оксид железа(III)
 3) растворы солей железа(II) 4) растворы солей железа(III)
13. Разбавленная серная кислота может реагировать с каждым из двух веществ
 1) серой и магнием
 2) оксидом железа(II) и оксидом кремния(IV)
 3) гидроксидом калия и хлоридом калия
 4) цинком и оксидом магния
 5) нитратом бария и гидроксидом меди(II)
14. Гидроксид натрия *не реагирует* с
 1) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 2) CaO 3) H_2SO_4 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 5) ZnO
15. Нитрат кальция можно получить при взаимодействии
 1) кальция и азотной кислоты
 2) карбоната кальция и нитрата калия
 3) гидроксида кальция и азотной кислоты
 4) фосфата кальция и нитрата натрия
 5) оксида кальция и нитрата бария
16. Установите соответствие между реагентами и молекулярно-ионным уравнением реакции.

РЕАГЕНТЫ



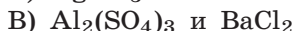
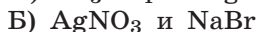
МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННОЕ

УРАВНЕНИЕ



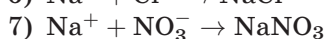
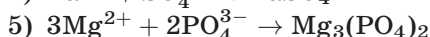
А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между реагирующими веществами и сокращенным ионным уравнением реакций обмена.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

СОКРАЩЕННОЕ

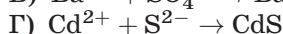
ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ



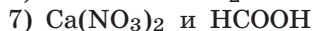
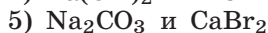
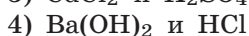
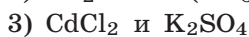
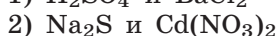
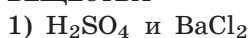
А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между сокращенным ионным уравнением реакций обмена и веществами, вступающими в реакцию.

СОКРАЩЕННОЕ
ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ



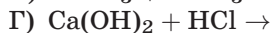
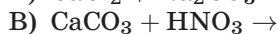
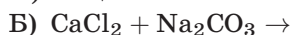
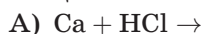
РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



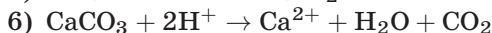
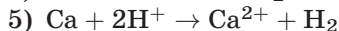
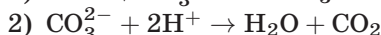
А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между реагирующими веществами и кратким ионным уравнением их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



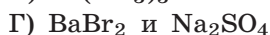
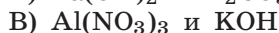
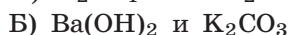
КРАТКОЕ ИОННОЕ
УРАВНЕНИЕ



А	Б	В	Г

20. Установите соответствие между исходными веществами, вступающими в реакции обмена, и сокращенным ионным уравнением этих реакций.

ИСХОДНЫЕ
ВЕЩЕСТВА



СОКРАЩЕННОЕ
ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ



А	Б	В	Г

Глава 14

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз соли — реакция ионного обмена соли с молекулами воды с образованием слабодиссоциирующих молекул или ионов (слабого электролита). Этот процесс очень важен для оценки характера среды в растворах солей. В гидролизе участвуют анионы слабых кислот и катионы слабых оснований. *Анионы сильных кислот и катионы сильных оснований гидролизу не подвергаются.*

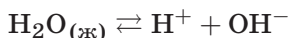
Гидролиз солей является кислотно-основным равновесием, в котором одним из реагентов является вода. Суть гидролиза отражают сокращенные ионные уравнения процесса, в которые входят либо катионы, либо анионы соли.



Следует помнить, что гидролизу подвергаются не растворенные соли, а лишь определенные ионы, входящие в их состав.

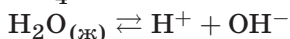
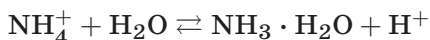
В зависимости от природы катиона и аниона соли можно подразделить по отношению к гидролизу на четыре группы.

1) *Соли, образованные анионом сильной кислоты и катионом сильного основания*, например NaCl , K_2SO_4 , *гидролизу не подвергаются*, единственным равновесием в их растворах является ионизация воды:



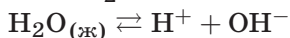
Среда в растворах таких солей нейтральная, $\text{pH} = 7$.

2) *Соли, образованные анионом сильной кислоты и катионом слабого основания* (NH_4Cl , CuSO_4), *гидролизуются по катиону*. Например, для NH_4Cl в водном растворе имеют место следующие равновесия:



Среда в растворах таких солей кислая, $\text{pH} < 7$.

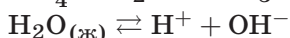
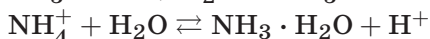
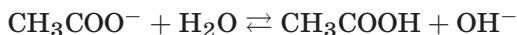
3) *Соли, образованные анионом слабой кислоты и катионом сильного основания* (NaF , K_2SO_3), *гидролизуются по аниону*. Например, для NaF в водном растворе имеют место следующие равновесия:



Среда в растворах таких солей щелочная, $\text{pH} > 7$.

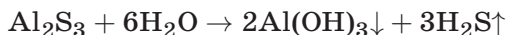
4) *Соли, образованные анионом слабой кислоты и катионом слабого основания*, например $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, *гидролизуются*

и по катиону и по аниону. Например, для $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ в водном растворе имеют место следующие равновесия:



Реакция среды в этих случаях зависит от относительной силы соответствующих кислоты и основания.

В случаях когда в результате гидролиза соли выпадает осадок или выделяется газ, гидролиз становится необратимым.

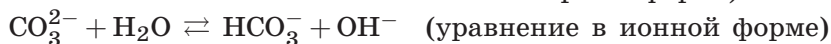
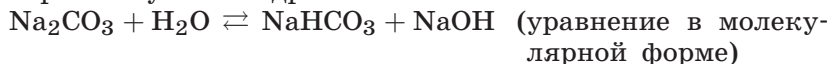


Примеры гидролиза солей слабых многоосновных кислот и многокислотных оснований

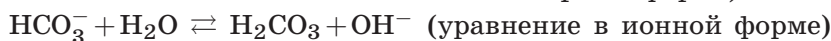
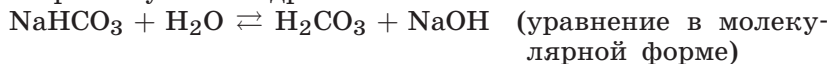
Такой гидролиз протекает ступенчато с промежуточным образованием кислых или основных солей.

Пример 1. Для Na_2CO_3 гидролиз протекает в две ступени. Гидролиз идет по аниону ($\text{pH} > 7$):

а) первая ступень гидролиза:

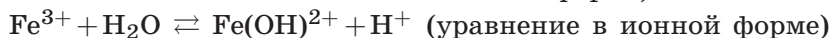
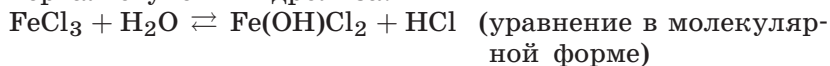


б) вторая ступень гидролиза:

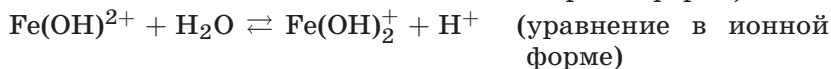
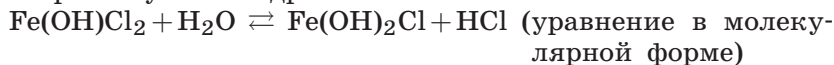


Пример 2. Гидролиз FeCl_3 проходит по трем ступеням. Гидролиз идет по катиону ($\text{pH} < 7$):

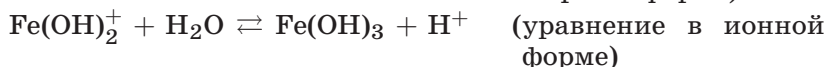
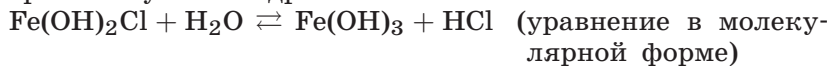
а) первая ступень гидролиза:



б) вторая ступень гидролиза:



в) третья ступень гидролиза:



Как правило, в этих случаях гидролиз в основном протекает только по первой ступени, однако реакцию можно усилить разбавлением раствора либо же его нагреванием.

Так, например, сульфат алюминия в сильно разбавленном водном растворе гидролизуеться полностью с образованием нерастворимого гидроксида, что используется при очистке сточных вод. Гидролиз карбоната натрия можно довести до конца длительным кипячением его раствора. Гидролиз хлорида железа(III) протекает до образования гидроксида железа при нагревании раствора.

Примеры гидролиза кислых солей слабых многоосновных кислот

Эти соли в растворе также частично подвергаются гидролизу, однако предсказать без расчета, какую среду (кислую, щелочную или нейтральную) будут иметь их растворы, затруднительно.

Пример 1. При растворении NaHCO_3 соль диссоциирует полностью с образованием иона натрия и гидрокарбонат-иона:



Затем в растворе устанавливаются следующие равновесия:



Среда раствора определяется относительными положениями равновесий (2) и (3). В данном случае равновесие (2) сдвинуто вправо сильнее, чем равновесие (3), в итоге среда раствора *слабощелочная* ($\text{pH} = 8,3$).

Пример 2. В растворе NaHSO_3 устанавливаются аналогичные равновесия:



В этом случае равновесие (2) сдвинуто вправо слабее, чем равновесие (3), в итоге среда раствора *слабокислая* ($\text{pH} = 4,6$).

Слабокислая среда имеется также в растворах дигидрофосфатов калия и натрия ($\text{pH} = 4,7$), а в растворах гидрофосфатов тех же элементов среда будет слабощелочной ($\text{pH} = 9,8$).

Процессы гидролиза оказывают непосредственное воздействие на протекание многих реакций в организме. С ними связано постоянство кислотности крови и других жидкостей. Учет гидролиза необходим при решении вопроса о совместимости лекарственных препаратов, назначаемых пациенту, а также в случае попадания токсических веществ в организм для правильного оказания медицинской помощи.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Смешали попарно равные объемы растворов двух солей: нитрата свинца и сульфида рубидия. Исходные молярные концентрации этих растворов: а) $c(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) > c(\text{Rb}_2\text{S})$; б) $c(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) < c(\text{Rb}_2\text{S})$; в) $c(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = c(\text{Rb}_2\text{S})$. Какой будет реакция среды в каждом из полученных растворов? Ответ обоснуйте и подтвердите уравнениями реакций.

2. Смешали попарно равные объемы растворов двух солей: сульфата цинка и карбоната натрия. Исходные молярные концентрации этих растворов: а) $c(\text{ZnSO}_4) > c(\text{Na}_2\text{CO}_3)$; б) $c(\text{ZnSO}_4) < c(\text{Na}_2\text{CO}_3)$; в) $c(\text{ZnSO}_4) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3)$. Какой будет реакция среды в каждом из полученных растворов? Ответ обоснуйте и подтвердите уравнениями реакций.
3. Смешали попарно равные объемы растворов двух солей: хлорида бария и силиката натрия. Исходные молярные концентрации этих растворов: а) $c(\text{BaCl}_2) > c(\text{Na}_2\text{SiO}_3)$; б) $c(\text{BaCl}_2) < c(\text{Na}_2\text{SiO}_3)$; в) $c(\text{BaCl}_2) = c(\text{Na}_2\text{SiO}_3)$. Какой будет реакция среды в каждом из полученных растворов? Ответ обоснуйте и подтвердите уравнениями реакций.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. К реакциям ионного обмена относятся
 - 1) горение сероводорода
 - 2) разложение гидроксида железа(III)
 - 3) гидролиз карбоната натрия
 - 4) реакция нейтрализации
 - 5) гидролиз сложного эфира
2. Щелочную среду имеют растворы
 - 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - 2) Na_2CO_3
 - 3) NaCl
 - 4) NaNO_2
 - 5) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3. Среда нейтральная в водных растворах веществ
 - 1) NaNO_3
 - 2) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 - 3) FeSO_4
 - 4) Na_2S
 - 5) BaCl_2
4. Кислую среду имеют водные растворы
 - 1) Na_3PO_4
 - 2) CuCl_2
 - 3) Na_2CO_3
 - 4) ZnSO_4
 - 5) BaF_2
5. Лакмус краснеет в растворе солей
 - 1) ZnSO_4
 - 2) NaCl
 - 3) NaNO_3
 - 4) Na_2CO_3
 - 5) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
6. Среда кислая в водных растворах веществ
 - 1) карбоната натрия
 - 2) хлорида меди
 - 3) сульфида калия
 - 4) нитрата свинца
 - 5) сульфата алюминия
7. Щелочную среду имеют водные растворы
 - 1) ацетата натрия
 - 2) нитрата алюминия
 - 3) нитрата бария
 - 4) сульфита калия
 - 5) фторида натрия
8. Нейтральную и щелочную среду, соответственно, имеют водные растворы соли, образованной
 - 1) сильным основанием и слабой кислотой
 - 2) сильным основанием и сильной кислотой
 - 3) слабым основанием и слабой кислотой
 - 4) слабым основанием и сильной кислотой
9. Гидролизу *не подвергаются* соли
 - 1) AlCl_3
 - 2) NaCl
 - 3) Na_2CO_3
 - 4) CuCl_2
 - 5) Na_2SO_4
10. Гидролизу *не подвергаются* соли
 - 1) нитрат лития
 - 2) карбонат калия
 - 3) хлорид натрия
 - 4) силикат калия
 - 5) сульфид серебра
11. Среда водных растворов хлорида алюминия и сульфата натрия, соответственно
 - 1) щелочная
 - 2) кислая
 - 3) нейтральная
 - 4) слабощелочная

12. Среда водных растворов хлорида аммония и хлорида калия соответственно

1) слабощелочная 2) нейтральная 3) кислая
4) сильнощелочная

13. Подвергаются гидролизу

1) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 2) CuBr_2 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 4) LiCl 5) Na_2SO_4

14. Установите соответствие между солью и типом гидролиза этой соли в водном растворе.

ФОРМУЛА СОЛИ

А) Cr_2S_3

Б) AlCl_3

В) K_2SO_4

Г) Na_3PO_4

ТИП ГИДРОЛИЗА

1) гидролизуется

по катиону

2) гидролизуется

по аниону

3) гидролизуется

по катиону и аниону

4) не гидролизуется

А	Б	В	Г

15. Установите соответствие между солью и типом ее гидролиза.

ФОРМУЛА СОЛИ

А) BeSO_4

Б) KNO_2

В) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Г) CuCl_2

ТИП ГИДРОЛИЗА

1) по катиону

2) по аниону

3) по катиону и аниону

А	Б	В	Г

16. Установите соответствие между солью и типом ее гидролиза.

ФОРМУЛА СОЛИ

А) CrCl_3

Б) BaS

В) CuSO_4

Г) K_2S

ТИП ГИДРОЛИЗА

1) по катиону

2) по аниону

3) по катиону и аниону

А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между солью и реакцией среды в ее водном растворе.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

А) нитрат бария

Б) хлорид железа(III)

В) сульфат аммония

Г) ацетат калия

РЕАКЦИЯ СРЕДЫ

1) кислая

2) нейтральная

3) щелочная

А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между солью и средой ее раствора.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

А) нитрит калия

Б) сульфат железа(II)

В) карбонат калия

Г) хлорид алюминия

СРЕДА РАСТВОРА

1) кислая

2) нейтральная

3) щелочная

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между солью и реакцией среды ее водного раствора.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

А) нитрат калия

Б) сульфит натрия

В) силикат натрия

Г) сульфат меди(II)

РЕАКЦИЯ СРЕДЫ

1) кислая

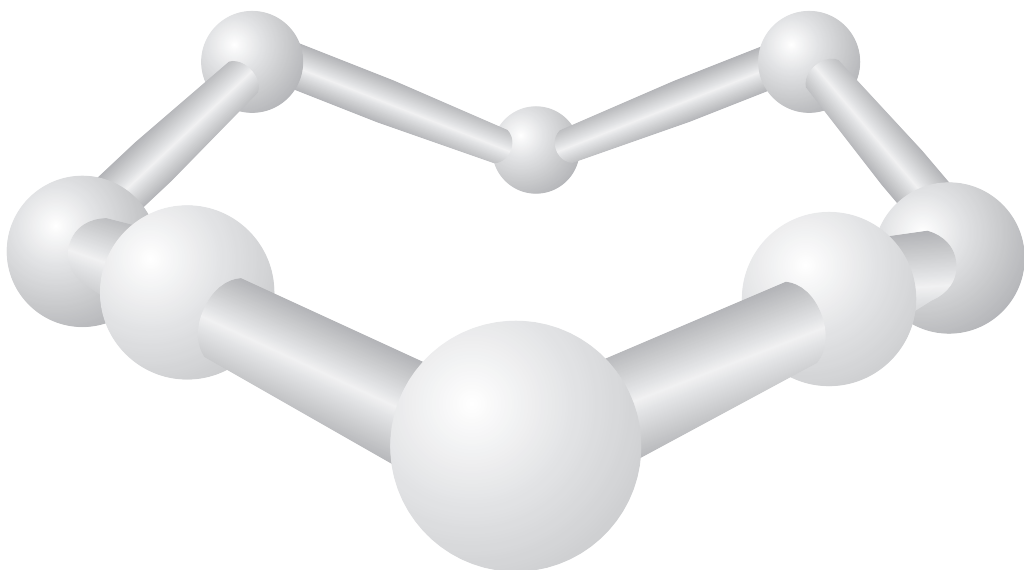
2) нейтральная

3) щелочная

А	Б	В	Г

ЧАСТЬ II
ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ
(НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ)

II.1. НЕМЕТАЛЛЫ



ВОДОРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

15.1. Водород

Первый химический элемент в Периодической системе — водород — занимает в ней особое положение:

- электронная конфигурация атома водорода $1s^1$ подобна конфигурации валентных электронов щелочных металлов и, подобно щелочным металлам, водород является восстановителем, проявляя степень окисления $+1$;
- подобно элементам подгруппы углерода, водород имеет наполовину заполненный внешний энергетический уровень;
- для завершения внешнего энергетического уровня атому водорода не хватает одного электрона, что обуславливает существование гидрид-иона H^- и сходство водорода с галогенами.

Элемент водород существует в виде трех изотопов, каждый из которых имеет свое название и существенно отличается по своим физическим и химическим свойствам от других изотопов. На долю первого изотопа, *протия*, приходится 99,985% всех атомов водорода в природе, его атомное ядро представляет собой элементарную частицу — протон. Второй изотоп, *дейтерий*, называют также тяжелым водородом. Для его обозначения используют символ D. В природе его содержание составляет 0,015% от общего числа атомов. Третий изотоп водорода — радиоактивный *третий* (символ T), его период полураспада — 12,26 лет.

При обычных условиях устойчивой формой простого вещества является молекула H_2 (диводород).

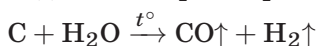
Водород является самым распространенным элементом во Вселенной, входя в состав звезд и межгалактического газа. Свободного простого вещества водорода в атмосфере Земли очень мало. В следовых количествах он находится лишь в верхних слоях атмосферы, поскольку легко преодолевает гравитационное поле Земли. По содержанию в земной коре элемент водород занимает лишь 9-е место (1% по массе). Большая часть водорода Земли связана в воду, а также входит в состав органических соединений.

Физические свойства водорода

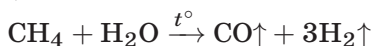
Водород — газ без вкуса, запаха и цвета — самый легкий из всех известных веществ (в 14,4 раза легче воздуха), имеет плотность 0,0899 г/л при $0^\circ C$ и 1 атм. Водород малорастворим в воде (2,1 объема в 100 объемах воды при н. у.) и в других растворителях. Теплопроводность водорода приблизительно в 7 раз выше теплопроводности воздуха.

Получение водорода

1. Основным промышленным способом получения водорода в настоящее время является газификация твердого топлива перегретым водяным паром при 1000 °C:



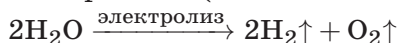
или каталитическая конверсия природного газа с водяным паром при высокой температуре в присутствии никелевого катализатора (пароводяная конверсия метана, 1000 °C):



Полученный водород далее очищают от токсичного CO, проводя его конверсию на железохромовом катализаторе; образующийся при этом углекислый газ поглощается раствором карбоната калия или водой под давлением:



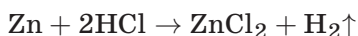
2. Чистый водород образуется при электролизе воды, содержащей электролиты (NaOH или Na₂SO₄):



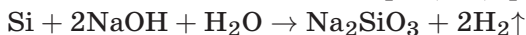
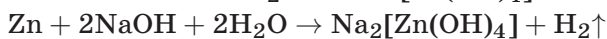
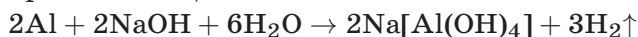
а также в качестве побочного продукта при электролизе водных растворов хлоридов, гидроксидов и других соединений с диафрагмой, разделяющей катодное и анодное пространства:



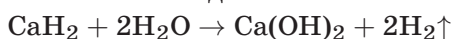
3. В лаборатории водород получают при действии на цинк раствором соляной кислоты в аппарате Киппа:



Его также можно получать растворением алюминия, цинка или кремния в щелочах:



или взаимодействием гидридов щелочных или щелочноземельных металлов с водой:

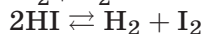
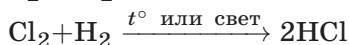
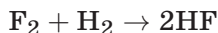


Химические свойства водорода

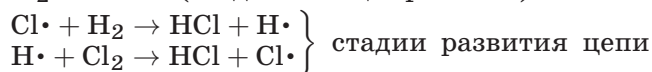
Связь H—H является одной из самых прочных σ-связей, термическая диссоциация которой наступает при температуре выше 2000 °C. Этим объясняется то, что при комнатной температуре водород малореакционноспособен и медленно реагирует с большинством реагентов. Взаимодействие водорода с галогенами и кислородом протекает по радикальному механизму.

1. При комнатной температуре водород реагирует только с фтором, реакционная смесь взрывается даже в темноте. С хлором и бромом

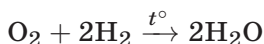
реакция возможна при облучении ультрафиолетом, а реакция с йодом обратима и равновесие сдвинуто в сторону исходных соединений:



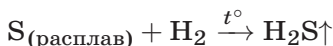
Взаимодействие с хлором и бромом является примером простейшей цепной реакции:



2. С кислородом водород образует взрывчатую смесь — гремучий газ, однако реакция начинается только при поджигании:



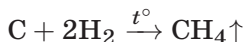
3. При пропускании H_2 через расплавленную серу образуется сероводород:



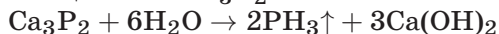
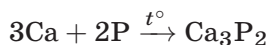
4. В присутствии катализатора водород обратимо реагирует с азотом с образованием аммиака:



5. При 450°C водород реагирует с углеродом. Выход метана не превышает 20%:

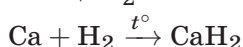
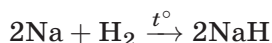


С фосфором, бором и кремнием водород непосредственно не взаимодействует. Водородные соединения этих элементов обычно получают косвенным путем, например:



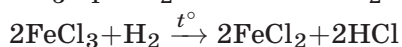
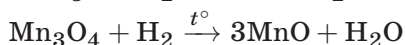
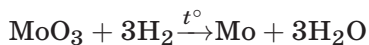
В вышеприведенных реакциях (пп. 1–5) водород является восстановителем и образует летучие ковалентные гидриды. Свойства этих соединений, имеющих молекулярное строение, определяются характером элемента. Ковалентные гидриды могут проявлять кислотные (HCl , H_2S), амфотерные (H_2O) или основные свойства (NH_3) и будут рассмотрены далее.

6. В реакциях с щелочными и щелочноземельными металлами водород выступает в качестве окислителя, образуя при нагревании ионные (солеобразные) гидриды, построенные из анионов H^- и катионов металла:

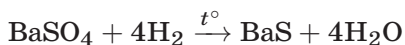


Переходные *d*- и *f*-металлы образуют металлические гидриды, по некоторым свойствам (электро- и теплопроводности, магнитным свойствам) напоминающие металлы и часто имеющие нестехиометрический состав.

7. Водород используют в качестве восстановителя при получении металлов, оксидов и галогенидов элементов в низких степенях окисления, причем чем выше температура реакции, тем активнее водород:



При 1000 °С водород способен восстанавливать сульфаты до сульфидов:



8. Водород реагирует со многими органическими веществами (реакции гидрирования алкенов, алкинов, диенов, аренов, жиров, восстановление нитросоединений, альдегидов и углеводов).

15.2. Вода

Вода — наиболее распространенное соединение водорода на Земле. Водная оболочка Земли — гидросфера — занимает около 71% всей поверхности.

Физические свойства воды

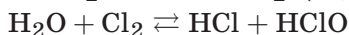
Аномальные свойства воды связаны со строением ее молекулы. Атом кислорода находится в состоянии sp^3 -гибридизации. Молекула имеет угловую форму, с углом между связями 104,5°. Две из четырех гибридных орбиталей кислорода образуют связи О—Н, на двух других находятся неподеленные пары электронов. Благодаря межмолекулярным водородным связям вода образует устойчивые ассоциаты.

Чистая (дистиллированная) вода — жидкость без запаха. В тонком слое вода бесцветна, в толстом — имеет голубоватую окраску, так как поглощает электромагнитные волны в красном диапазоне видимого света. Вода плохо проводит тепло и имеет самую высокую теплоемкость среди жидкостей. Плотность воды имеет максимум при 4 °С (1 г/мл).

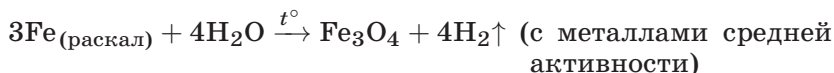
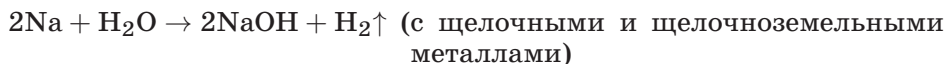
Химические свойства воды

В большом множестве реакций, в которых вода может участвовать, она может быть как окислителем, так и восстановителем, проявлять свойства как основания, так и кислоты, вступать в реакции присоединения к молекулам, содержащим кратные связи.

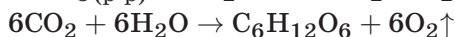
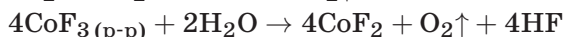
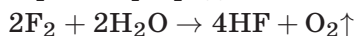
1. Вода взаимодействует с некоторыми неметаллами, проявляя окислительные свойства или способствуя протеканию реакций дисмутации:



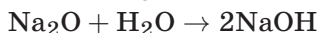
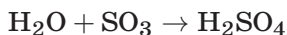
2. В реакции с металлами вода выступает как окислитель:



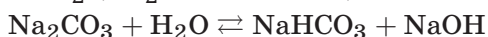
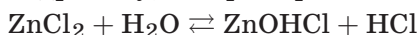
3. Вода выступает в роли восстановителя в реакции с фтором и с некоторыми фторидами или в процессе фотосинтеза:



4. Вода реагирует с кислотными и основными оксидами с образованием кислот и щелочей:



5. Многие соли, образованные слабыми кислотами и (или) слабыми основаниями, в воде подвергаются обратимому или необратимому гидролизу, например:

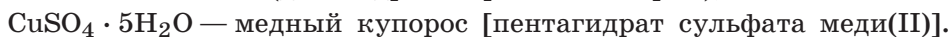


6. Наличие у атома кислорода двух неподеленных пар электронов делает молекулу воды активным лигандом, образующим с катионами *d*-металлов устойчивые комплексные ионы: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Аквакомплексы многих *d*-металлов красиво окрашены: аквакомплексы меди(II) — в голубой цвет, никеля(II) — в зеленый, кобальта(II) — в розовый.

При выпаривании растворов некоторых солей они выпадают в виде кристаллогидратов, например:



(декагидрат карбоната натрия),



Кристаллизационная вода обычно может быть удалена нагреванием.

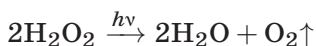
7. Вода реагирует с различными органическими соединениями (реакции гидратации алкенов и алкинов, гидролиз сложных эфиров, ди- и полисахаридов, пептидов и белков и др.).

15.3. Пероксид водорода

Пероксид водорода H_2O_2 — бесцветная сиропообразная жидкость. В чистом виде пероксид водорода очень неустойчив и способен самопроизвольно разлагаться со взрывом, его 30%-й раствор известен как пергидроль. Пероксид водорода неограниченно смешивается с водой и, подобно ей, образует молекулярные ассоциаты за счет водородных связей.

Молекула пероксида водорода состоит из двух ОН-групп, связанных кислородным (пероксидным) мостиком О—О. Пространственное строение молекулы обусловлено отталкиванием между электронами связей О—Н и неподеленными парами электронов кислорода. Молекула имеет угловую форму, ОН-группы лежат в разных плоскостях.

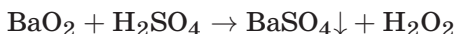
При комнатной температуре пероксид водорода и его растворы разлагаются под действием света, поэтому H_2O_2 хранят в темной посуде в прохладном месте:



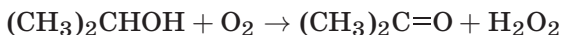
Эта реакция катализируется ионами переходных металлов (Cu, Fe, Mn), хлорид-ионами и некоторыми ферментами (пероксидазой и каталазой).

Получение пероксида водорода

1. Впервые H_2O_2 был получен Тенаром в 1820 г. действием твердого пероксида бария на охлажденную до 0°C разбавленную H_2SO_4 с последующим отделением осадка BaSO_4 :

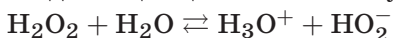


2. В промышленности производство H_2O_2 основано на окислении кислородом воздуха некоторых органических соединений, в частности каталитическом окислении изопропилового спирта:



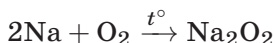
Химические свойства пероксида водорода

1. Раствор пероксида водорода имеет очень слабокислую среду из-за диссоциации его молекул:



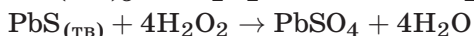
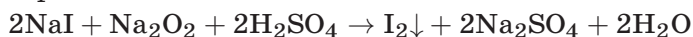
Константа диссоциации по первой ступени $K_1 = 1,5 \cdot 10^{-12}$.

2. Кристаллические пероксиды металлов образуются при непосредственном взаимодействии некоторых металлов с кислородом:

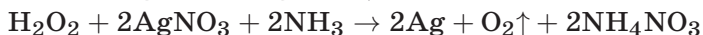
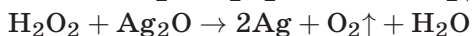
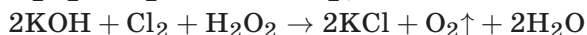
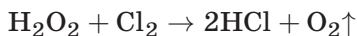
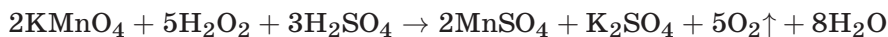


3. Кислород в пероксиде водорода имеет степень окисления -1 , поэтому он может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства в кислых и щелочных средах, а также в условиях гетерогенных процессов.

Примеры реакций, в которых пероксид водорода выступает в роли окислителя:

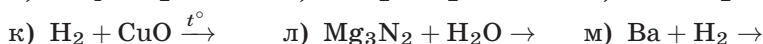
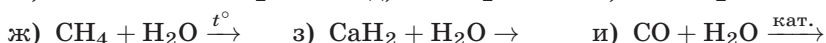
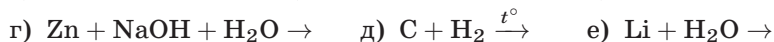
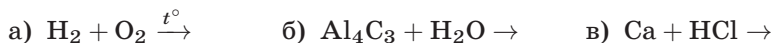


Примеры реакций, в которых пероксид водорода проявляет себя как восстановитель:

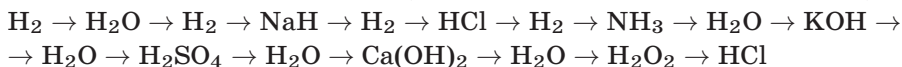


Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Допишите и уравняйте следующие реакции:

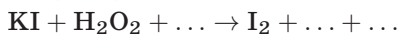
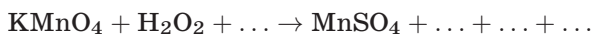
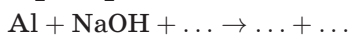
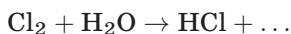


2. Напишите последовательность уравнений химических реакций согласно предложенной схеме (реакции не должны повторяться).



3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать вода: медь, барий, хлор, оксид рубидия, оксид азота(IV), оксид углерода(II), карбид кальция, фосфид кальция, нитрид магния? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

4. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель.



5. 0,4 моль кремния растворили в избытке раствора гидроксида натрия. В полученном растворе суммарная масса катионов оказалась в 1,3 раза меньше суммарной массы анионов. Определите количество вещества гидроксида натрия в исходном растворе.

Ответ. 1,3 моль.

6. 0,2 моль цинка растворили в избытке раствора гидроксида натрия. В полученном растворе суммарная масса катионов оказалась

в 2,17 раза меньше суммарной массы анионов. Определите количество вещества гидроксида натрия в полученном растворе.

Ответ. 0,2 моль.

7. Определите соотношение газов по объему: газа, выделившегося при растворении образца сплава бериллия с алюминием в водном растворе гидроксида калия, и кислорода, пошедшего на полное окисление такого же образца сплава.

Ответ. 1 : 2.

8. Образец сплава марганца с цинком и образец неизвестного металла равной массы обработали избытком соляной кислоты, при этом выделились одинаковые объемы газа. Назовите металлы, которые могли бы дать подобный результат. Поясните свой ответ.

9. Кальций нагрели в атмосфере водорода. Продукт реакции обработали водой, выделяющийся газ пропустили над нагретым оксидом цинка, а в раствор добавили кальцинированную соду. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

10. Гидрид калия растворили в воде. К полученному раствору прибавили порошок цинка до прекращения его растворения. Через полученный прозрачный раствор пропустили углекислый газ до окончания всех реакций. Реакционную смесь выпарили, прокалили и сплавляли. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

11. При обработке гидрида кальция раствором соляной кислоты массой 200 г и с массовой долей HCl 7,3% выделилось 6,72 л (н. у.) водорода. Рассчитайте массовую долю хлорида кальция в полученном растворе.

Ответ. 8,09%.

12. При обработке 11,54 г смеси алюминия с оксидом алюминия раствором гидроксида натрия с массовой долей 40% и плотностью 1,4 г/мл выделилось 4,2 л (н. у.) газа. Определите состав исходной смеси в массовых долях и объем раствора гидроксида натрия, вступившего в реакцию.

Ответ. 29,25%, 70,75%; 20,4 мл.

13. При обработке смеси магния и алюминия избытком водного раствора гидроксида натрия выделилось 22,4 л (н. у.) водорода, а при действии на такое же количество смеси избытка соляной кислоты выделилось 67,2 л (н. у.) водорода. Определите состав исходной смеси в массовых долях.

Ответ. 72,73%, 27,27%.

14. При обработке 5 г смеси железа, алюминия и меди избытком соляной кислоты выделилось 1904 мл (н. у.) газа, а при действии на такое же количество смеси избытка раствора щелочи — 672 мл (н. у.) газа. Определите состав исходной смеси металлов в массовых долях.

Ответ. 61,6%, 10,8%, 27,6%.

15. При обработке смеси цинка, меди и железа избытком концентрированного раствора щелочи выделился газ, а масса нерастворившегося остатка оказалась на 50% меньше массы исходной смеси. Этот остаток обработали избытком соляной кислоты, объем выделившегося при этом газа оказался равным объему газа, выделившегося в первом случае (объемы измерялись при одинаковых условиях). Определите массовые доли металлов в исходной смеси.

Ответ. 50%, 6,92%, 43,98%.

16. Избыток сплава бария с кальцием обработали некоторым количеством соляной кислоты с плотностью 1,15 г/мл, при этом выделился газ, объем которого при н. у. в 607 раз больше объема израсходованной кислоты. Определите массовую долю хлороводорода в использованной соляной кислоте.
 Ответ. 29,92%.
17. В результате растворения смеси пероксидов калия и натрия массой 66,5 г в воде, содержащей небольшое количество соли марганца, образовалось 1,5 л раствора, содержащего гидроксиды калия и натрия. При этом выделилось 8,4 л (н. у.) кислорода. Определите состав исходной смеси пероксидов в массовых долях и молярную концентрацию щелочей в растворе.
 Ответ. 41,35%, 58,65%; 0,167 моль/л, 0,333 моль/л.
18. В 50 мл метанола ($\rho = 0,79$ г/мл) растворили такое количество лития, что массовая доля алкоголята в полученном растворе составила 36,28%. К полученному раствору добавили 20 мл воды и пропустили в него 6,72 л оксида углерода(IV). Определите массовые доли веществ в конечной смеси.
 Ответ. 9,85%, 18,1%, 52,6%.
19. Некоторое количество смеси этилацетата с водой, в которой массовая доля сложного эфира составляет 87,5%, обработали избытком натрия, при этом выделилось 3,92 л (н. у.) газа. В такое же количество исходной смеси добавили каплю серной кислоты и нагревали до установления равновесия. Равновесную смесь быстро охладили и также обработали избытком натрия. При этом выделилось 7,28 л (н. у.) газа. Определите массовые доли веществ в равновесной смеси. (Реакцией натрия с серной кислотой пренебречь.)
 Ответ. $\omega(\text{кислоты}) = 35,7\%$, $\omega(\text{эфира}) = 35,1\%$, $\omega(\text{спирта}) = 27,4\%$, $\omega(\text{воды}) = 1,79\%$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Водород проявляет свойства окислителя при взаимодействии с
 - кислородом
 - азотом
 - кальцием
 - хлором
 - натрием
 - оксидом меди(II)
- Из предложенного перечня выберите два соединения, в которых присутствует ковалентная полярная связь.
 - K_2O
 - HCl
 - O_2
 - H_2O
 - NaBr
 - Cl_2
- С простым веществом водородом будет взаимодействовать каждое из веществ рядов
 - C_2H_4 , Cu, H_2O
 - CuO , N_2 , Li
 - NaCl , Cl_2 , S
 - CO_2 , O_2 , NaH
 - CH_4 , Cu, N_2
 - C_2H_2 , Ca, BaSO_4
- С водой без нагревания реагируют
 - цинк
 - медь
 - железо
 - литий
 - гидрид кальция
 - магний
- В результате реакции кальция и сульфида алюминия с водой образуются соответственно
 - CaO и H_2
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2
 - CaH_2 и O_2
 - $\text{Al}(\text{OH})_3$ и S
 - $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S
 - Al_2O_3 и H_2S

6. Из предложенного перечня выберите два оксида, которые реагируют с водой, но *не реагируют* с раствором соляной кислоты.
- 1) оксид свинца 2) оксид углерода(II) 3) оксид калия
4) оксид серы(VI) 5) оксид алюминия 6) оксид азота(IV)
7. С образованием щелочи с водой взаимодействуют
- 1) алюминий 2) цинк 3) барий
4) ртуть 5) оксид кальция 6) аммиак
8. С водой *не реагируют*
- 1) магний 2) бериллий 3) барий
4) стронций 5) хлор 6) сера
9. Реакция, уравнение которой $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + Q$, относится к реакциям
- 1) замещения 2) разложения 3) присоединения
4) обмена 5) экзотермическим 6) эндотермическим
10. Коэффициенты перед формулами воды и железа в уравнении реакции железа с водой при нагревании равны соответственно
- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4
11. Водород образуется при электролизе водных растворов
- 1) CaCl_2 2) CuSO_4 3) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ 4) AgNO_3 5) FeBr_2 6) CuCl_2
12. Путем вытеснения воды в газометре *нельзя* собрать
- 1) азот 2) кислород 3) аммиак
4) водород 5) хлороводород 6) оксид азота(II)
13. В схеме превращений $\text{H}_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Cl}_2$ веществами X_1 и X_2 могут быть соответственно
- 1) H_2O 2) CaH_2 3) Cu 4) CaCl_2 5) CaO 6) CuSO_4
14. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите два, которые приводят к *уменьшению* скорости реакции пропена с водородом.
- 1) повышение температуры
2) увеличение концентрации водорода
3) понижение давления в системе
4) понижение концентрации пропена
5) использование катализатора
6) повышение давления в системе
15. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ

A) $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$

B) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$

B) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Г) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ

1) HCl

2) PH_3

3) H_2

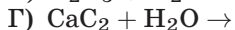
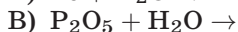
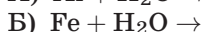
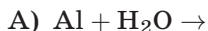
4) NH_3

5) NO

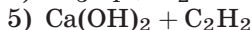
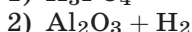
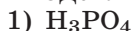
А	Б	В	Г

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

РЕАГЕНТЫ



ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

17. В соответствии с термохимическим уравнением реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2 + 173 \text{ кДж}$ выделилось 1730 кДж теплоты. Определите объем водорода, образовавшегося при этом.
18. Какую массу оксида кальция необходимо взять для приготовления 495 г раствора гидроксида кальция с массовой долей 15,5%?
19. Массовая доля солей в морской воде достигает 3,5%. Определите массу соли, остающейся после выпаривания морской воды объемом 8,93 л с плотностью 1,12 г/мл.
20. Какую массу гидрида лития нужно растворить в 100 мл воды, чтобы получить раствор с массовой долей гидроксида 5%? Какой цвет приобретет лакмус при добавлении его в полученный раствор?

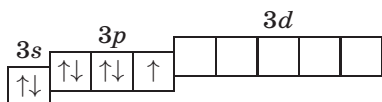
ЭЛЕМЕНТЫ VIIA ПОДГРУППЫ

16.1. Общая характеристика

Главная подгруппа VII группы содержит пять элементов: фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I и астат At. Общее название этих элементов — галогены, «рождающие соли», так как большинство их соединений — типичные соли. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^5 .

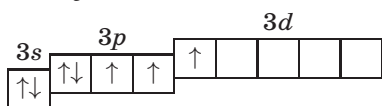
В Периодической системе каждый галоген является предпоследним элементом в своем периоде, до завершения устойчивой электронной структуры ему не хватает одного электрона, поэтому галогены обладают ярко выраженными неметаллическими свойствами. Атомы галогенов характеризуются большой энергией ионизации и сродством к электрону. Фтор в своих соединениях одновалентен и имеет отрицательную степень окисления -1 . Остальные элементы могут проявлять и положительные степени окисления; наиболее характерны из них $+1$, $+3$, $+5$ и $+7$.

Например: электронная конфигурация хлора в основном состоянии — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$:

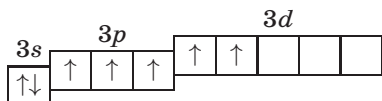


на p -орбитали находится 1 неспаренный электрон. Валентность: I; возможные степени окисления: -1 (HCl) и $+1$ (HClO).

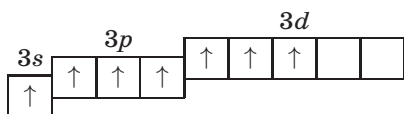
Возбужденные состояния атома хлора:



валентность: III; степень окисления: $+3$ (HClO₂);



валентность: V; степень окисления: $+5$ (HClO₃);



валентность: VII; степень окисления: $+7$ (HClO₄).

С увеличением порядкового номера окислительная активность простых веществ понижается, увеличивается восстановительная активность отрицательных ионов.

Фтор встречается в природе в виде фторидов: CaF₂ (флюорит), Na₃AlF₆ (криолит); хлор — в виде хлоридов: NaCl (галит), KCl · MgCl₂ · 6H₂O (карналлит), KCl (сильвин), KCl · NaCl (сильвинит); бром содержится в морской воде в виде бромидов; из морской

воды, буровых вод и золы бурых водорослей выделяют йод. В морской воде и буровых водах йод находится в виде иодидов, в золе — в виде иодатов.

Для галогенов имеется сходство как в методах получения, так и в химических свойствах простых веществ и их соединений, поэтому в этом разделе приводится общая характеристика галогенов с выделением особенностей некоторых соединений.

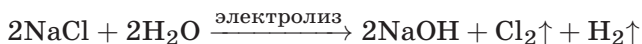
16.2. Простые вещества

Галогены образуют двухатомные молекулы, имеют окраску и запах, по которому обнаруживается даже их малая концентрация в воздухе. Прочность связи $X-X$ в молекулах галогенов изменяется в подгруппе немонотонно: $F_2 \ll Cl_2 > Br_2 > I_2$. В молекуле фтора связь лишь немногим прочнее, чем в молекуле йода. Температуры плавления и кипения монотонно повышаются по мере увеличения размера молекул и усиления межмолекулярного взаимодействия.

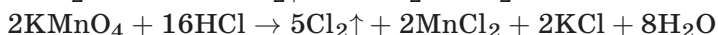
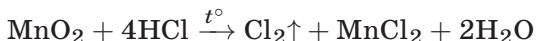
Получение галогенов

Галогены получают окислением их соединений с металлами или водородом.

Хлор в промышленности получают электролизом водных растворов $NaCl$ и KCl :



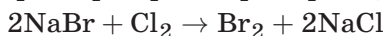
В лаборатории хлор получают действием различных окислителей на соляную кислоту, например:



Соляную кислоту можно заменить смесью хлорида натрия и серной кислоты:



Те же типы химических реакций пригодны для получения брома и йода (эти галогены окисляются легче хлора). Практически наиболее простым способом их получения является пропускание газообразного хлора через растворы бромидов и иодидов:



Фтор получают электролизом расплавленных фторидов.

Химические свойства галогенов

Галогены — самые активные неметаллы. Химическая связь в молекулах галогенов может разрываться по гомолитическому и гетеролитическому механизмам. Гетеролитический распад наиболее вероятен для йода. При взаимодействии с металлами и неметаллами

связь в молекулах галогенов чаще всего разрывается гомолитически, чему способствует освещение или нагревание. Катализаторы — кислоты Льюиса могут провоцировать гетеролитический разрыв связи галоген—галоген. От фтора к йоду окислительная способность уменьшается, а восстановительная — увеличивается. Относительная электроотрицательность по Полингу равна 4,00, 3,20, 3,90, 2,70, 2,20 для фтора, хлора, брома и йода соответственно.

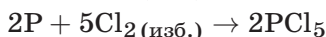
Из-за низкой энергии связи и высокой окислительной способности фтор является самым активным галогеном. Фтор реагирует практически со всеми элементами.

Если элемент проявляет несколько степеней окисления, то, как правило, образуются высшие возможные фториды. Реакции веществ с хлором протекают менее энергично. Бром также является сильным окислителем, причем жидкий бром со многими простыми веществами реагирует энергичнее газообразного хлора.

1. Взаимодействие с неметаллами при небольшом нагревании приводит к образованию ковалентных соединений:

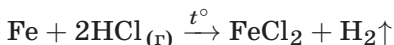
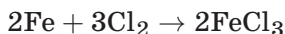
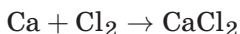


В случае фтора образуется SF_6 , бром образует S_2Br_2 , йод с серой не реагирует.

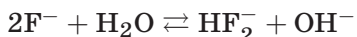


Остальные галогены образуют аналогичные продукты, однако ставится под сомнение существование PI_5 . С кислородом галогены непосредственно не реагируют.

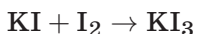
2. Галогениды щелочных и щелочноземельных металлов — типичные ионные вещества. Многие галогениды алюминия и переходных металлов имеют полимерное строение с преимущественно ковалентной связью. Безводные галогениды можно получить непосредственным взаимодействием металла с галогенами или галогеноводородами:



Ионные галогениды, кроме фторидов, не подвергаются гидролизу. Водные растворы фторидов щелочных металлов имеют щелочную среду:



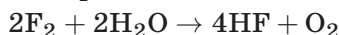
3. Водные растворы галогенов известны давно. При нагревании растворимость хлора в воде уменьшается, брома — практически не изменяется, а йода — повышается. Растворимость брома или йода можно повысить, добавив в раствор бромид или иодид металла. При этом происходит образование комплекса:



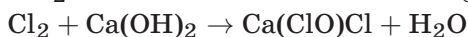
Взаимодействие галогенов с водой — сложный процесс, включающий гетеролитический разрыв связи и окислительно-восстановительное диспропорционирование:



Йод практически не реагирует с водой; фтор окисляет воду со взрывом:



4. В присутствии щелочей реакция диспропорционирования протекает необратимо:



Бром реагирует аналогично хлору, а йод при любой температуре реагирует согласно реакции



Реакция с фтором протекает по-иному:



5. Из кислот с хлором взаимодействуют лишь те, которые способны окисляться:



Для йода характерны восстановительные свойства:

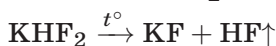
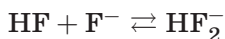


6. Качественная реакция с крахмалом с образованием синего окрашивания используется для определения йода в малых концентрациях.

16.3. Соединения галогенов с водородом

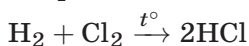
Все галогеноводороды HX — бесцветные газы, за исключением фтороводорода, кипящего при $19,4^\circ\text{C}$, который в прохладном помещении может находиться в жидком состоянии. Устойчивость галогеноводородов уменьшается при переходе от HF к HI .

Водные растворы галогеноводородов представляют собой кислоты, причем сила кислот возрастает в ряду от HF (кислоты средней силы) до HI (сильная кислота), так как увеличивается радиус атома галогена, и соответственно уменьшается энергия связи. За счет образования водородной связи в растворах фтороводородной кислоты образуются гидрофторид-ионы HF_2^- . Кислые фториды щелочных металлов выделены и в твердом виде, при нагревании они разлагаются:



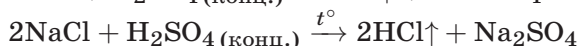
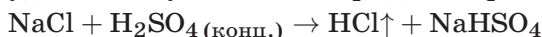
Получение галогеноводородов

1. Прямой синтез из элементов. Важным промышленным способом получения хлороводорода является сжигание водорода в атмосфере хлора:

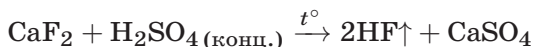


Для брома и йода эта реакция обратима, а фтор реагирует со взрывом.

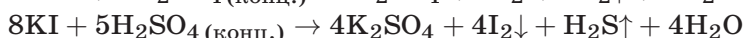
2. Вытеснение галогеноводородов из их солей. В лаборатории HCl удобно получать из хлоридов, обрабатывая их серной кислотой:



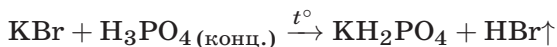
Аналогично получают и фтороводород из плавикового шпата. Метод лежит в основе его промышленного производства:



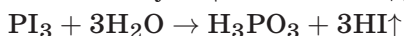
Бромоводород и иодоводород таким образом получить нельзя, так как они являются сильными восстановителями и окисляются концентрированной серной кислотой:



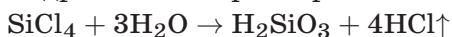
Для получения HBr и HI используют нелетучие кислоты-неокислители:



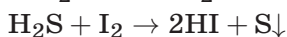
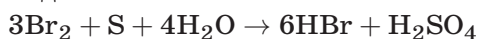
3. Гидролиз галогенидов неметаллов. Большинство галогенидов неметаллов гидролизуются с выделением соответствующего галогеноводорода. Например, HBr и HI получают гидролизом соответствующих галогенидов фосфора:



Гидролизом тетрахлорсилана можно получать хлороводород:



4. Галогенирование углеводородов. Галогеноводороды образуются в качестве побочного продукта при хлорировании и бромировании углеводородов.
5. Концентрированный раствор бромоводородной кислоты можно получить окислением серы бромом в водном растворе, а иодоводородной — пропуская сероводорода через водную суспензию йода:



Химические свойства галогеноводородов

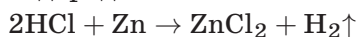
Водные растворы галогеноводородов — галогеноводородные кислоты, проявляющие все обычные свойства кислот. Проиллюстрируем эти

свойства на примере имеющей наиболее широкое применение соляной кислоты:

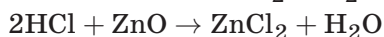
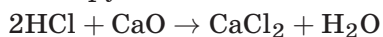
1. Соляная кислота — сильный электролит:



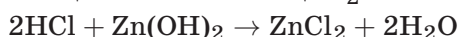
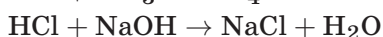
2. Реагирует с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода:



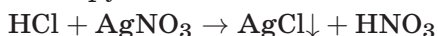
3. Реагирует с основными и амфотерными оксидами:



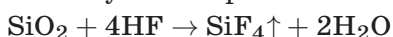
4. Реагирует с основаниями и амфотерными гидроксидами:



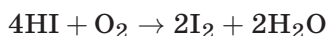
5. Реагирует с солями:



Плавиковая кислота (HF) способна реагировать со стеклом, поэтому с ней работают в посуде из тефлона:



Бромоводородная и иодоводородная кислоты на свету при участии растворенного кислорода способны окисляться до свободных галогенов:



16.4. Кислородные соединения галогенов

В таблице [16.1](#) приведены формулы оксидов хлора и соответствующих им кислот.

Таблица 16.1

Оксиды хлора и соответствующие им кислоты

Степень окисления	+1	+3	+4	+5	+7
Оксид	Cl_2O	неустойч.	ClO_2	—	Cl_2O_7
Кислота (соль)	HClO хлорноватистая (гипохлорит)	HClO_2 хлористая (хлорит)	—	HClO_3 хлорноватая (хлорат)	HClO_4 хлорная (перхлорат)

Аналогичные кислоты (кроме аналогов хлористой) известны для брома и йода.

В ряду $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4$ увеличивается устойчивость и сила кислоты, но уменьшается окислительная активность в водных растворах.

Cl_2O — взрывчатый желто-бурый газ; растворяясь в воде, он образует слабую HClO , существующую только в растворе.

HClO_2 — существует только в растворе, кислота средней силы.

ClO_2 — взрывчатый желтый газ. Это единственный из оксидов галогенов, производящийся в промышленных масштабах.

HClO_3 — существует только в растворе, сильная кислота.

Cl_2O_7 — бесцветная маслянистая жидкость, взрывается при ударе.

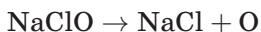
HClO_4 — существует в свободном виде, жидкость, сильная кислота.

Хлорноватистая кислота, гипохлориты

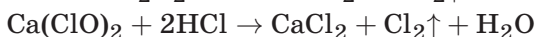
Получение HClO :



Гипохлориты разлагаются с выделением атомарного кислорода, который является очень сильным окислителем. На этом основан процесс отбеливания и стерилизации:

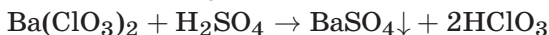


Хлорноватистая кислота и ее соли проявляют окислительные свойства:



Хлорноватая кислота, хлораты

Получение HClO_3 из солей:

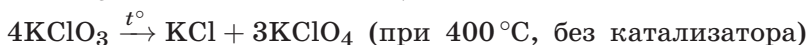
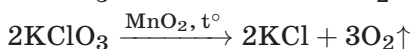
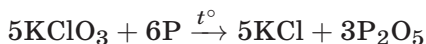


При нагревании раствор HClO претерпевает глубокое диспропорционирование, при этом образуется более устойчивая хлорноватая кислота:



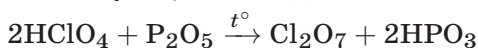
40%-я HClO_3 является сильным окислителем, обугливает вату, бумагу.

Хлораты ядовиты; в расплавах являются сильными окислителями:



Хлорная кислота, перхлораты

HClO_4 в свободном состоянии взрывоопасна, но устойчива в растворах. Это одна из самых сильных неорганических кислот. Сильный окислитель, но в растворах окислительных свойств не проявляет (не окисляет HI и H_2S). При действии P_2O_5 из кислоты можно получить соответствующий оксид:



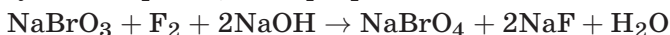
Перхлораты при нагревании разлагаются (в зависимости от природы металла) с образованием хлорида металла и кислорода или с образованием оксида металла, O_2 и Cl_2 , возможно также одновременное протекание этих двух процессов.

Кислородные соединения брома и йода

Кислородные соединения брома менее устойчивы по сравнению с кислородными соединениями хлора. Бромат натрия образуется при взаимодействии брома с щелочью уже при комнатной температуре и используется как окислитель в аналитической химии:



Бром трудно окислить до состояния +7, впервые пербромат был получен по реакции с фтором:



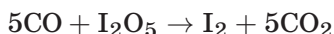
Кислородные соединения йода более устойчивы. В щелочном растворе йод диспропорционирует подобно бром:



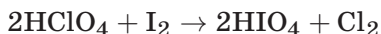
При пропускании хлора в водную суспензию йода образуется иодноватая кислота:



Из раствора она выделяется в виде устойчивого кристаллического вещества, при ее обезвоживании получается оксид I_2O_5 , устойчивый при обычных условиях. Он применяется при анализе воздуха на наличие CO:

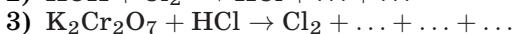
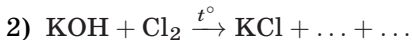
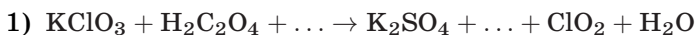


Известна и иодная кислота, которая образуется при действии хлорной кислоты на йод:

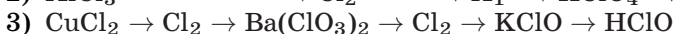
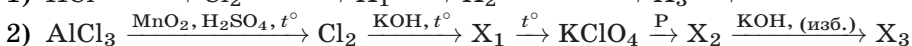


Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите в них окислитель и восстановитель.



2. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (реакции не должны повторяться):



- 4) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3 \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OCl})_2 \rightarrow \text{Cl}_2$
- 5) $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$
3. Приведите уравнения реакций оксида железа(III) и железной окарины с растворами иодоводородной, соляной и азотной кислот. Окислительно-восстановительные реакции уравнийте методом электронного баланса.
4. Смесь KMnO_4 и Na_2CO_3 растворили в избытке соляной кислоты. После завершения всех реакций масса раствора не изменилась. Определите соотношение количеств веществ и их массовые доли в исходной смеси солей.
Ответ. 3,18 : 1; 82,59%, 17,41%.
5. К избытку раствора соляной кислоты добавили смесь хлората калия и силиката натрия. После окончания всех реакций массы конечного и исходного растворов оказались равными. Определите соотношение количеств веществ и их массовые доли в исходной смеси солей.
Ответ. 1 : 2,06; 32,77%, 67,23%.
6. В каждом из двух растворов, первый из которых содержал HCl и KCl , а второй — NaCl и NaOH , суммарная массовая доля катионов была равна суммарной массовой доле анионов. Определите реакцию среды после сливания обоих растворов, если количества солей в них были одинаковы.
7. При взаимодействии диоксида марганца с избытком иодоводородной кислоты образовалось твердое простое вещество. Его привели в контакт с порошком алюминия. Продукт реакции обработали раствором карбоната натрия. К выпавшему осадку добавили раствор гидроксида натрия. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
8. К оксиду свинца(IV) при нагревании добавили концентрированную соляную кислоту. Выделяющийся газ пропустили через нагретый раствор едкого кали. Раствор охладили, соль кислородсодержащей кислоты отфильтровали и высушили. При нагревании полученной соли с соляной кислотой выделяется ядовитый газ, а при нагревании ее в присутствии диоксида марганца — газ, входящий в состав атмосферы. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
9. Газообразный продукт взаимодействия сухой поваренной соли с концентрированной серной кислотой ввели в реакцию с раствором перманганата калия. Выделившийся газ пропустили через раствор сульфида натрия. Выпавший осадок желтого цвета растворяется в концентрированном растворе гидроксида натрия. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. 0,2 моль железа растворили в избытке соляной кислоты. В полученном растворе суммарная масса анионов в 1,87 раза больше, чем суммарная масса катионов. Какое количество вещества хлороводорода содержалось в исходном растворе?
Ответ. 1,56 моль.
11. Хлор без остатка прореагировал с 228,58 мл 5%-го раствора NaOH ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$) при повышенной температуре. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. 5,83%, 2,12%.

12. Какой объем хлора (н. у.) выделится, если к 200 мл 35%-й соляной кислоты ($\rho = 1,17$ г/мл) добавить при нагревании 26,1 г оксида марганца(IV)? Какая масса гидроксида натрия в холодном растворе прореагирует с этим количеством хлора?
Ответ. 6,72 л; 24 г.
13. При обработке гидрида кальция избытком раствора соляной кислоты массой 150 г с массовой долей HCl 17%, выделилось 11,2 л (н. у.) водорода. Рассчитайте массовую долю хлороводорода в полученном растворе.
Ответ. 4,58%.
14. Определите массу алюминия, которая может прореагировать с веществом, оставшимся в растворе после электролиза 284 мл раствора хлорида натрия с массовой долей 4% и плотностью 1,03 г/мл.
Ответ. 5,4 г.
15. Для реакции с равными по массе образцами смеси алюминия, железа и меди потребовалось 109 мл 10%-го водного раствора гидроксида натрия с плотностью 1,1 г/мл, 14 л (н. у.) хлора и 351 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 10% и плотностью 1,04 г/мл. Определите состав исходной смеси металлов в массовых долях.
Ответ. 46,82%, 16,18%, 37%.
16. Смесь водорода с хлором объемом 3,36 л (н. у.) и относительной плотностью по водороду 21,7 пропустили через 200 г раствора, содержащего 24,24 г смеси бромида и иодида калия. Хлор и соли прореагировали полностью. Определите массовую долю иодида калия в исходном растворе, а также состав исходной газовой смеси в процентах по объему.
Ответ. 4,98%; 40%, 60%.
17. В трех сосудах находятся растворы нитрата серебра, бертолетовой соли и дихромата калия. При действии избытка одного и того же реактива на содержимое трех сосудов в первом из них выпадает 57,4 г белого осадка, а во втором и третьем образуется по 13,44 л хлора (н. у.). Назовите формулу использованного реактива и определите исходные количества солей в сосудах.
Ответ. HCl; 0,4 моль, 0,2 моль, 0,2 моль.
18. Соль А окрашивает пламя в желтый цвет, а с раствором нитрата серебра образует белый творожистый осадок. При нагревании некоторого количества соли А с концентрированной серной кислотой выделился газ, который растворили в воде. Получившаяся при этом кислота взаимодействует с 26,1 г оксида элемента(IV), содержащего 63,21% (по массе) элемента, при этом образуется газ X, способный обесцветить влажную бумагу, окрашенную фиолетовыми чернилами. Назовите вещества А и X. Определите количество израсходованной соли А и объем (н. у.) выделившегося газа X.
Ответ. А — NaCl, X — Cl₂; $n(\text{NaCl}) = 1,2$ моль; $V(\text{Cl}_2) = 6,72$ л.
19. В результате термического разложения 19,86 г кристаллогидрата неизвестной соли, состоящей из трех элементов, выделилась вода, образовалось 5,824 л (н. у.) газовой смеси с плотностью по воздуху 1,31 и осталось 3,5 г смеси хлорида и оксида металла(II), в которой массовая доля металла как элемента составляет 41,14%. Определите формулу исходного кристаллогидрата, если известно, что массовая доля кислорода в нем составляет 0,6767.
Ответ. $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

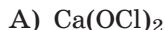
✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Кристаллическая решетка галогенов и галогенидов щелочных металлов является соответственно
 - 1) атомной 2) ионной 3) молекулярной 4) металлической
2. Фторид-иону и сульфид-иону соответствуют электронные формулы
 - 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6$
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ 5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 6) $1s^2 2s^2 2p^5$
3. Число внешних электронов и число неспаренных электронов в атоме брома в основном состоянии равно соответственно
 - 1) 7 2) 2 3) 3 4) 0 5) 1 6) 5
4. Минимальную степень окисления хлор проявляет в соединениях
 - 1) NH_4Cl 2) Cl_2 3) $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ 4) NaClO_2 5) AgCl 6) KClO_3
5. При работе с хлором соблюдают особые меры безопасности, потому что он
 - 1) летуч
 - 2) разъедает стекло
 - 3) токсичен
 - 4) является сильным окислителем
 - 5) образует взрывоопасные смеси с воздухом
 - 6) встречается в природе в чистом виде
6. Осмыслите следующие суждения о свойствах хлора. Верны ли они?
 - А) Хлор реагирует только с активными металлами.
 - Б) Хлор — ядовитый газ желто-зеленого цвета.
 - 1) верно только А 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны
7. Осмыслите следующие суждения о свойствах хлора. Верны ли они?
 - А) Хлор реагирует как с активными, так и с неактивными металлами.
 - Б) Хлор не растворяется в воде.
 - 1) верны оба суждения 2) оба суждения неверны
 - 3) верно только А 4) верно только Б
8. Осмыслите следующие суждения о свойствах галогенов. Верны ли они?
 - А) Простые вещества — галогены являются только окислителями.
 - Б) Все галогены взаимодействуют с водородом, но при разных условиях.
 - 1) верны оба суждения 2) оба суждения неверны
 - 3) верно только А 4) верно только Б
9. Бром вступает в реакцию с
 - 1) фтороводородом 2) хлоридом натрия 3) иодидом калия
 - 4) гидроксидом меди(II) 5) фосфором 6) оксидом цинка
10. Хлор вступает в реакцию с
 - 1) хлоридом железа(II) 2) оксидом углерода(IV)
 - 3) фторидом калия 4) оксидом алюминия
 - 5) гидроксидом натрия 6) кислородом

11. Бром является восстановителем в реакциях
- 1) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{S}$
 - 2) $\text{Br}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgBr}_2$
 - 3) $\text{Br}_2 + 2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{BrO}_2 + \text{O}_2$
 - 4) $\text{Br}_2 + 2\text{HI} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{I}_2$
 - 5) $3\text{Br}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow 5\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - 6) $\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{HBr}$
12. Хлор является и окислителем, и восстановителем в реакциях
- 1) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
 - 2) $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 - 4) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 5) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$
 - 6) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
13. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите два, которые приводят к *уменьшению* скорости реакции этена с хлороводородом.
- 1) понижение температуры
 - 2) повышение концентрации этена
 - 3) увеличение концентрации хлороводорода
 - 4) использование катализатора
 - 5) понижение давления в системе
 - 6) повышение давления в системе
14. В растворе ZnCl_2 с $c = 0,1$ моль/л
- 1) кислая среда
 - 2) нейтральная среда
 - 3) щелочная среда
 - 4) лакмус имеет синюю окраску
 - 5) лакмус имеет красную окраску
 - 6) лакмус имеет фиолетовую окраску
15. Образование воды и выделение газа происходят при взаимодействии растворов
- 1) карбоната натрия и соляной кислоты
 - 2) сульфата натрия и соляной кислоты
 - 3) нитрата натрия и соляной кислоты
 - 4) силиката натрия и соляной кислоты
 - 5) сульфита натрия и соляной кислоты
 - 6) фосфата калия и соляной кислоты
16. Хлор характеризуется тем, что
- 1) он ядовитый газ
 - 2) он взаимодействует с бромидом алюминия
 - 3) он легко сжижается
 - 4) он взаимодействует с фторидом натрия
 - 5) он вступает в реакцию диспропорционирования с водой
 - 6) его летучее водородное соединение химически неактивно
 - 7) он имеет 7 неспаренных электронов в основном состоянии
 - 8) он существует в природе в виде хлоридов
17. В схеме превращений $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Cl}_2$ веществами X_1 и X_2 могут быть соответственно
- 1) AgCl
 - 2) KClO_3
 - 3) PCl_3
 - 4) KCl
 - 5) CaCl_2
 - 6) H_2

18. Установите соответствие между химической формулой соединения и значением степени окисления хлора в нем.

ХИМИЧЕСКАЯ
ФОРМУЛА



СТЕПЕНЬ

ОКИСЛЕНИЯ ХЛОРА

1) +1

2) +2

3) +3

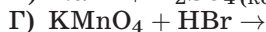
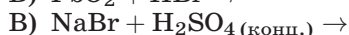
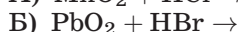
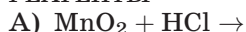
4) +5

5) -1

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ



ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ

1) Cl_2

2) Br_2

3) HBr

4) MnCl_4

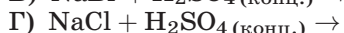
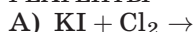
5) HClO_3

6) PbBr_4

А	Б	В	Г

20. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ



ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ

1) I_2

2) SO_3

3) HI

4) SO_2

5) Cl_2

6) HCl

А	Б	В	Г

17.1. Общая характеристика

Главная подгруппа VI группы содержит пять элементов: кислород O, серу S, селен Se, теллур Te и полоний Po. Общее название этих элементов — халькогены, т. е. «рождающие медные руды», так как все они, кроме кислорода, встречаются в природе в виде соединений меди. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^4 .

Атом кислорода отличается от других халькогенов отсутствием *d*-подуровня. Характерная для всех элементов степень окисления: -2 ; сера, селен и теллур могут проявлять степени окисления $+4$ и $+6$, реже -1 , $+1$ и $+2$. Устойчивость соединений Э(VI) понижается от серы к полонию, для которого наиболее характерны степени окисления $+2$ и $+4$. В молекулах, присутствующих в живых организмах, кислород, сера и селен имеют степени окисления -2 , иногда -1 .

С увеличением порядкового номера окислительная активность элементов понижается, увеличивается восстановительная активность отрицательных ионов. Относительная электроотрицательность по Полингу равна 3,44, 2,58, 2,55, 2,10, 2,00 для кислорода, серы, селена, теллура и полония соответственно.

Элементы данной подгруппы обладают способностью соединяться в кольца и цепи. Наиболее это характерно для серы, селена и теллура, для которых известны цепи, содержащие десятки и сотни тысяч атомов. Для кислорода также известны относительно нестойкие соединения со связями O—O (пероксиды, озониды).

Кислород — самый распространенный элемент земной коры, встречающийся в свободном виде и входящий в состав огромного числа веществ. Остальные халькогены уступают ему по распространенности. Сера встречается как в самородном состоянии, так и в виде сульфидов или сульфатов, селен и теллур — только в связанном состоянии.

17.2. Кислород

В своих соединениях кислород, как правило, двухвалентен, но возможно расширение валентных возможностей с участием одной из двух неподеленных пар электронов. В большинстве своих соединений атом кислорода проявляет степень окисления -2 (исключение составляют OF_2 , O_2F_2 и пероксиды, например, H_2O_2). В свободном состоянии кислород существует в двух аллотропных модификациях: кислород и озон. Известна также крайне неустойчивая форма O_4 . Обычный кислород, или диоксиген (O_2), — газ без цвета, запаха

и вкуса, тяжелее воздуха. Растворимость кислорода в воде составляет около 10 мг/л.

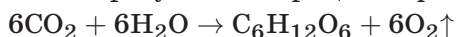
Молекула кислорода в устойчивом (триплетном) состоянии содержит два неспаренных электрона, т. е. является бирадикалом. Триплетный кислород парамагнитен^{*)}. В результате поглощения кванта энергии триплетный кислород может переходить в синглетный кислород, не содержащий неспаренных электронов и поэтому диамагнитный^{**)}. Синглетный кислород малоустойчив и химически более активен. Он также может образовываться в результате некоторых химических реакций, например:



Превращение синглетного кислорода в триплетный сопровождается красным свечением.

Получение кислорода

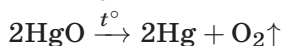
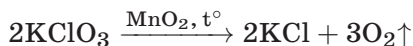
1. Практически весь свободный кислород Земли возник и сохраняется в результате процесса фотосинтеза:



2. В промышленности кислород получают путем сжижения воздуха и дальнейшего разделения компонентов смеси, основанного на разности их температур кипения:

$$t_{\text{кип}}(\text{O}_2) = -183^\circ\text{C}, \quad t_{\text{кип}}(\text{N}_2) = -196^\circ\text{C}.$$

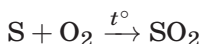
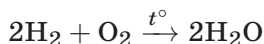
3. Лабораторные способы получения кислорода:



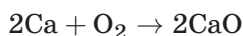
Химические свойства кислорода

Кислород по электроотрицательности уступает только фтору, поэтому является типичным окислителем.

1. Окисляет металлы, однако с галогенами непосредственно не реагирует:



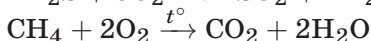
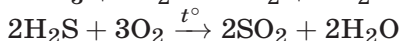
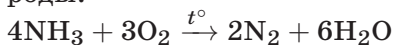
2. Взаимодействует с металлами:



^{*)} **Парамагнетизм** (от греч. *para* — возле, рядом) — свойство веществ во внешнем магнитном поле намагничиваться в направлении этого поля. Парамагнетиками являются вещества, имеющие неспаренные электроны.

^{**)} **Диамагнетизм** (от греч. *dia* — расхождение) — свойство веществ намагничиваться навстречу приложенному магнитному полю.

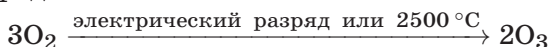
3. Окисляет сложные вещества неорганической и органической природы:



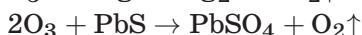
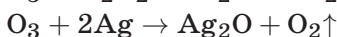
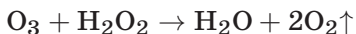
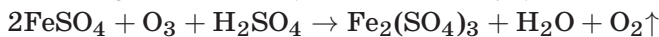
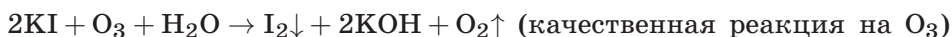
Озон

Озон (O_3) — аллотропная модификация кислорода, газ с характерным запахом. В высоких концентрациях весьма токсичен. Озон в малых концентрациях содержится в стратосфере Земли. Наличие озонового слоя играет огромную роль для всего живого на Земле.

Получают озон пропусканием электрических разрядов через кислород:



Озон является очень сильным окислителем:



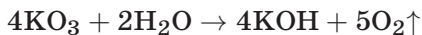
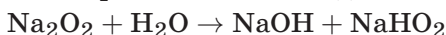
Озон — неустойчивое соединение и постепенно превращается в обычный кислород. При непрерывном облучении устанавливается стационарное состояние, когда в единицу времени равное количество озона образуется и распадается.

Пероксиды, надпероксиды, озониды

С щелочными и щелочноземельными металлами, кроме лития, кислород образует пероксиды (K_2O_2 , анион O_2^{2-}), надпероксиды (KO_2 , анион O_2^-) и озониды (KO_3 , анион O_3^-). Получение пероксида водорода описано на с. [143](#). Красного цвета озониды можно получить, пропуская озон над твердой щелочью:



Все перечисленные соединения легко разлагаются водой:



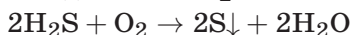
17.3. Сера

Сера — твердое хрупкое вещество желтого цвета, не растворяется в воде, растворяется в сероуглероде (CS_2), бензоле. Наиболее известны три аллотропные модификации серы: две из них — кристаллические вещества (ромбическая и моноклинная сера имеют одинаковый состав молекул S_8 , но различные структуры кристаллов), а третья

(пластическая сера) — неустойчивое, аморфное вещество. Ромбическая и моноклинная сера являются примером **полиморфизма** — явления, при котором молекулы одного состава имеют разное кристаллическое строение.

Получение серы

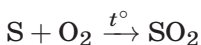
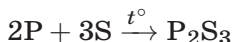
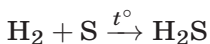
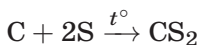
В промышленности серу добывают из природных месторождений элементарной серы, а также получают частичным окислением H_2S при недостатке O_2 :



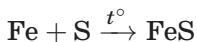
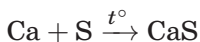
Химические свойства серы

Сера соединяется практически со всеми металлами и неметаллами.

1. Взаимодействие с неметаллами:



2. Взаимодействие расплавленной серы с металлами:



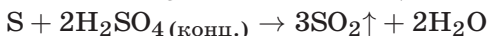
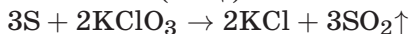
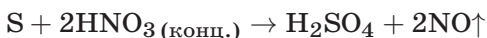
Взаимодействие с ртутью протекает при комнатной температуре:



3. Атомы серы из простого вещества способны присоединяться к сере сложного вещества, образуя полисульфидные цепочки:



4. В реакциях с сильными окислителями сера проявляет восстановительные свойства:



5. В растворах щелочей сера диспропорционирует:

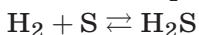


Сероводород

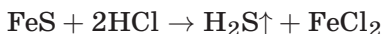
H_2S — ядовитый бесцветный газ с запахом тухлых яиц, хорошо растворяется в воде. Для серы свойственно также образование полисульфидов H_2S_n . Соединения с числом атомов серы $n = 2 \div 8$ выделены в индивидуальном состоянии, более высокие гомологи существуют в виде смесей. Полисульфаны неустойчивы и легко диспропорционируют на сероводород и свободную серу.

Получение сероводорода

В промышленности сероводород образуется при взаимодействии серы с водородом и часто является нежелательным продуктом ряда химических производств.



В лаборатории сероводород получают в аппарате Киппа действием соляной кислоты на сульфиды металлов:

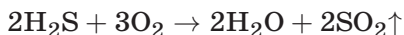


Химические свойства сероводорода

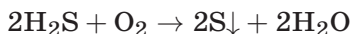
1. Раствор сероводорода в воде — слабая двухосновная кислота; ее средние соли называются сульфидами:



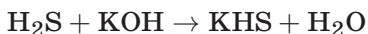
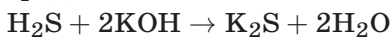
2. С избытком кислорода сероводород образует взрывчатую смесь:



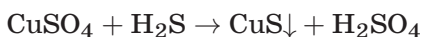
При недостатке O_2 наблюдается образование серы:



3. Сероводород реагирует с щелочами с образованием кислых или средних солей:

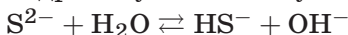


4. Способность сероводорода осаждать сульфиды из растворов солей используется в аналитической химии как качественная реакция на катионы:

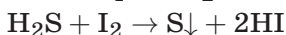
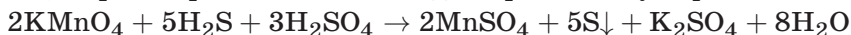


Большинство сульфидов нерастворимы в воде, цвет осадков нерастворимых сульфидов: CuS — коричневый, ZnS — белый, PbS — черный, HgS — красный.

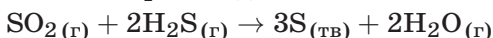
5. Растворимые сульфиды в водных растворах легко подвергаются гидролизу по аниону с образованием щелочной среды:



6. Сероводород и все сульфиды являются сильными восстановителями, в растворах окисляются до серы или сульфат-аниона:



7. Реакция сероводорода с диоксидом серы имеет практическое применение для регенерации серы из отходящих газов металлургического производства:

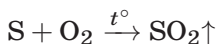


17.3.1. Соединения серы(IV)

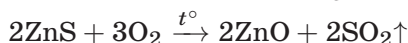
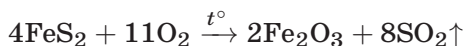
Диоксид серы (сернистый газ)

SO₂ — бесцветный токсичный газ с резким удушливым запахом, хорошо растворим в воде. Молекула SO₂ имеет угловую форму, и кратность связи в ней равна двум. Угловое строение и локализация электронной пары на атоме серы объясняют полярность молекулы и ее высокую реакционную способность.

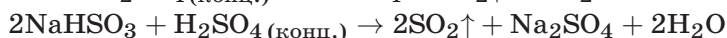
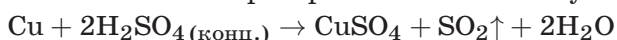
В промышленности SO₂ получают сжиганием самородной серы:



а также обжигом руд, содержащих серу:



Возможные лабораторные способы получения:

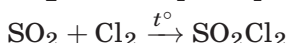


Химические свойства

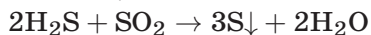
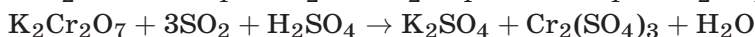
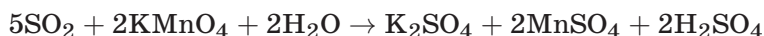
1. Сернистый газ — кислотный оксид, обладающий соответствующими свойствами:



2. SO₂ может реагировать с активными галогенами:

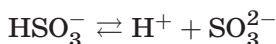
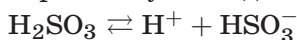


3. Может проявлять и восстановительные, и окислительные свойства:



Сернистая кислота

1. Неустойчивое соединение, двухосновная кислота средней силы (по первой ступени диссоциации):

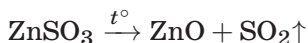


Сернистая кислота в водном растворе находится в равновесии с оксидом серы(IV).

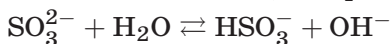
2. Как двухосновная кислота H₂SO₃ образует два ряда солей — сульфиты и гидросульфиты (Na₂SO₃, NaHSO₃), которые являются хорошими восстановителями:



3. При нагревании сульфиты металлов разлагаются:



4. В водном растворе сульфиты подвергаются сильному гидролизу с образованием щелочной среды, что объясняет выпадение основных солей при осаждении раствором Na_2SO_3 сульфитов многовалентных металлов, например $\text{NaMg}_2(\text{OH})(\text{SO}_3)_2$:



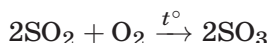
Гидросульфиты существуют только в водных растворах.

17.3.2. Соединения серы(VI)

Триоксид серы, или серный ангидрид

Шестивалентное состояние атома серы возможно только в соединениях с кислородом и фтором.

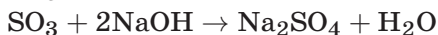
SO_3 — при обычных условиях бесцветная жидкость ($t_{\text{кип}} = 45^\circ\text{C}$), которая производится в гигантских масштабах в процессе производства серной кислоты:



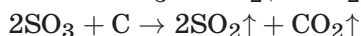
Молекулы SO_3 имеют форму правильного треугольника с нулевым дипольным моментом.

Химические свойства серного ангидрида

Серный ангидрид химически очень активен. SO_3 растворяется в воде с выделением большого количества теплоты и образованием сильной серной кислоты, проявляет все свойства кислотных оксидов:



SO_3 является сильным окислителем:



Серная кислота

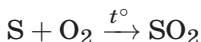
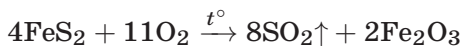
SO_3 смешивается с водой в любых соотношениях. При молярном соотношении 1 : 1 получается серная кислота (100%), при увеличении доли воды — растворы серной кислоты различной концентрации. Если же увеличивается количество SO_3 , то получается раствор SO_3 в H_2SO_4 — *олеум*. При низкой концентрации SO_3 олеум является жидкостью, при увеличении концентрации происходит его затвердевание.

H_2SO_4 — тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха, гигроскопична (образует гидраты состава $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$), хорошо растворяется в воде с выделением большого количества тепла.

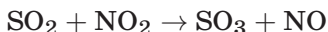
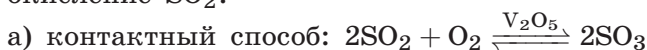
Получение серной кислоты

Сырьем для получения серной кислоты являются пирит или сера. Процесс состоит из трех стадий:

1) получение SO_2 :



2) окисление SO_2 :



3) поглощение SO_3 концентрированным раствором серной кислоты. При этом вода реагирует с SO_3 и концентрация кислоты увеличивается:



Химические свойства серной кислоты

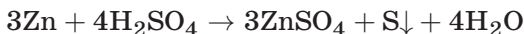
1. H_2SO_4 — сильная двухосновная кислота. По структурным особенностям и аномалиям серная кислота схожа с водой: образует прочные водородные связи, имеет аномально высокие вязкость, температуру кипения, поверхностное натяжение. H_2SO_4 смешивается с водой в любых соотношениях и полностью диссоциирует в разбавленных растворах:



2. Разбавленная серная кислота реагирует только с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода:

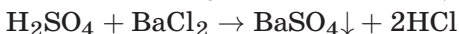
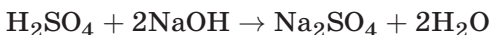
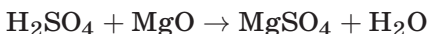


3. Концентрированная серная кислота является сильным окислителем, восстанавливается при этом до SO_2 , S или H_2S по мере разбавления кислоты и увеличения активности восстановителя:



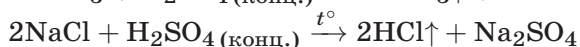
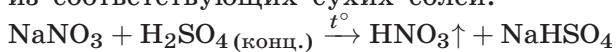
Холодная концентрированная H_2SO_4 инертна по отношению к некоторым металлам: железу, алюминию и даже бария.

4. H_2SO_4 проявляет все свойства кислот: взаимодействует с основными и амфотерными оксидами, с основаниями, вытесняет более слабые кислоты из их солей:



Образование белого осадка BaSO_4 — качественная реакция на ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} .

5. Концентрированная серная кислота вытесняет летучие HNO_3 и HCl из соответствующих сухих солей:



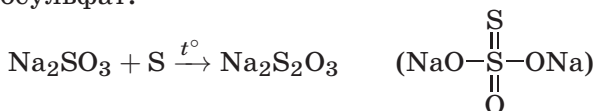
17.3.3. Соединения со связями между атомами серы

По способности образовывать цепочки или кольца из атомов серу можно сравнить с углеродом.

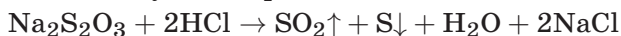
Формула наиболее устойчивой аллотропной модификации серы — S_8 , молекула имеет циклическое строение. В молекулах полисульфидов, выделяемых в индивидуальном состоянии, также может содержаться до восьми атомов серы:



Атом серы может присоединяться и к четырехвалентной сере, при этом она переходит в шестивалентное состояние, образуется тиосульфат:

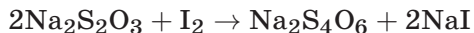


Тиосерная кислота, соответствующая этой соли, неустойчива и при попытке получения разлагается:



В молекуле тиосерной кислоты центральный атом серы шестивалентен со степенью окисления +4, а присоединенный — двухвалентен и имеет нулевую степень окисления.

Из производных тиосерной кислоты большое значение имеет лишь натриевая соль. Тиосульфат натрия используется как комплексообразователь и восстановитель. В реакции со слабым окислителем в нейтральной среде тиосульфат переходит в тетратионат натрия:



С более сильными окислителями тиосульфат натрия окисляется до сульфата:



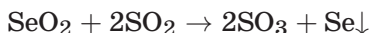
17.4. Селен и теллур

По химическим свойствам селен и теллур похожи на серу, однако усиление металлических свойств элементов повышает их склонность к образованию более прочных ионных связей.

В водородных соединениях H_2Se и H_2Te наблюдается усиление кислотных свойств по сравнению с сероводородом. В воде растворимы селениды и теллуриды щелочных металлов, из которых при действии кислот выделяются ядовитые газообразные водородные соединения

с неприятным запахом. Водородные соединения селена и теллура не находят применения в связи с их низкой устойчивостью.

Кислород окисляет селен и теллур до SeO_2 и TeO_2 . Это твердые вещества, кислотные оксиды, проявляющие преимущественно окислительные свойства:

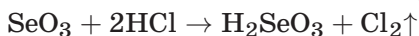


С увеличением размера атома в ряду $\text{SeO}_2 \rightarrow \text{TeO}_2 \rightarrow \text{PoO}_2$ ослабевают кислотные свойства оксидов и усиливаются основные.

Сила кислот уменьшается в ряду $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3$. Восстановительные свойства селенистой и теллуристой кислот выражены слабее, чем эти свойства сернистой кислоты.

Сильные окислители окисляют селен и теллур до шестивалентного состояния, при этом образуется селеновая кислота H_2SeO_4 и ортотеллуровая кислота H_6TeO_6 . Селеновая кислота — сильный окислитель, реагирует с золотом, по силе кислотных свойств близка к серной, тогда как теллуровая — слабая кислота.

Селеновый ангидрид SeO_3 получают дегидратацией селеновой кислоты. Это сильнейший окислитель, окисляющий хлороводород до хлора:



Теллуrowый ангидрид TeO_3 также получают обезвоживанием теллуrowой кислоты, но его окислительные свойства выражены слабее.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.
 - $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
 - $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots + \dots$
 - $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots + \dots + \dots$
 - $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots + \dots$
 - $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots + \dots$
- Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):
 - $\text{ZnS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
 - $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
 - $\text{FeS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \rightarrow \text{BaS}$
- В два раствора серной кислоты добавили одинаковые количества цинка. В одном растворе выделилась сера, в другом — сероводород. После завершения всех реакций массы растворов оказались равны. Сравните массы и концентрации исходных растворов.
- К равным объемам растворов сероводородной и серной кислот одинаковой молярной концентрации добавили одно и то же количество раствора щелочи. В растворе, содержавшем сероводород, реакция среды оказалась нейтральной. Какова реакция среды во втором растворе? Поясните свой ответ.

5. В раствор гидроксида бария пропустили некоторое количество сернистого газа. Массы полученного и исходного растворов оказались равны. Определите соотношение количеств солей, находящихся в осадке и в растворе.
Ответ. 1 : 1,2.
6. После прокаливания смеси цинка и сульфида цинка в избытке кислорода масса твердого остатка оказалась равной массе исходной смеси. Сравните молярные концентрации солей в растворе, полученном при растворении всех продуктов сгорания в избытке водного раствора гидроксида натрия.
Ответ. 1 : 2.
7. Смесь ртути и порошка железа обработали избытком концентрированной серной кислоты при нагревании. Определите соотношение молярных концентраций солей в полученном растворе, если после завершения всех химических реакций его масса оказалась равной массе исходного раствора кислоты.
Ответ. 1 : 1,71.
8. При сжигании на воздухе простого вещества желтого цвета образуется газ с резким запахом. Этот газ выделяется также при обжиге некоторого минерала, содержащего железо, на воздухе. При действии разбавленной серной кислоты на вещество, состоящее из тех же элементов, что и минерал, но в другом соотношении, выделяется газ с характерным запахом тухлых яиц. При взаимодействии выделившихся газов друг с другом образуется исходное простое вещество. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
9. Раствор, полученный при пропускании сернистого газа через бромную воду, нейтрализовали гидроксидом бария. Выпавший осадок отделили, смешали с коксом и прокалили. При обработке продукта прокаливания хлороводородной кислотой выделяется газ с запахом тухлых яиц. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. Сернистый газ пропустили через раствор перекиси водорода. Раствор упарили и в оставшуюся жидкость добавили медную стружку. Выделившийся газ смешали с газом, который образуется при взаимодействии сульфида железа(II) с раствором бромоводородной кислоты. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
11. При термическом разложении 56,1 г смеси бертолетовой соли и перманганата калия образовалось 8,96 л (н. у.) кислорода. Определите состав смеси в массовых долях.
Ответ. 43,67%, 56,33%.
12. При нагревании бертолетовой соли часть ее разлагается с выделением кислорода, а часть — с образованием перхлората и хлорида калия. Определите состав остатка в массовых долях, если при нагревании 44,1 г бертолетовой соли выделилось 9,6 г кислорода.
Ответ. 48%, 52%.
13. Смесь кислорода с озоном объемом 100 л с плотностью 1,857 г/л (н. у.) нагревали до полного разложения озона. Определите объем кислорода после полного разложения озона и приведения газа к н. у.
Ответ. 129,5 л.
14. Смесь озона с кислородом имеет относительную плотность по водороду, равную 18. После частичного разложения озона плотность

газовой смеси уменьшилась на 9,1% (плотности исходной и конечной смеси измерены при одинаковых условиях). Определите массовую долю озона в конечной смеси газов.

Ответ. 6,67%.

15. Кислород пропустили через озонатор, при этом его плотность по водороду возросла на 3%. Определите содержание озона в озонированном кислороде (в % по объему). Сколько йода можно получить при пропускании 12 л такого озонированного воздуха через 700 мл 2,8%-го раствора иодида калия ($\rho = 1,04$ г/мл)? Плотность исходной и конечной смесей измерена при нормальных условиях.

Ответ. $\varphi(\text{O}_3) = 6\%$; $m(\text{I}_2) = 8,13$ г.

16. Какую массу оксида серы(VI) надо растворить в 120 мл 4%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,025 г/мл, чтобы получить 10%-й раствор серной кислоты?

Ответ. 6,56 г.

17. Оксид серы(VI) массой 8 г растворили в 110 г 8%-й серной кислоты. Какая соль и в каком количестве образуется, если к полученному раствору добавить 10,6 г гидроксида калия?

Ответ. KHSO_4 ; 0,189 моль.

18. Смешали 200 г 20%-го раствора гидрокарбоната калия и 100 г 22,4%-го раствора гидроксида калия. К полученному раствору прибавили 16 г оксида серы(VI). Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $\omega(\text{KHCO}_3) = 12,66\%$, $\omega(\text{K}_2\text{SO}_4) = 11,01\%$.

19. Определите массу 30%-го олеума, которую необходимо добавить к 500 г 20%-й серной кислоты для получения 98%-й серной кислоты.

Ответ. 4457,14 г.

20. В каких массовых соотношениях следует смешать 10%-е растворы гидроксида натрия и серной кислоты для получения нейтрального раствора сульфата натрия? Чему равна массовая доля соли в таком растворе?

Ответ. 1 : 1,225; 7,98%.

21. Сероводород, выделившийся при взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с 1,44 г магния, пропустили через 160 г 1,5%-го раствора брома. Определите массу выпавшего при этом осадка и массовую долю кислоты в образовавшемся растворе.

Ответ. 0,48 г; 1,52%.

22. Сероводород объемом 4,48 л (н. у.) сожжен в избытке кислорода. Полученный газ без остатка прореагировал с 138 мл 8%-го раствора гидроксида натрия с плотностью 1,087 г/мл. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 7,74\%$, $\omega(\text{NaHSO}_3) = 6,39\%$.

23. В сосуд объемом 25,2 л, заполненный кислородом при н. у., поместили 14,4 г серы, катализатор V_2O_5 и нагрели при определенной температуре до установления химического равновесия. Затем смесь быстро охладили и обработали избытком водного раствора гидроксида натрия. При этом образовалось 60,3 г продукта, представляющего собой смесь двух солей. Рассчитайте равновесные концентрации SO_2 , SO_3 и O_2 , считая, что при данной температуре все вещества находятся в газообразном состоянии.

Ответ. $c(\text{SO}_2) = c(\text{SO}_3) = 0,0089$ моль/л; $c(\text{O}_2) = 0,0223$ моль/л.

24. Смесь веществ, полученных после прокаливания смеси цинка и серы без доступа воздуха, растворили в избытке соляной кислоты. При этом осталось 24 г нерастворимого вещества и выделился газ, при сжигании которого в избытке кислорода образуется новый газ, способный восстановить 104,8 г дихромата натрия, подкисленной серной кислотой. Определите количественный состав исходной смеси цинка и серы. Объемы газов измерены при н. у.

Ответ. $n(\text{Zn}) = 1,2$ моль, $n(\text{S}) = 1,95$ моль.

25. При обжиге на воздухе 29,1 г соли металла(II) получили смесь двух оксидов, один из которых газообразный. Такое же количество этого газообразного оксида выделяется при нагревании концентрированной серной кислоты с 19,2 г меди. Второй оксид, содержащий 80,25% (по массе) металла(II), растворили в соляной кислоте. Затем к получившемуся раствору добавили гидроксид натрия. Образовавшийся раствор с осадком разлили в две пробирки. В одну из пробирок прилили соляную кислоту, а в другую — раствор гидроксида натрия. В обеих пробирках произошло растворение осадка. Определите формулу исходной соли. Объясните все наблюдаемые явления.
- Ответ. ZnS .

Готовимся к ЕГЭ

1. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА

A) S^{+4}

Б) S^{-2}

В) S^0

Г) S^{+6}

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

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

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

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

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

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

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

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между соединением и значением степени окисления серы в нем.

ФОРМУЛА

СОЕДИНЕНИЯ

A) $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$

Б) Al_2S_3

В) S_8

Г) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

СЕРЫ

1) 0

2) -2

3) +4

4) +6

5) +2

6) -4

А	Б	В	Г

3. Сера проявляет окислительные и восстановительные свойства соответственно при взаимодействии с

1) водородом и железом

3) углеродом и цинком

5) кальцием и хлором

2) хлором и фтором

4) натрием и кислородом

6) кислородом и водородом

4. Оксид серы(IV) взаимодействует с каждым из двух веществ:

1) H_2O и KCl

4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и N_2

2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и CaO

5) H_2O и H_2S

3) CaCO_3 и ZnSO_3

6) O_2 и CO_2

5. Оксид серы(VI) реагирует с каждым из двух веществ:

1) гидроксидом натрия и оксидом кальция

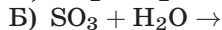
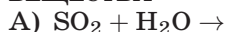
2) оксидом кальция и оксидом углерода(IV)

3) кислородом и водой

- 4) хлоридом натрия и оксидом азота(IV)
 5) бромоводородом и хлором
 6) бромоводородом и углеродом
6. Наличие в растворе сульфат-ионов можно определить с помощью растворов
 1) индикатора 2) гидроксида калия 3) хлорида бария
 4) соляной кислоты 5) нитрата меди 6) нитрата свинца
7. В схеме превращений $S \xrightarrow{O_2} A \xrightarrow{O_2, \text{кат.}} B \xrightarrow{Na_2O} X$ веществами A и X являются
 1) Na_2S 2) SO_2 3) Na_2SO_4 4) $NaOH$ 5) Na_2SO_3 6) $Na_2S_2O_3$
8. Кислую и нейтральную среду соответственно имеют водные растворы
 1) сероводорода 2) сульфида натрия
 3) сульфата натрия 4) сульфита натрия
9. Щелочную и нейтральную среду соответственно имеют водные растворы
 1) гидросульфата натрия 2) гидросульфида натрия
 3) нитрата цинка 4) нитрата натрия
 5) хлорида цинка 6) сульфата меди
10. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

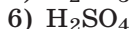
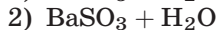
РЕАГИРУЮЩИЕ

ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ

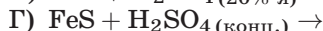
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

11. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ

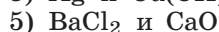
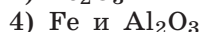
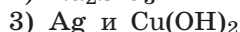
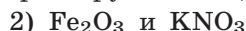
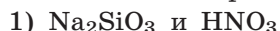


ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ



А	Б	В	Г

12. Разбавленная серная кислота реагирует с каждым из двух веществ:



13. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ



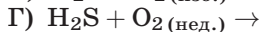
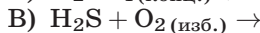
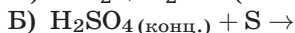
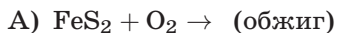
ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ



А	Б	В	Г

14. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов реакции.

РЕАГЕНТЫ



ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ



А	Б	В	Г

15. Концентрированная серная кислота может реагировать на холоде с каждым из двух веществ:

1) серой и магнием

2) оксидом железа(II) и оксидом кремния(IV)

3) гидроксидом калия и оксидом углерода(IV)

4) нитратом бария и гидроксидом меди(II)

5) бромоводородом и кислородом

6) алюминием и оксидом натрия

16. Осмыслите следующие суждения о свойствах концентрированной серной кислоты. Верны ли они?

А) Серная кислота обугливает органические вещества, отнимая от них воду.

Б) Попадание кислоты на кожу приводит к тяжелым ожогам.

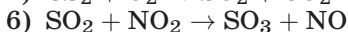
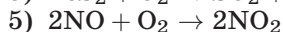
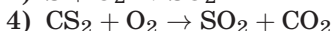
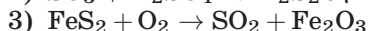
1) верно только А

2) верно только Б

3) верны оба суждения

4) оба суждения неверны

17. В производстве серной кислоты *не используются* реакции



18. Смешали 120 г раствора серной кислоты с массовой долей 20% и 40 г 50%-го раствора того же вещества. Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

19. Рассчитайте массу серной кислоты, содержащейся в 196 мл 10%-го раствора серной кислоты ($\rho = 107$ г/мл).

20. Какой объем кислорода (н. у.) остается в избытке при взаимодействии 56 л оксида серы(IV) и 48 л кислорода?

18.1. Общая характеристика

Главная подгруппа V группы включает пять элементов: азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьму Sb и висмут Bi. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня в основном состоянии — ns^2np^3 .

Сверху вниз по группе увеличиваются размеры атомов и уменьшаются энергии ионизации, что приводит к усилению металлических свойств: азот и фосфор — типичные неметаллы, висмут — типичный металл.

Из-за малого радиуса, высокой электроотрицательности и отсутствия d -орбиталей атом азота отличается от остальных элементов подгруппы (например, он не может образовывать более четырех ковалентных связей).

Элементы VA подгруппы проявляют различные степени окисления. Для атома азота характерен весь спектр степеней от -3 до $+5$, для фосфора отрицательная степень менее характерна, мышьяк и сурьма проявляют степени $+3$ и $+5$, а для висмута более устойчиво состояние $+3$.

С увеличением порядкового номера элемента свойства простых веществ, образованных элементами этой подгруппы, закономерно изменяются: увеличивается плотность, усиливается окраска.

В форме простого вещества в природе из элементов VA подгруппы существует только азот. Фосфор содержится в земной коре в виде фосфатов, мышьяк, сурьма и висмут встречаются в основном в виде сульфидов.

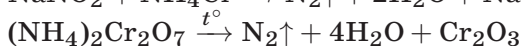
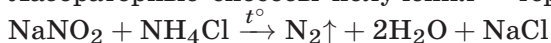
18.2. Азот

Азот — единственный элемент в своей подгруппе, не имеющий аллотропных модификаций. Молекула простого вещества двухатомна, имеет прочную тройную связь между атомами, небольшой размер и неполярна. Азот — газ без цвета, запаха и вкуса, очень плохо растворяется в воде.

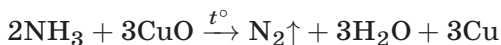
Получение азота

Азот является основным компонентом воздуха (78% по объему и 75% по массе), поэтому в промышленности азот получают путем сжижения воздуха и дальнейшего разделения компонентов смеси, основанного на разности их температур кипения: $t_{\text{кип}}(\text{O}_2) = -183^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}}(\text{N}_2) = -196^\circ\text{C}$.

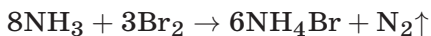
Лабораторные способы получения — термическое разложение солей:



Азот образуется также при окислении аммиака оксидом меди(II) при нагревании:



или при смешивании водного раствора аммиака с бромной водой:

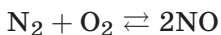


Химические свойства азота

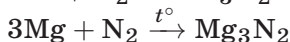
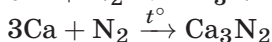
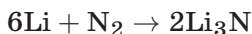
Причиной низкой реакционной способности азота является наличие в его молекуле тройной связи, на разрыв которой требуется много энергии. Энергия связи в молекуле N_2 — 946 кДж/моль. Поэтому молекула азота очень устойчива.

Азот непосредственно не реагирует с хлором, бромом и йодом, не вступает во взаимодействие с водой, кислотами, щелочами и органическими соединениями.

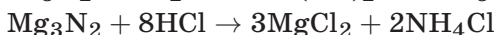
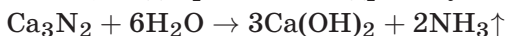
1. При обычных условиях азот не реагирует с кислородом, реакция заметно идет только при температурах выше 2000°C или в электрическом разряде:



2. Взаимодействие с активными металлами при повышении температуры до $400\text{--}500^\circ\text{C}$ приводит к образованию нитридов. Реакция с литием идет при комнатной температуре, в остальных случаях требуется нагревание:

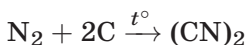


Нитриды металлов I и II групп представляют собой ионные соединения, подвергаются гидролизу и взаимодействуют с кислотами:



Нитрид алюминия имеет атомное строение и химически малоактивен.

3. При температуре вольтовой дуги азот реагирует с углеродом с образованием дициана:

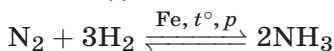


18.3. Аммиак

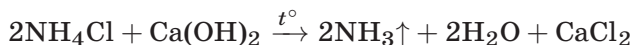
18.3.1. Получение аммиака

Практическое значение имеет реакция азота с водородом с образованием аммиака, в промышленности протекающая при высоких давлениях (от 300 до 1000 атм) и температуре ($\sim 500^\circ\text{C}$) в присутствии катализатора. За разработку данного метода синтеза Ф.Габеру в 1918 г. была присуждена Нобелевская премия, а в 1931 г. второй участник разработки этого промышленного метода, К.Бош, был

удостоен Нобелевской премии за применение в химии методов высокого давления:



Лабораторный способ получения аммиака:

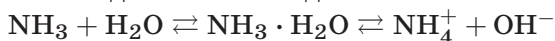


Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, очень хорошо растворяется в воде. Водный раствор аммиака называют нашатырным спиртом.

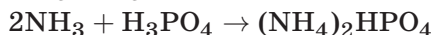
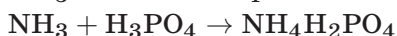
Химические свойства аммиака

Атом азота в молекуле аммиака имеет неподеленную пару электронов, за счет которой молекула аммиака может дополнительно присоединять протон (H^+) с образованием иона аммония (NH_4^+). Таким образом, аммиак проявляет свойства основания.

1. Взаимодействие с водой:

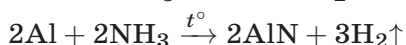
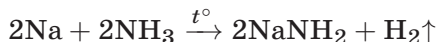


2. Взаимодействие с кислотами:

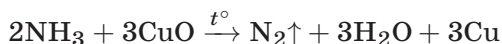
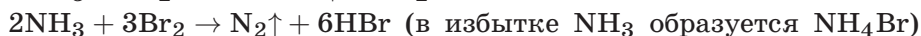
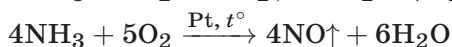
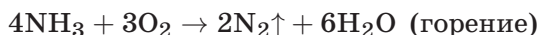


Средний ортофосфат аммония $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ неустойчив.

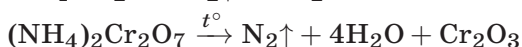
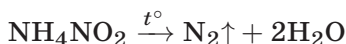
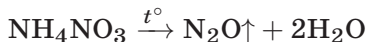
3. Щелочные и щелочноземельные металлы реагируют с аммиаком при нагревании, образуя амиды, а менее активные — нитриды:



4. Окисление аммиака:



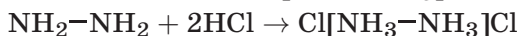
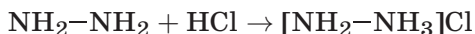
5. Производные аммиака также проявляют восстановительные свойства:



18.3.2. Гидразин и гидроксилламин

Азот, кроме аммиака, образует и другие соединения с водородом, например гидразин $\text{NH}_2\text{—NH}_2$, N_2H_4 (степень окисления азота -2) и гидроксилламин $\text{NH}_2\text{—OH}$ (степень окисления азота -1).

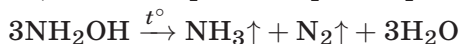
Гидразин — бесцветная гигроскопичная жидкость с запахом, напоминающим запах аммиака. Подобно аммиаку, гидразин обладает основными свойствами, однако из-за отталкивания неподеленных электронных пар соседних атомов азота его основные свойства менее выражены. Как основание гидразин способен образовывать с сильными кислотами два ряда солей гидразония:



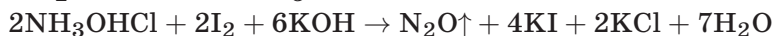
Гидразин и его соли являются сильными восстановителями и обычно окисляются до молекулярного азота:



Гидроксиламин — белое кристаллическое вещество, легко разлагающееся со взрывом при нагревании:



Гидроксиламин является слабым основанием и, как и гидразин, проявляет восстановительные свойства, окисляясь при этом до N_2O :



18.3.3. Оксиды азота

В таблице [18.1](#) приведены формулы кислородсодержащих соединений азота.

Кислородсодержащие соединения азота

Таблица 18.1

Степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5
Оксид	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Кислота (соль)	—	—	HNO_2 азотистая (нитрит)	—	HNO_3 азотная (нитрат)

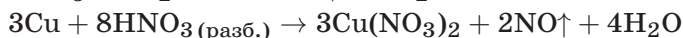
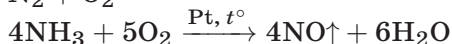
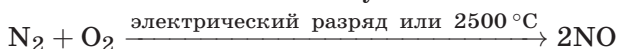
N_2O — бесцветный газ со слабым приятным запахом и сладковатым вкусом (веселящий газ, применяется для наркоза), малорастворимый в воде, несолеобразующий оксид.

Получают оксид азота(I) осторожным разложением нитрата аммония:

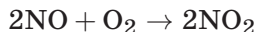


NO — бесцветный газ, плохо растворим в воде, несолеобразующий оксид. Молекула NO линейная, малополярная, представляет собой радикал, но в обычных условиях не склонна к димеризации ($\cdot\text{N}=\text{O}$). Оксид азота(II) обладает парамагнитными свойствами.

Возможные способы получения NO :

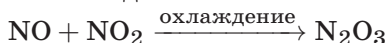


NO легко окисляется кислородом воздуха, образуя бурый газ:



Скорость данной реакции (в отличие от большинства других) уменьшается с повышением температуры, так как в действительности с кислородом реагирует не NO, а его димер N_2O_2 , содержание которого в смеси при нагревании уменьшается.

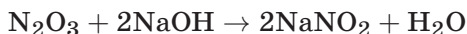
Оксид азота(III) N_2O_3 — неустойчивое соединение, при низких температурах жидкость синего цвета, которая при 0°C разлагается на оксид азота(II) и оксид азота(IV), из смеси которых он образуется при охлаждении:



N_2O_3 — типичный кислотный оксид, реагирует с ледяной водой с образованием также неустойчивой азотистой кислоты:

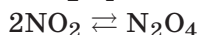


При взаимодействии с щелочами N_2O_3 количественно образует нитриты:

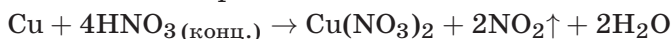


NO_2 — бурый газ с резким запахом, растворим в воде, ядовит. Молекула NO_2 имеет угловую форму с кратностью связи N—O, равной 1,5. Подобно оксиду азота(II), молекула NO_2 имеет неспаренный электрон и проявляет парамагнитные свойства.

Ниже 22°C оксид азота(IV) — жидкость. При обычных условиях представляет собой равновесную смесь газов: бурого NO_2 и бесцветного N_2O_4 :



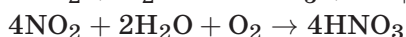
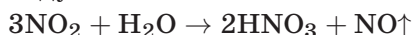
Оксид азота(IV) можно получить действием концентрированной азотной кислоты на малоактивные металлы или термическим разложением нитратов этих металлов:



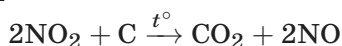
При взаимодействии с водой или растворами щелочей в различных условиях NO_2 склонен к диспропорционированию с образованием либо двух кислот, либо их солей:



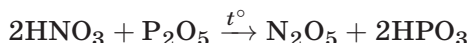
При взаимодействии NO_2 с водой при комнатной или более высоких температурах образуется NO и азотная кислота. Она же получается при пропускании через воду оксида азота(IV) в смеси с воздухом:



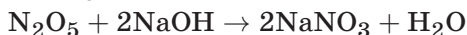
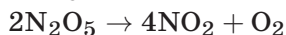
Оксид азота(IV) — сильный окислитель, в атмосфере которого горят многие неметаллы:



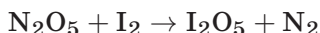
N_2O_5 — ангидрид азотной кислоты, бесцветное кристаллическое вещество, образующееся при обезвоживании дымящей азотной кислоты оксидом фосфора(V):



N_2O_5 гигроскопичен, во влажном воздухе образует азотную кислоту. Медленно разлагается уже при комнатной температуре, взаимодействует с щелочами с образованием нитратов:

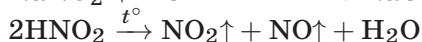
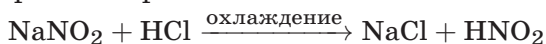


Высший оксид азота — сильный окислитель:



18.3.4. Азотистая кислота, нитриты

Азотистая кислота слабая и неустойчивая, существует только в разбавленных водных растворах при низких температурах, при нагревании разлагается:



И азотистая кислота, и ее соли — нитриты могут быть как окислителями, так и восстановителями:



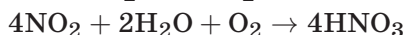
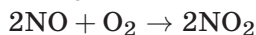
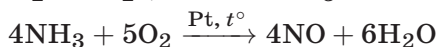
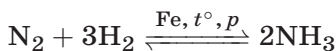
18.3.5. Азотная кислота, нитраты

Азотная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом, хорошо растворима в воде. На свету или уже при слабом нагревании разлагается, вследствие чего ее раствор приобретает бурый цвет:



Получение азотной кислоты

1. Схему промышленного получения из атмосферного азота отражает последовательность реакций:



2. В лаборатории используют способ, применявшийся в промышленности:

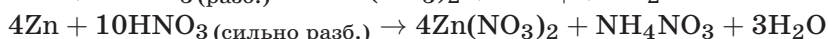
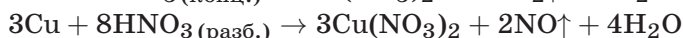
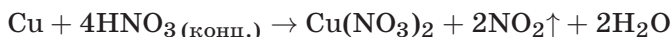


Химические свойства азотной кислоты

1. Азотная кислота — сильный электролит:



2. При взаимодействии с металлами азотная кислота является сильным окислителем в любой степени разбавления. При этом водород не выделяется, а происходит восстановление атома азота. Продукты восстановления (NO_2 , NO , N_2O , N_2 или NH_4^+) зависят от активности металла и разбавления кислоты: чем активнее металл и чем больше разбавление кислоты, тем ниже степень окисления азота в продукте:

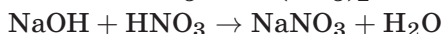
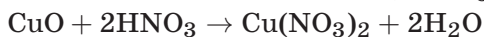


Благодаря наличию прочной оксидной пленки на поверхности металла железо, алюминий и хром не реагируют с концентрированной HNO_3 без нагревания (происходит пассивация металла).

3. При взаимодействии с неметаллами азотная кислота окисляет их до соответствующих кислот:



4. По отношению к оксидам, гидроксидам и солям, не проявляющим восстановительных свойств, HNO_3 ведет себя как обычная кислота:



5. Азотная кислота взаимодействует с органическими веществами (реакции нитрования и образования сложных эфиров).

6. Соли азотной кислоты — нитраты разлагаются при нагревании с выделением кислорода. Продукты разложения зависят от природы металла.

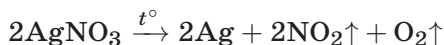
Нитраты щелочных (кроме лития) металлов при нагревании разлагаются на нитриты и кислород:



Нитраты остальных металлов, стоящих в ряду активности до меди включительно, разлагаются на оксиды, NO_2 и кислород:

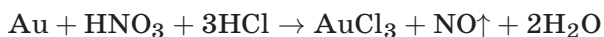


Нитраты металлов, стоящих в ряду активности после меди, разлагаются на металл, NO_2 и кислород:



Сильные окислительные свойства проявляет «царская водка» — смесь концентрированных азотной и соляной кислот в соотноше-

нии 1 : 3. «Царская водка» способна растворять малоактивные металлы:



18.4. Фосфор

Типичные степени окисления атомов фосфора в его соединениях: -3 , $+3$, $+5$. В основном состоянии фосфор трехвалентен, но может расширить свою валентность до пяти за счет перемещения одного из $3s$ -электронов на свободную $3d$ -орбиталь.

Электроотрицательность фосфора ниже, чем азота. Он легко окисляется и образует устойчивые кислородные соединения.

Фосфор имеет несколько аллотропных модификаций — белый, красный и черный фосфор.

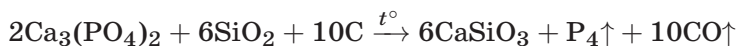
У белого фосфора молекулярная кристаллическая решетка. Молекула (P_4) представляет собой тетраэдр, в вершинах которого находятся атомы фосфора. Это бесцветное воскообразное вещество с чесночным запахом, нерастворимое в воде и легко окисляющееся на воздухе, сильный яд.

Красный фосфор — порошок красно-бурого цвета, имеет атомную кристаллическую решетку, без запаха, нерастворим в воде, не ядовит. Красный фосфор образуется из белого при нагревании без доступа воздуха. По-видимому, превращение белого фосфора в красный объясняется образованием связей между тетраэдрами.

Черный фосфор имеет атомную кристаллическую решетку, слоистую структуру, жирный на ощупь (напоминает графит), полупроводник. Он образуется из белого или красного фосфора при нагревании под давлением $12\,000$ атм. Для проведения химических реакций можно использовать белый и красный фосфор, поэтому для простоты во всех химических уравнениях используется символ Р.

Получение фосфора

В промышленности фосфор получают прокаливанием смеси фосфорита или апатита, песка и угля без доступа воздуха. При этом образуется белый фосфор, который собирают под слоем воды:

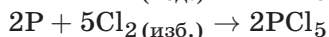


Химические свойства фосфора

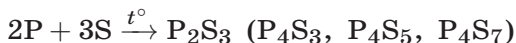
1. Фосфор окисляется кислородом:



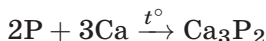
2. С галогенами образует три- и пентагалогениды:



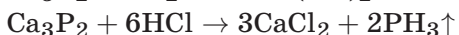
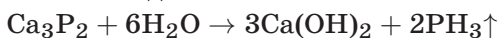
3. При сплавлении с серой образует сульфиды разного состава:



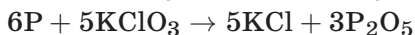
4. С активными металлами образует фосфиды:



Фосфиды активных металлов имеют ионное строение и разлагаются водой или кислотами:



5. В реакциях с сильными окислителями фосфор проявляет свойства восстановителя:



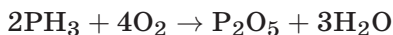
6. При нагревании белый фосфор реагирует с растворами щелочей, образуя продукты диспропорционирования — фосфин и гипофосфит кальция:



18.4.1. Фосфин

С водородом фосфор практически не реагирует; соответствующее соединение (PH_3 , фосфин) получают гидролизом фосфидов (см. выше).

Фосфин — бесцветный ядовитый газ, легко воспламеняющийся на воздухе:



Фосфин проявляет очень слабые основные свойства, реагирует лишь с газообразными галогеноводородами с образованием солей фосфония:



Соли фосфония очень неустойчивы, например, бромид фосфония разлагается уже при $30^\circ C$. При растворении в воде они легко гидролизуются:



18.4.2. Оксиды и кислоты фосфора

Оксиды фосфора P_4O_6 и P_4O_{10} — кислотные оксиды. Обычно их формулы пишут в упрощенной форме: P_2O_3 и P_2O_5 . Наиболее устойчив оксид фосфора(V), оксид фосфора(III) легко окисляется кислородом:



Растворяясь в воде, P_2O_3 образует фосфористую кислоту:



Оксид фосфора(V)

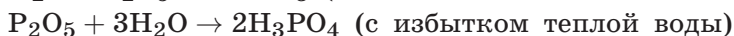
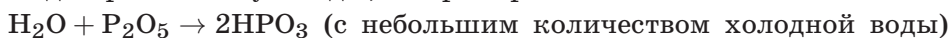
Белое кристаллическое вещество, очень гигроскопичное. Известны три кристаллические модификации оксида фосфора(V): одна из них

Кислоты фосфора

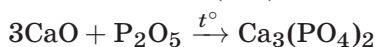
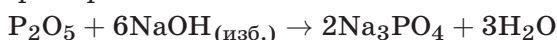
Кислота	Степень окисления фосфора	Формула	Название соли
Фосфорноватистая	+1	H_3PO_2	Гипофосфит
Фосфористая	+3	H_3PO_3	Фосфит
Ортофосфорная	+5	H_3PO_4	Ортофосфат
Дифосфорная		$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфат
Полиметафосфорная		$(\text{HPO}_3)_n$	Полиметафосфат

состоит из молекул состава P_4O_{10} , две другие являются полимерами состава $(\text{P}_2\text{O}_5)_n$, поэтому простейшая формула P_2O_5 на самом деле не отвечает строению ни одной из модификаций.

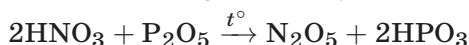
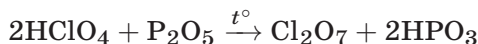
При взаимодействии с водой оксид фосфора(V) может присоединять до трех молекул воды, например:



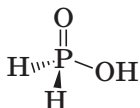
Оксид фосфора(V) проявляет все свойства кислотных оксидов, например:



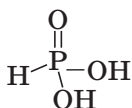
и является сильным водоотнимающим реагентом:



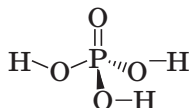
Фосфор по числу типов оксокислот превосходит любой другой элемент (табл. 18.2). В этих кислотах фосфор может иметь различные степени окисления, валентность его обычно равна пяти:



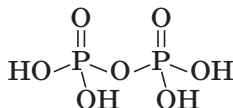
фосфорноватистая



фосфористая



ортофосфорная



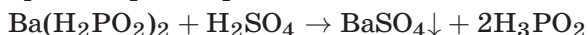
дифосфорная

Молекулы первых трех кислот имеют тетраэдрическое строение. Диссоциировать и замещаться в этих кислотах могут только атомы водорода, связанные с кислородом. Поэтому фосфорноватистая кислота одноосновная, фосфористая — двухосновная, а ортофосфорная — трехосновная. Дифосфорная кислота — четырехосновная кислота, молекула которой построена объединением двух тетраэдров.

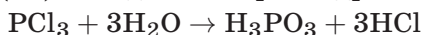
В ряду $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2$ сила кислот возрастает, так как электроноакцепторное влияние атома кислорода, связанного двойной связью, делится на меньшее число OH-групп. По мере уменьшения

степени окисления фосфора в кислотах уменьшается их устойчивость и усиливаются восстановительные свойства.

Фосфорноватистая кислота легко получается при обработке гипофосфита бария серной кислотой:



Фосфористая кислота образуется при растворении оксида фосфора(III) в воде или при гидролизе PCl_3 :

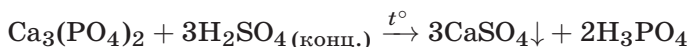


Кислоты со связью Р–Н являются сильными восстановителями.

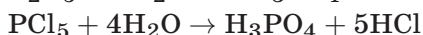
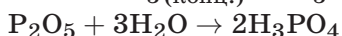
Наибольшее значение имеет ортофосфорная кислота — бесцветное кристаллическое вещество ($t_{\text{пл}} = 45^\circ\text{C}$), хорошо смешивающееся с водой.

Получение ортофосфорной кислоты

В промышленности ортофосфорную кислоту получают обработкой фосфорита концентрированной серной кислотой:

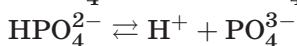
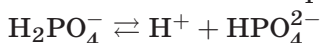


В лаборатории можно использовать несколько способов:

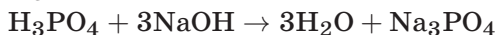
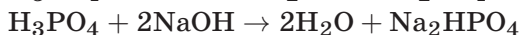
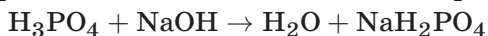


Химические свойства ортофосфорной кислоты

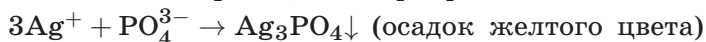
Ортофосфорная кислота — трехосновная кислота средней силы (по первой ступени диссоциации):



Проявляет все свойства кислот (реагирует с основными оксидами, основаниями, солями), причем во многих случаях возможно образование как кислых, так и средних солей, например:



Качественная реакция на фосфат-ион:



Фосфорные кислоты могут переходить одна в другую в результате реакций гидратации (присоединения воды) или дегидратации (отщепления воды). Ортофосфорная кислота может в определенных условиях перейти в дифосфорную:



Молекула дифосфорной кислоты содержит ангидридную связь. Дальнейшее нагревание $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ приводит к образованию трифос-

формой кислоты $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$, а затем образуется линейная полиметафосфорная кислота $(\text{HPO}_3)_n$. Полифосфорные кислоты могут также циклизироваться с образованием циклических метафосфорных кислот $(\text{HPO}_3)_n$ с $n = 3 \div 8$.

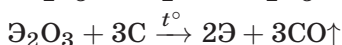
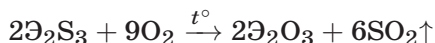
При обычной температуре гидролиз полифосфорных кислот происходит медленно, но при кипячении водных растворов они легче превращаются в ортофосфорную кислоту.

18.5. Мышьяк, сурьма и висмут

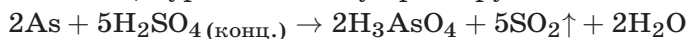
В подгруппе мышьяка сверху вниз по группе наблюдается усиление металлических свойств. Мышьяк образует простое вещество с металлическим блеском и электропроводностью — серый мышьяк. Сурьма в устойчивом состоянии — металл, висмут известен только в металлической форме.

В химических свойствах этих элементов и их соединений прослеживается некоторое сходство, что позволяет представить их в общем виде.

Мышьяк, сурьму и висмут получают обжигом сульфидных руд с последующим восстановлением углем:



Мышьяк, сурьма и висмут реагируют с кислотами-окислителями:

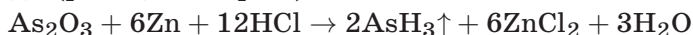


Водородные соединения

Гидриды ЭH_3 при комнатной температуре представляют собой бесцветные газы с резким запахом.

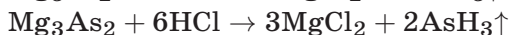
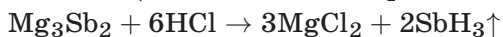
В ряду $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3$ увеличивается длина связи $\text{Э}-\text{H}$, что приводит к уменьшению эффективности перекрывания атомных орбиталей и к снижению прочности связи и устойчивости молекул.

Ядовитый арсин, имеющий чесночный запах, получают восстановлением кислородных соединений мышьяка металлами в кислой среде (реакция Марша):



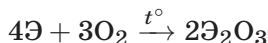
Если выделяющийся арсин пропускать через нагретую стеклянную трубку, то он разлагается, и на стекле появляется зеркальный осадок мышьяка. Эта реакция использовалась в судебно-медицинских анализах для обнаружения мышьяка.

Другим методом получения арсина и стибина является взаимодействие бинарных соединений сурьмы и мышьяка с активными металлами (антимонидов и арсенидов) с соляной кислотой:

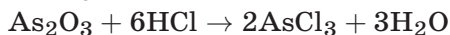
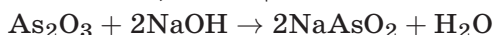


Кислородные соединения

Оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$ получают при взаимодействии простых веществ с кислородом:

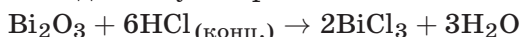


As_2O_3 — «белый мышьяк» — амфотерное вещество, растворяется и в кислотах, и в щелочах:



Аналогично ведет себя и оксид сурьмы(III).

Оксид висмута проявляет только основные свойства:



С ростом радиуса атома уменьшаются кислотные свойства и возрастают основные свойства гидроксидов $\text{Э}(\text{OH})_3$.

Высшие гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута являются кислотами, однако в свободном виде известна лишь мышьяковая кислота H_3AsO_4 . Она образуется при растворении As_2O_5 в воде, однако чаще ее получают окислением мышьяковистого ангидрида концентрированной азотной кислотой:

**Задачи и упражнения для самостоятельного решения**

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите в них окислитель и восстановитель.

- $\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$
- $\text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{NO} + \dots$
- $\text{B} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{HBF}_4 + \text{NO}_2 + \dots$
- $\text{Al} + \text{HNO}_3_{(\text{сильно разб.})} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots + \dots$
- $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \dots \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$
- $\text{AlP} + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots + \dots + \dots$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_2 + \dots + \dots$
- $\text{Sn} + \text{HNO}_3_{(\text{p-p})} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots + \dots$
- $\text{Na}_3\text{P} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \dots + \dots$

- Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):

- $\text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{N}_2 \rightarrow \text{Na}_3\text{N} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_2$
- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$
- $\text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$
- $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3$

- 7) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$
 - 8) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{N}_2$
 - 9) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$
 - 10) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$
 - 11) $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
 - 12) $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$
 - 13) $\text{K}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P}$
3. После прокаливании смеси фосфора и серы в избытке кислорода масса твердого остатка оказалась равной массе исходной смеси. Определите соотношение молярных концентраций солей в растворе, полученном при растворении всех продуктов сгорания в избытке водного раствора гидроксида калия.
 Ответ. $n(\text{K}_3\text{PO}_4) : n(\text{K}_2\text{SO}_3) = 4 : 5$.
 4. Образцы меди одинаковой массы обработали избытком раствора азотной кислоты разной концентрации. Определите соотношение объемов выделившихся газов.
 Ответ. $V(\text{NO}_2) : V(\text{NO}) = 3 : 1$.
 5. При пропускании электрического разряда через важнейшие газообразные компоненты воздуха образовался бесцветный газ, бурящийся в присутствии кислорода. При пропускании этого бурого газа через водный раствор гидроксида натрия образуется смесь двух солей. После упаривания раствора и прокаливании остатка образуется только одна соль и выделяется газ. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
 6. Раствор, полученный при растворении меди в концентрированной азотной кислоте, выпарили, а остаток прокалили. Газообразные продукты реакции разложения были полностью поглощены водой, над твердым остатком пропустили водород при нагревании. Напишите уравнения химических реакций, соответствующих описанным процессам.
 7. Красный фосфор растворили в необходимом количестве разбавленной азотной кислоты. К полученному раствору прилили раствор гидроксида калия до полной нейтрализации. При последующем добавлении к полученному раствору нитрата серебра наблюдалось выпадение желтого осадка, который растворился при добавлении избытка раствора азотной кислоты. Напишите соответствующие уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты, назовите вещества.
 8. Белый фосфор сожгли в избытке хлора. Полученное вещество растворили в воде. Затем к полученному раствору прибавили известковую воду. Некоторое время спустя образовался белый осадок, который отфильтровали и растворили в избытке фосфорной кислоты. Напишите уравнения протекающих реакций, расставьте коэффициенты.
 9. Нитрид цинка растворили при нагревании в растворе щелочи. Выделившийся газ окислили избытком кислорода в присутствии

платинового катализатора. Полученный газообразный продукт буреет при контакте с воздухом. В оставшийся раствор пропустили избыток углекислого газа, при этом выпал белый осадок. Напишите уравнения всех соответствующих химических реакций. Назовите промежуточные вещества.

10. Твердое вещество, образовавшееся при взаимодействии металлического лития с азотом при комнатной температуре, обработали избытком воды. Выделившийся газ пропустили через раствор соляной кислоты до слабокислой реакции среды. К полученному раствору прибавили раствор нитрита натрия при нагревании, при этом наблюдалось выделение бесцветного газа. Напишите уравнения всех соответствующих химических реакций.
11. Определите объем аммиака (н. у.), который необходимо растворить в 200 мл воды, чтобы получить 10%-й раствор аммиака.
Ответ. 29,28 л.
12. Смешали 80,25 г водного раствора хлорида аммония с массовой долей 20% и 120 г 20%-го раствора гидроксида натрия. Полученный раствор прокипятили. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. $\omega(\text{NaCl}) = 9\%$, $\omega(\text{NaOH}) = 6,2\%$.
13. Смесь фосфора и серы массой 11,34 г обработали избытком концентрированной азотной кислоты при нагревании. Выделилось 44,35 л (н. у.) бурого газа. Определите массовые доли фосфора и серы в исходной смеси.
Ответ. 50,79%, 49,21%.
14. Нитрид магния массой 10 г растворили в воде. Выделившийся газ пропустили через 170 мл 20%-го раствора фосфорной кислоты с плотностью 1,15 г/мл. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. $\omega(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 11,53\%$, $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,83\%$.
15. К раствору, полученному добавлением 16 г гидрида лития к 84 г воды, добавили 155 мл 40%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,22$ г/мл). Определите массовые доли веществ в конечном растворе.
Ответ. $\omega(\text{LiOH}) = 6,73\%$, $\omega(\text{LiNO}_3) = 29,04\%$.
16. Медь, выделившуюся при взаимодействии 5,85 г цинка с 160 г 10%-го раствора сульфата меди(II), полностью растворили в 50 мл разбавленной азотной кислоты с плотностью раствора 1,1 г/мл. Рассчитайте массовую долю нитрата меди в полученном растворе.
Ответ. 28,65%.
17. Сплав алюминия и меди массой 10 г обработали 40%-м раствором гидроксида натрия ($\rho = 1,22$ г/мл). Нерастворившуюся часть сплава растворили в концентрированной азотной кислоте, полученный раствор выпарили и прокалили, в результате получили 4 г твердого остатка. Определите объем израсходованной щелочи.
Ответ. $V(\text{NaOH}_{(\text{р-р})}) = 20,5$ мл.
18. Медь массой 3,84 г обработали 36,5 мл 30%-й азотной кислоты с плотностью 1,15 г/мл. Для полного взаимодействия с полученной смесью веществ потребовалось 50 г раствора гидроксида натрия. Определите массовую долю NaOH в использованном растворе.
Ответ. 22,4%.

19. Смесь азота и водорода с относительной плотностью по водороду, равной 3,165, пропустили через контактный аппарат, в результате чего относительная плотность полученной равновесной смеси увеличилась до 4,32. Определите состав равновесной смеси (в % по объему).
Ответ. $\varphi(\text{NH}_3) = 36,5\%$, $\varphi(\text{N}_2) = 4,5\%$, $\varphi(\text{H}_2) = 59\%$.
20. Аммиак, выделившийся при кипячении 80 г 14%-го раствора гидроксида калия с 8,03 г хлорида аммония, растворили в воде. Рассчитайте, какой объем 5%-й азотной кислоты плотностью 1,02 г/мл пойдет на нейтрализацию полученного раствора аммиака.
Ответ. 185,4 мл.
21. Аммиак объемом 8,96 л (н. у.) пропустили через 98 г раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей 30%. Определите массовые доли солей в полученном растворе.
Ответ. $\omega(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 21,95\%$, $\omega(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 = 12,60\%$.
22. Образец фосфора массой 5,27 г сожгли в избытке кислорода. Продукт сгорания растворили в 68 г 15%-го раствора NaOH и добавили еще 175 мл воды. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. $\omega(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 4,7\%$, $\omega(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 4,0\%$.
23. К 200 мл 10%-го раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,225$ г/мл) прибавили 20 г оксида серы(VI). Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе. Какая масса 10%-го раствора NaOH потребуется для полной нейтрализации полученного раствора?
Ответ. $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,245\%$; $m = 500$ г.
24. Фосфористый водород, полученный гидролизом фосфида кальция, сожгли. Образовавшийся оксид фосфора(V) растворили в 300 г 20%-го раствора фосфорной кислоты, при этом массовая доля кислоты увеличилась в 2,5 раза. Определите массу фосфида кальция, подвергнутого гидролизу.
Ответ. 131,04 г.
25. При обработке 291,2 г фосфида кальция соляной кислотой образуются фосфин и хлорид кальция. Оксид фосфора(V), полученный после сжигания фосфина, растворили в 0,8 л раствора гидроксида натрия с массовой долей 25% и плотностью 1,28 г/мл. Определите состав и количество образовавшейся соли.
Ответ. $n(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 3,2$ моль.
26. Простое вещество в количестве 12,4 г, смесь которого с бертолетовой солью воспламеняется даже при слабом трении или нажиме, сожгли в избытке кислорода. Твердое белое вещество, получившееся в результате сгорания, растворили в 150 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 25% и плотностью 1,28 г/мл. При этом образовалась соль А, которая с раствором нитрата серебра дает ярко желтый осадок. Определите неизвестное простое вещество, состав соли А и ее массовую долю в растворе.
Ответ. Р; $\omega(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 29,8\%$.
27. После прокаливания смеси двух нитратов металлов(I) суммарный объем выделившихся при этом газов оказался равным 8,96 л (н. у.). При обработке твердого остатка водой часть его растворилась. Нерастворимое в воде вещество обработали избытком концентрированной азотной кислоты. Объем выделившегося газа бурого цвета

составил 4,48 л (н. у.). Напишите формулы исходных нитратов, если масса одного из нитратов равна 34,0 г, а второго — 20,2 г.

Ответ. AgNO_3 , KNO_3 .

28. Соль А, окрашивающая пламя в желтый цвет, при нагревании до температуры 300°C плавится, при дальнейшем нагревании переходит в соль другой кислоты. одновременно выделяется газ Б, в котором очень быстро сгорает раскаленный уголь. При нагревании соли выделяется такой же объем газа Б, но наряду с этим образуется 40 г оксида, содержащего 80% металла(II), и выделяется газ бурого цвета. При нагревании с концентрированной серной кислотой кристаллов как соли А, так и соли В отгоняется жидкость, в которой растворяется медь. Определите состав и количества исходных солей А и В.
- Ответ. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3 ; $n_1 = n_2 = 0,5$ моль.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Простыми веществами являются
 - красный фосфор
 - углекислый газ
 - гашеная известь
 - нашатырь
 - арсин
 - карбин
- Наиболее сильные кислотные свойства проявляют водородные соединения
 - H_2O
 - NH_3
 - H_2S
 - PH_3
 - CH_4
 - HF
- Ковалентная неполярная и ионная связь характерна для
 - воды
 - аммиака
 - азота
 - метана
 - хлорида бария
 - бромоводорода
- Наибольшую и наименьшую степень окисления соответственно азот проявляет в соединениях
 - NH_3
 - N_2
 - NO_2
 - N_2O_5
 - NaNO_2
 - NH_2OH
- Азот проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений
 - NH_3 , N_2O_3
 - HNO_2 , Li_3N
 - Mg_3N_2 , NH_3
 - NH_3 , HNO_2
 - $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, NaNH_2
 - NO , $\text{NH}_2\text{—NH}_2$
- В соединениях PH_3 и P_2O_5 , а также H_3PO_3 и KH_2PO_2 фосфор имеет степени окисления, равные соответственно
 - +3; +5
 - 3; +5
 - 3; +3
 - +3; –5
 - +3; +1
 - +3; –1
- Несолеобразующими оксидами являются
 - N_2O_5
 - NO_2
 - N_2O_3
 - NO
 - CO_2
 - CO
- Реакциям разбавленной и концентрированной азотной кислоты с медью соответственно отвечают уравнения
 - $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
 - $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuO} + 2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $4\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{CuO} + \text{NH}_4\text{NO}_3$
 - $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $3\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{CuO} + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- При взаимодействии фосфора и азота с активными металлами образуются соединения, в которых степени окисления этих неметаллов соответственно равны
 - 3
 - 0
 - +3
 - +5
 - +2
 - 5

10. Среди перечисленных элементов V группы типичным неметаллом и металлом соответственно являются
1) фосфор 2) мышьяк 3) сурьма 4) висмут
11. Кислотные и основные свойства соответственно проявляют соединения
1) BH_3 2) CH_4 3) H_2S 4) NH_3
12. С образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода разлагаются при нагревании
1) нитрат натрия 2) нитрат калия 3) нитрат серебра
4) нитрат цинка 5) нитрат ртути 6) нитрат меди(II)
13. Оксиды с общей формулой $\text{Э}_2\text{O}_5$ и ЭO_3 , соответственно, образуют элементы подгруппы
1) углерода 2) азота 3) серы 4) фтора
14. Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА

А) N^{+2} Б) N^{+4} В) N^{-3} Г) N^{+5} ЭЛЕКТРОННАЯ
КОНФИГУРАЦИЯ1) $1s^2$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6$ 3) $1s^2 2s^2 2p^1$ 4) $1s^2 2s^l$

А	Б	В	Г

15. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления окислителя в ней.

СХЕМА

РЕАКЦИИ

А) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ $\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 +$ $+ \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Б) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ В) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Г) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ1) $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$ 2) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^0$ 3) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+4}$ 4) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$ 5) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}$ 6) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+3}$

А	Б	В	Г

16. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ

А) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ Б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ В) $\text{Hg} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ Г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow$

ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ

1) Cl_2 2) NO 3) NH_3 4) NO_2 5) N_2 6) N_2O_5

А	Б	В	Г

17. С образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода разлагаются при нагревании

1) нитрат натрия 2) нитрат калия 3) нитрат серебра

4) нитрат цинка 5) нитрат ртути 6) нитрат меди(II)

18. Концентрированная азотная кислота при обычных условиях не взаимодействует с

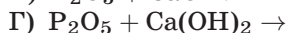
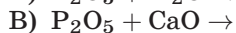
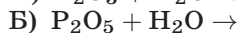
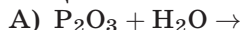
1) магнием 2) гидроксидом натрия 3) железом

4) оксидом магния 5) алюминием 6) углеродом

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

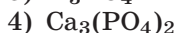
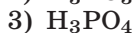
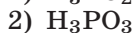
РЕАГИРУЮЩИЕ

ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ

ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

20. Водные растворы серной и азотной кислот можно различить с помощью

1) Cu 2) CuO 3) Fe(OH)₃ 4) бромной воды 5) Ag 6) SiO₂

19.1. Общая характеристика

Главная подгруппа IV группы содержит пять элементов: углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^2 .

С ростом заряда ядра и атомного радиуса уменьшается энергия ионизации, увеличивается восстановительная способность, усиливаются металлические свойства. Химический характер оксидов и гидроксидов меняется от кислотных до основных. Углерод и кремний — типичные неметаллы, олово и свинец — металлы, германий занимает промежуточное положение.

Углерод и кремний образуют небольшое число соединений в двухвалентном состоянии, почти во всех устойчивых соединениях они четырехвалентны. По группе вниз повышается устойчивость двухвалентного состояния и уменьшается устойчивость четырехвалентного. Соединения олова(II) проявляют восстановительные свойства, так как Sn(IV) более устойчивое состояние олова, а соединения Pb(IV) ведут себя как сильные окислители, и более устойчивым состоянием является Pb(II).

Важным свойством углерода является способность образовывать соединения в разных состояниях гибридизации — sp^3 , sp^2 и sp . В большинстве устойчивых соединений кремний находится в состоянии sp^3 -гибридизации.

Углерод (в виде графита) является проводником, кремний и германий — полупроводники, олово и свинец — типичные металлы.

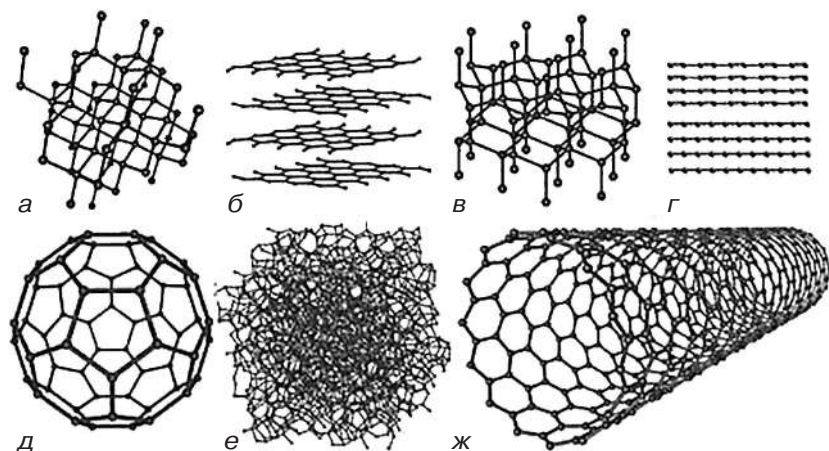
19.2. Углерод

По многообразию аллотропных модификаций углерод уникален. В зависимости от кристаллической структуры разновидности этого элемента образуют большой набор веществ с разными электронными и механическими свойствами.

Алмаз (а) — прозрачные октаэдрические кристаллы с сильным лучепреломлением. Алмаз имеет атомную кристаллическую решетку, в которой все атомы углерода имеют sp^3 -гибридизацию и каждый атом окружен четырьмя другими атомами, находящимися в вершинах тетраэдра. Это типичная ковалентная кристаллическая структура. Алмаз не проводит электрический ток и является самым твердым из известных веществ.

Гексагональный алмаз лонсдейлит (б) имеет иную «упаковку атомов» и гораздо прочнее обычного алмаза.

Графит (в) — серовато-черное кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском, легко измельчается и истирается. Атомы углерода в графите имеют sp^2 -гибридизацию и объединены в плоские



слои из правильных шестиугольников. Электроны на негибридных p -орбиталях углерода образуют π -связи, полностью делокализованные внутри слоя, и обеспечивают высокую электрическую проводимость материала. Графит считается наиболее распространенной разновидностью углерода. Недавно полученный монослой графита — графен (Нобелевская премия 2011 г.) также можно рассматривать в качестве еще одной аллотропной модификации.

Карбин (z) — мелкокристаллический порошок черного цвета. Атомы углерода имеют sp -гибридизацию. Карбин представляет собой линейный полимер, имеющий строение $\text{-(C}\equiv\text{C)}_n$ или $\text{-(C}\equiv\text{C)}_n$. Полученный химическим путем карбин позже был обнаружен в природе в виде минерала чаоита. Таким образом, трем видам гибридизации углерода соответствуют три разновидности простых веществ.

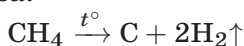
Молекулы фуллеренов (d) представляют собой сферы, которые образованы соединенными по ребрам правильными пяти- и шестиугольниками. Состав молекул может быть различен: C_{60} , C_{70} , C_{76} и т. д. Гибридизация атомов углерода в фуллеренах близка к sp^2 .

К фуллеренам по строению примыкают одностенные ($ж$) и многостенные нанотрубки. Аморфный углерод (e) — стеклообразное, не имеющее кристаллической решетки вещество. Фуллерены и нанотрубки могут присоединять различные атомы и группировки с другими элементами и являются перспективными объектами исследования в химии и медицине.

Наиболее характерные степени окисления углерода в неорганических соединениях: -4 , $+2$, $+4$.

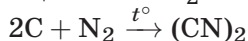
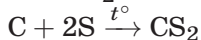
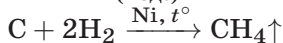
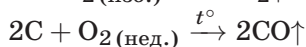
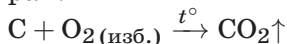
Получение углерода

В промышленности используют природный углерод в виде каменного угля и продукта пиролиза каменного угля — кокса, а также в виде сажи, которую чаще всего получают пиролизом природного газа:

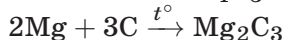
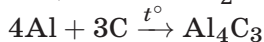
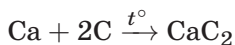


Химические свойства углерода

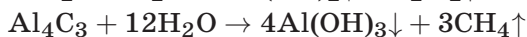
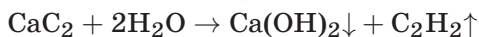
1. Углерод взаимодействует с неметаллами при высоких температурах:



2. При сплавлении с металлами, а также с бором и кремнием углерод образует карбиды. Металлы IA и IIA подгрупп образуют ионные (солеобразные) карбиды, в которых углерод проявляет отрицательные степени окисления:



Такие карбиды разлагаются водой с образованием метана, ацетилена, метилацетилена или смеси углеводородов.

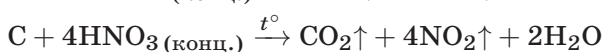
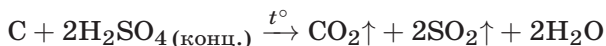


Гидролиз карбида кальция служит способом получения ацетилена.

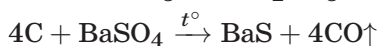
3. При высокой температуре углерод реагирует с водяным паром:



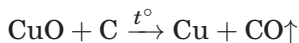
4. Реагирует с кислотами-окислителями:



5. С солями кислородсодержащих кислот углерод вступает в химические реакции, связывая кислород:



6. Восстанавливает металлы из их оксидов:



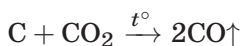
19.2.1. Оксиды углерода

Монооксид углерода

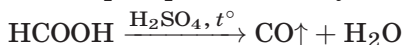
Монооксид углерода (угарный газ) CO — газ без цвета и запаха, ядовит, плохо растворим в воде. В молекуле CO углерод имеет степень окисления +2, а валентность его равна III (одна связь образована по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной пары электронов кислорода).

Получение монооксида углерода

Оксид углерода(II) образуется как второй продукт при получении водорода, а также при восстановлении диоксида углерода раскаленным углем:

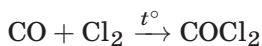
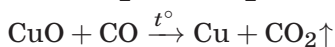
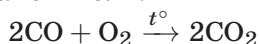


В лаборатории CO получают разложением муравьиной кислоты:

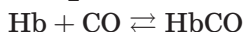
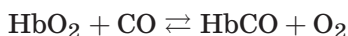


Химические свойства монооксида углерода

В обычных условиях CO — несолеобразующий оксид, сильный восстановитель:

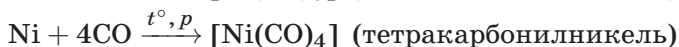
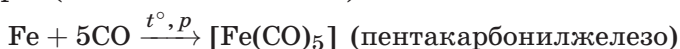


Проникая с воздухом в легкие, CO растворяется в плазме крови, диффундирует в эритроциты и вступает в обратимое химическое взаимодействие как с окисленным, так и с восстановленным гемоглобином Hb:



Образующийся карбонилгемоглобин HbCO более прочный, чем оксигемоглобин HbO₂, и не способен присоединять к себе кислород, вследствие чего невозможен перенос кислорода от легких к тканям.

Молекула CO может выступать как лиганд в комплексных соединениях с *d*-элементами, так как является донором электронной пары (основанием Льюиса):



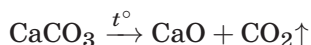
Диоксид углерода

Диоксид углерода (углекислый газ) CO₂ — газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде, не поддерживает горения, легко сжижается. При быстром расширении сжатого газа образуется твердый углекислый газ — «сухой лед».

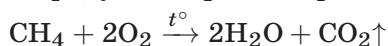
Получение диоксида углерода

В промышленности углекислый газ является побочным продуктом многих химических производств. Диоксид углерода образуется:

1) при термическом разложении карбонатов:



2) как продукт сгорания органических веществ:



3) при вытеснении из карбонатов более сильными кислотами:

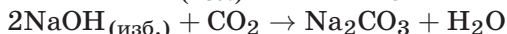
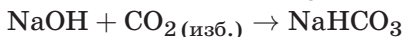


Химические свойства диоксида углерода

1. CO_2 растворяется в воде с образованием гидратной формы (угольной кислоты):



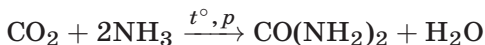
2. Реагирует с основными оксидами и щелочами:



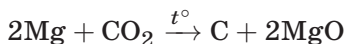
3. При пропускании CO_2 через раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковую воду) наблюдается выпадение осадка, который растворяется при дальнейшем пропускании CO_2 , так как происходит образование растворимого в воде гидрокарбоната кальция (качественная реакция на CO_2):



4. С аммиаком диоксид углерода образует мочевины:

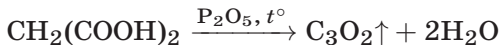


5. В окислительно-восстановительных реакциях CO_2 проявляет свойства окислителя:



Субоксид углерода

Субоксид углерода (диоксид триуглерода, недоокись углерода) C_3O_2 — кислородное соединение углерода, в котором атомы углерода соединены между собой ($\text{O}=\text{C}=\text{C}=\text{O}$). Субоксид углерода образуется при дегидратации малоновой кислоты нагреванием ее в присутствии оксида фосфора(V):



C_3O_2 — бесцветный ядовитый газ с удушливым запахом. При комнатной температуре C_3O_2 легко полимеризуется с образованием нерастворимого в воде продукта желтого, красного или фиолетового цвета, вновь образует малоновую кислоту при взаимодействии с водой.

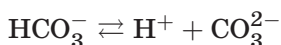
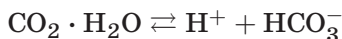
Диоксид триуглерода может образовываться в малых количествах как побочный продукт в некоторых биохимических процессах. Показано, что в организме диоксид триуглерода способен полимеризоваться в макроциклические структуры вида $(\text{C}_3\text{O}_2)_n$ — в основном $(\text{C}_3\text{O}_2)_6$ и $(\text{C}_3\text{O}_2)_8$. Этим макроциклическим соединениям диоксида триуглерода приписывают способность защищать клетки от свободно-радикального повреждения и оксидативного стресса и роль эндогенной противоопухолевой защиты, в частности подвергающихся высокой степени воздействия светочувствительных клеток сетчатки глаза.

19.2.2. Угольная кислота

В свободном виде угольная кислота не существует, образуется в незначительном количестве при растворении в воде углекислого газа (только около 0,4% растворенного диоксида углерода связано с водой в виде гидрата).

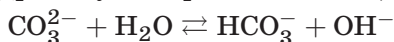


Угольная кислота — слабая двухосновная кислота:

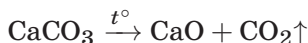


Неустойчивость угольной кислоты имеет огромное значение для жизнедеятельности, так как позволяет удалять из организма образующийся углекислый газ.

Угольная кислота образует два типа солей — карбонаты и гидрокарбонаты. В водных растворах растворимые соли подвергаются гидролизу с образованием щелочной среды:



При сильном нагревании карбонаты (кроме карбонатов щелочных металлов) разлагаются до оксида и углекислого газа, а гидрокарбонаты — до карбонатов:



Карбонат аммония при нагревании разлагается на углекислый газ, аммиак и воду:



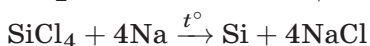
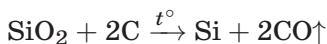
19.3. Кремний

Кристаллический кремний имеет атомную кристаллическую решетку, сходную по структуре с кристаллической решеткой алмаза, однако ковалентные связи в ней менее прочные. Это темно-серое вещество со стальным блеском, твердое, тугоплавкое, хрупкое.

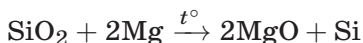
Для кремния в соединениях наиболее характерны состояние sp^3 -гибридизации и валентность IV. Однако в ряде случаев возможно расширение валентных возможностей кремния за счет свободных d -орбиталей.

Получение кремния

В промышленности кремний получают восстановлением диоксида кремния углем в электрических печах, а особо чистый кремний для полупроводников восстанавливают натрием из его тетрахлорида:



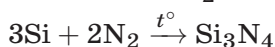
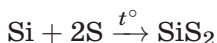
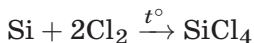
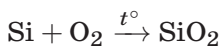
Лабораторным способом получения служит восстановление оксида кремния магнием:



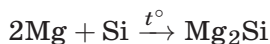
Химические свойства кремния

При обычных условиях кремний реагирует с фтором и растворами щелочей, остальные реакции идут только при высоких температурах.

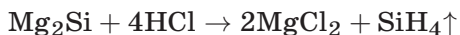
1. Кремний вступает во взаимодействие с неметаллами:



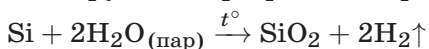
2. Реагирует с активными металлами с образованием силицидов:



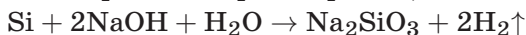
Силициды разлагаются кислотами с образованием газа — силана:



3. Реагирует с перегретым паром:



4. Растворяется в растворах щелочей:



5. С отдельно взятыми кислотами кремний не реагирует. На него действует только смесь азотной и плавиковой кислот:

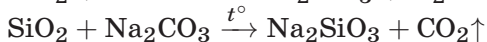
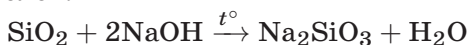


19.3.1. Оксид кремния

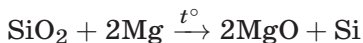
В отличие от углерода, кремний не образует двойные связи типа $\text{Si}=\text{Si}$ и $\text{Si}=\text{O}$, так как вследствие большого радиуса кремния перекрывание p -орбиталей с образованием π -связей невозможно. Поэтому молекула SiO_2 не существует, а оксид кремния представляет собой макромолекулу, в которой каждый атом кремния окружен четырьмя атомами кислорода, а каждый атом кислорода связан, в свою очередь, с атомом кремния. Оксид кремния — твердое тугоплавкое вещество, имеющее атомную кристаллическую решетку. В природе существует в виде минерала кварца и его разновидностей (горный хрусталь, халцедон, яшма).

Химические свойства

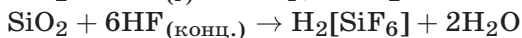
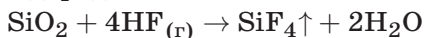
Оксид кремния — кислотный оксид, но он не реагирует с водой и водными растворами щелочей. Кислотные свойства его проявляются в реакциях с расплавленными щелочами и солями летучих кислот:



При высоких температурах оксид восстанавливается до кремния:



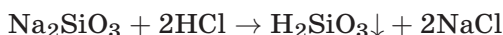
В обычных условиях с оксидом кремния реагирует только фтороводород:



Гексафторокремниевая кислота $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ — в водном растворе сильная двухосновная кислота, при диссоциации она образует устойчивый комплексный анион $[\text{SiF}_6]^{2-}$.

19.3.2. Кремниевая кислота

SiO_2 — ангидрид кремниевых кислот, простейшая из которых ортокремниевая, H_4SiO_4 , не выделена в индивидуальном состоянии, так как при концентрировании претерпевает поликонденсацию. Соответствующие оксиду кремния слабые кремниевые кислоты могут быть получены при действии более сильных кислот на водные растворы силикатов:



Формулы Na_2SiO_3 и H_2SiO_3 являются достаточно условными. Образующиеся кремниевые кислоты выпадают в виде белого желеобразного осадка — геля. Гель кремниевой кислоты имеет состав $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. Кислоты с разным числом m легко переходят друг в друга и не могут быть выделены в чистом виде.

Высушенный гель кремниевой кислоты называется *силикагелем* и применяется для адсорбирования паров воды и других летучих веществ из воздуха.

19.4. Германий, олово и свинец

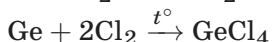
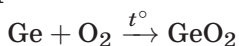
Эти три элемента одной подгруппы резко различаются по свойствам: германий — полупроводник, а олово и свинец — типичные металлы. Все эти элементы объединяет наличие 18 электронов на предпоследнем энергетическом уровне.

В подгруппе сверху вниз наблюдается повышение устойчивости двухвалентного состояния. Германий более устойчив в четырехвалентном состоянии, для олова характерны оба состояния, а для свинца более характерно двухвалентное состояние.

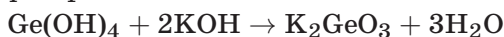
19.4.1. Германий

Германий имеет алмазоподобную кристаллическую решетку. Это темно-серое хрупкое вещество с металлическим блеском. Германий более активен, чем кремний. Он реагирует при нагревании с кис-

лородом и галогенами, окисляется до GeO_2 концентрированными серной и азотной кислотами:



Гидроксид германия растворим в щелочах, что указывает на его амфотерность:



19.4.2. Олово

Олово — серебристо-белый мягкий и легкоплавкий металл. Олово интересно своими аллотропными превращениями.

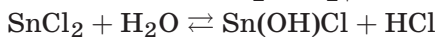
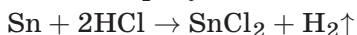
При температуре ниже $13,2^\circ\text{C}$ устойчива неметаллическая форма α -Sn (серое олово). Серое олово имеет алмазоподобную структуру и является изолятором, причем атомы олова находятся в состоянии sp^3 -гибридизации.

Белое олово β -Sn устойчиво при температуре выше $13,2^\circ\text{C}$, имеет слоистую структуру, обладает металлической проводимостью, причем атомы олова находятся в состоянии sp^2 -гибридизации.

Превращение белого олова в серое, происходящее при низкой температуре, называется *оловянной чумой*. Металл при этом рассыпается в серый порошок. Наибольшую скорость распространения оловянная чума имеет при температуре -33°C . Именно в результате разрушения «чумой» паянных оловом сосудов с жидким топливом в 1912 г. погибла экспедиция Р. Скотта к Южному полюсу.

Химические свойства олова

Разбавленные кислоты медленно реагируют с оловом с образованием солей олова(II). Соли легко подвергаются гидролизу. Гидроксид, соответствующий этой степени окисления, проявляет амфотерные свойства, образуя станниты при обработке щелочами:



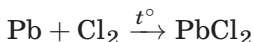
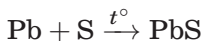
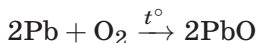
Соединения олова(II) являются сильными восстановителями.

19.4.3. Свинец

Свинец — голубовато-серый блестящий металл, тяжелый и очень мягкий. Практически важным свойством свинца является его способность поглощать рентгеновские лучи и радиоактивные излучения. На воздухе быстро тускнеет, покрываясь слоем оксида.

Химические свойства свинца

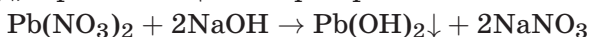
При нагревании свинец реагирует с серой, кислородом и галогенами:



Свинец очень медленно реагирует с разбавленными кислотами. Реакция ускоряется в присутствии окислителей. При взаимодействии с концентрированной серной кислотой образуется растворимый гидросульфат, а при растворении в горячей концентрированной соляной кислоте — комплексная кислота:



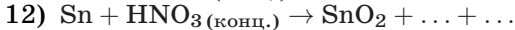
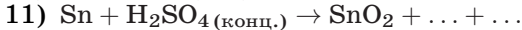
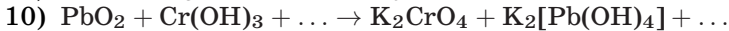
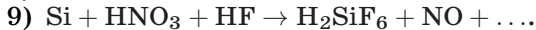
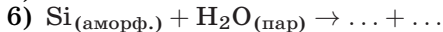
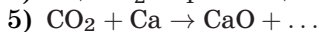
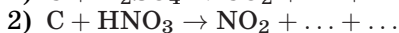
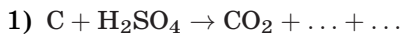
При действии щелочей на соли свинца образуется белый гидроксид, проявляющий амфотерные свойства:



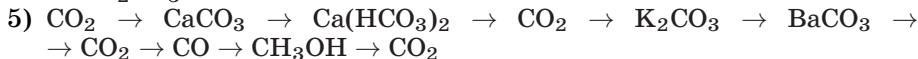
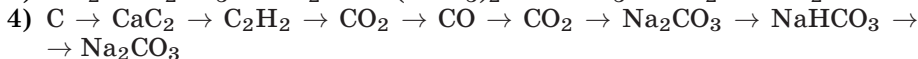
Оксид свинца(IV) — сильный окислитель, например:

**Задачи и упражнения для самостоятельного решения**

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.



- Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):



- 7) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{HCOONa}$
- 8) $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{SiF}_4$
- 9) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si}$
- 10) $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{карборунд}$
- 11) $\text{SiCl}_4 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{стекло}$
- 12) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{HNO}_3$
- 13) кремний $\rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{кремниевая кислота} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{тетрафторид кремния}$
- 14) кремний $\rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{В} \rightarrow \text{Г} \rightarrow \text{Д} \rightarrow \text{тетрафторид кремния}$
3. Даны: оксид кремния, соляная кислота, магний, карбонат натрия. Напишите уравнения четырех возможных химических реакций между этими веществами.
4. Напишите уравнения химических реакций, соответствующих схеме: простое вещество $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ простое вещество. Все вещества содержат один и тот же элемент — кремний.
5. Напишите три уравнения химических реакций, в которых образование SiO_2 происходит без изменения и с изменением степени окисления кремния. Укажите условия протекания реакций, окислители и восстановители.
6. Углекислый газ может получиться в результате: а) окисления сложного вещества А; б) взаимодействия в водном растворе двух солей В и В. Напишите примеры уравнений соответствующих химических реакций.
7. После прокаливании смеси бериллия и углерода в избытке кислорода масса твердого остатка оказалась равной массе исходной смеси. Определите соотношение молярных концентраций солей в растворе, полученном при растворении всех продуктов сгорания в избытке водного раствора гидроксида натрия.
Ответ. 1 : 1,25.
8. После прокаливании смеси цинка и карбоната кальция в избытке кислорода масса твердого остатка оказалась в 1,3 раза меньше массы исходной смеси. Определите соотношение количеств веществ в исходной смеси.
Ответ. 1 : 1,195.
9. К избытку раствора соляной кислоты добавили смесь хлората калия и силиката натрия. После окончания всех реакций массы конечного и исходного растворов оказались равными. Определите соотношение количеств веществ в исходной смеси твердых реагентов.
Ответ. 1 : 2,057.
10. В раствор гидроксида кальция пропустили некоторое количество углекислого газа. Массы полученного и исходного растворов оказались равными. Определите соотношение количеств веществ солей, находящихся в осадке и в растворе.
Ответ. 1,56 : 1.
11. Смесь железа и гидрокарбоната лития растворили в избытке концентрированной серной кислоты при нагревании. После завершения

реакций масса раствора не изменилась. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

Ответ. 33,07% и 66,93%.

12. Смесь KMnO_4 и Na_2CO_3 растворили в избытке соляной кислоты. После завершения всех реакций масса раствора не изменилась. Определите соотношение количеств веществ и их массовые доли в исходной смеси солей.

Ответ. 1 : 0,31; 82,4% и 17,6%.

13. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорида железа(II), прилили раствор, содержащий 0,3 моль карбоната калия. Определите реакцию среды в полученном растворе. Ответ поясните необходимыми расчетами и уравнениями реакций.

14. 0,4 моль Si растворили в избытке раствора NaOH. В полученном растворе суммарная масса катионов в 1,313 раза меньше суммарной массы анионов. Определите количество вещества NaOH в исходном растворе.

Ответ. 1,273 моль.

15. При сжигании смеси силана и фосфина получили смесь твердых продуктов, масса которых в 2 раза больше массы исходной смеси. Определите соотношение веществ в исходной смеси.

Ответ. 3 : 4.

16. Пирит (FeS_2) прокалили в избытке кислорода. Полученное твердое вещество нагревали с избытком угарного газа. Твердый продукт этой реакции растворили при нагревании в концентрированной азотной кислоте. Полученный раствор упарили и остаток прокалили до постоянной массы. Напишите уравнения протекающих химических реакций.

17. Раствор, полученный при пропускании сернистого газа через бромную воду, нейтрализовали гидроксидом бария. Выпавший осадок отделили, смешали с коксом и прокалили. При обработке продуктов прокаливания соляной кислотой выделяется газ с запахом тухлых яиц. Напишите уравнения протекающих химических реакций.

18. Гидрокарбонат натрия прокалили. Полученную соль растворили в воде и смешали с раствором бромида алюминия, в результате чего образовался осадок и выделился бесцветный газ. Осадок обработали избытком раствора азотной кислоты, а газ пропустили через раствор силиката калия. Напишите уравнения четырех описанных химических реакций.

19. Алюминий растворили в избытке 30%-го раствора гидроксида натрия. Через полученный раствор пропустили углекислый газ до насыщения. Выпавший студенистый осадок высушили и прокалили с карбонатом калия. При пропускании газообразного продукта реакции через емкость с известковой водой наблюдалось выпадение осадка. Напишите уравнения протекающих химических реакций.

20. Смесь перманганата калия и карбоната кальция общей массой 35,8 г растворили в 200 г 36,5%-й соляной кислоты. Объем выделившейся смеси газов составил 10,08 л (н. у.). Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $\omega(\text{HCl}) = 8,12\%$, $\omega(\text{KCl}) = 7,12\%$, $\omega(\text{MgCl}_2) = 12\%$.

21. Смесь гидрокарбоната и карбоната калия с массовой долей последнего 73,4% может прореагировать с 40 г 14%-го раствора гидроксида

калия. Такое же количество исходной смеси обработали избытком раствора серной кислоты. Какой объем (н. у.) газа выделяется при этом?
Ответ. 6,72 л.

22. Смесь гидрокарбоната и карбоната натрия массой 300 г нагрели до постоянной массы, при этом масса остатка оказалась равной 290,7 г. Определите состав исходной смеси (в % по массе).

Ответ. $\omega(\text{NaHCO}_3) = 8,4\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 91,6\%$.

23. Оксид, полученный сжиганием 4,65 г фосфора в избытке кислорода, растворили в 74 мл 10%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,06 г/мл. К полученному раствору добавили 61 г 10%-го раствора силиката натрия. Определите массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4,86\%$, $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,01\%$, $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 10,06\%$.

24. Образец магния массой 19,2 г сплавил с 180 г оксида кремния(IV). Полученную смесь растворили в 10%-м растворе гидроксида натрия с плотностью 1,1 г/мл. Определите объем газа, выделившегося при этом, и объем израсходованного раствора щелочи.

Ответ. 17,92 л H_2 ; 2181,8 мл.

25. Карбид кальция массой 6,4 г растворили в 87 мл 20%-й бромоводородной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл). Определите массовую долю бромоводорода в конечном растворе.

Ответ. 3,2%.

26. Прокалили смесь, состоящую из 90 г магния и 30 г оксида кремния(IV). Затем смесь обработали избытком соляной кислоты. Определите объемы газов (н. у.), выделившихся при этом.

Ответ. $V(\text{H}_2) = 39,2$ л, $V(\text{SiH}_4) = 11,2$ л.

27. 20,7 г смеси, состоящей из Al, Si и Fe, обработали раствором КОН при нагревании, при этом выделилось 16,8 л (н. у.) газа. При действии на такую же смесь избытка соляной кислоты выделилось 13,44 л (н. у.) газа. Определите состав исходной смеси (в % по массе).

Ответ. 39,13%, 20,29%, 40,58%.

28. Смесь хлороводорода и углекислого газа пропустили через 69,76 г раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 2,5 моль/л и плотностью 1,09 г/мл. В результате был получен раствор с равными молярными концентрациями трех солей. Определите объем исходной смеси газов и массовые доли солей в полученном растворе.

Ответ. 2,688 л; $\omega(\text{NaCl}) = 3,1\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,67\%$, $\omega(\text{NaHCO}_3) = 4,50\%$.

29. Смешали 660 г раствора гидрокарбоната натрия с концентрацией 0,5 моль/л и плотностью 1,12 г/мл с 525 г раствора силиката натрия, имеющего концентрацию 0,2 моль/л и плотность 1,05 г/мл. Полученную смесь упарили и прокалили. Определите массовые доли веществ в остатке после прокаливании.

Ответ. $\omega(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 43,42\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 56,58\%$.

30. Газы, полученные нагреванием смеси хлорида и карбоната натрия с избытком концентрированной серной кислоты, растворили в некотором количестве раствора гидроксида калия, в результате чего был получен раствор, содержащий три соли, массовые доли которых в конечном растворе равны между собой. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

Ответ. $\omega(\text{NaCl}) = 15,4\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 84,6\%$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Атомы элементов, максимальная степень окисления которых +4, в основном состоянии имеют электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня
 1) $3s^2 3p^4$ 2) $2s^2 2p^2$ 3) $2s^2 2p^4$ 4) $2s^2 2p^6$ 5) $3s^2 3p^2$
- Наибольший и наименьший радиус, соответственно, имеют атомы
 1) олова 2) кремния 3) свинца 4) углерода 5) германия
- У элементов подгруппы углерода с увеличением порядкового номера уменьшаются
 1) атомный радиус 2) заряд ядра атома
 3) число валентных электронов 4) электроотрицательность
 5) окислительная способность
- Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА	ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ									
А) C^0	1) $1s^2$	<table border="1" style="border-collapse: collapse; text-align: center; width: 100px;"> <tr> <td style="width: 25%;">А</td> <td style="width: 25%;">Б</td> <td style="width: 25%;">В</td> <td style="width: 25%;">Г</td> </tr> <tr> <td style="height: 30px;"></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>	А	Б	В	Г				
А	Б		В	Г						
Б) C^{-2}	2) $1s^2 2s^2 2p^4$									
В) C^{-4}	3) $1s^2 2s^2 2p^2$									
Г) C^{+4}	4) $1s^2 2s^2 2p^6$									
- В тетрахлориде углерода CCl_4 и карбиде магния химическая связь соответственно
 1) ионная 2) металлическая
 3) ковалентная полярная 4) ковалентная неполярная
- Степени окисления углерода в CH_3Cl и карбиде кальция соответственно равны
 1) +1 2) -1 3) +2 4) -2
- Процессам окисления соответствуют схемы
 1) $C \rightarrow CH_4$ 2) $CO \rightarrow CO_2$ 3) $CO_3^{2-} \rightarrow CO_2$
 4) $CO_2 \rightarrow CO$ 5) $C \rightarrow CO$ 6) $CH_4 \rightarrow C_2H_2$
- Наибольшей электроотрицательностью среди элементов IVA и VA подгрупп соответственно обладают
 1) кремний 2) германий 3) олово
 4) углерод 5) азот 6) фосфор
- Кристаллические решетки графита и белого фосфора соответственно
 1) ионная 2) молекулярная
 3) атомная 4) металлическая
- Кристаллическую структуру, подобную структуре алмаза, имеют
 1) кремнезем 2) оксид углерода(II)
 3) оксид натрия 4) белый фосфор
 5) карборунд 6) кварц
- Молекулярную кристаллическую решетку имеет каждое из двух веществ
 1) графит и алмаз 2) хлор и оксид углерода(IV)
 3) метан и нафталин 4) кремний и йод
 5) хлорид бария и оксид бария 6) бор и сахароза

12. Атомную кристаллическую решетку имеет каждое из двух веществ
 1) оксид кремния(IV) и оксид углерода(IV)
 2) хлорид калия и фторид натрия
 3) кварц и бор
 4) хлор и йод
 5) графит и кремний
 6) сера и аммиак
13. Углерод выступает в качестве восстановителя в реакциях с
 1) водородом
 2) алюминием
 3) кальцием
 4) оксидом меди
 5) кислородом
 6) оксидом кремния(IV)
14. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой образуются
 1) SO_2
 2) CO_2
 3) CH_4
 4) H_2S
 5) H_2O
 6) SO_3
15. Оксид углерода(IV) реагирует с каждым из двух веществ:
 1) водой и оксидом кальция
 2) кислородом и оксидом серы(IV)
 3) сульфатом калия и гидроксидом натрия
 4) фосфорной кислотой и водородом
 5) углеродом и аммиаком
 6) водой и оксидом кремния
16. Оксид кремния реагирует с
 1) магнием
 2) водой
 3) фтороводородной кислотой
 4) карбонатом калия
 5) сульфатом меди
 6) фосфорной кислотой
17. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.
- | РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА | ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ | | | | | | | | | |
|--|--|---|---|---|---|---|--|--|--|--|
| А) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 1) CaCO_3 | <table border="1"> <tr> <th>А</th> <th>Б</th> <th>В</th> <th>Г</th> </tr> <tr> <td> </td> <td> </td> <td> </td> <td> </td> </tr> </table> | А | Б | В | Г | | | | |
| А | Б | | В | Г | | | | | | |
| | | | | | | | | | | |
| Б) $\text{CO}_2 + \text{CaO} \rightarrow$ | 2) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | | | | | | | | | |
| В) $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 (\text{изб.}) \rightarrow$ | 3) $\text{Ca(HCO}_3)_2$ | | | | | | | | | |
| Г) $\text{CO}_2 (\text{изб.}) + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ | 4) $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ | | | | | | | | | |
| | 5) $\text{CO} + \text{H}_2$ | | | | | | | | | |
| | 6) H_2CO_3 | | | | | | | | | |
18. При нагревании раствора гидрокарбоната кальция
 1) образуется только газ
 2) образуются и газ, и осадок
 3) образуется вода
 4) образуется только осадок
 5) изменяется окраска раствора
19. Карбонат калия в растворе *не взаимодействует* с
 1) азотной кислотой
 2) углекислым газом
 3) гидроксидом бария
 4) сульфатом натрия
 5) хлоридом меди(II)
 6) гидроксидом натрия
20. С гидрокарбонатом натрия *не реагирует*
 1) NaOH
 2) HCl
 3) H_2CO_3
 4) NaHSO_4
 5) NaCl
 6) NaH_2PO_4

ЭЛЕМЕНТЫ VIIIА ПОДГРУППЫ

В состав главной подгруппы VIII группы входят элементы: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe и радон Rn. Атомы этих элементов имеют завершенную структуру внешнего энергетического уровня — ns^2np^6 , а атом гелия — $1s^2$, что определяет их химическую устойчивость.

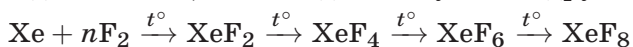
В отличие от других простых газообразных веществ, инертные газы (благородные газы) имеют одноатомные молекулы. Реакционная способность и устойчивость соединений благородных газов увеличиваются от гелия к радону, так как с увеличением радиуса атома уменьшается расход энергии, необходимой для его возбуждения, уменьшается энергия ионизации. С увеличением порядкового номера в ряду этих элементов повышаются температуры плавления и кипения.

Все благородные газы содержатся в воздухе. Гелий — второй (после водорода) элемент по распространенности во Вселенной. На Солнце гелий образуется при ядерном «горении» водорода, поэтому содержание гелия во Вселенной постепенно увеличивается. Радон — радиоактивный элемент. Наиболее долгоживущий изотоп ^{222}Rn имеет период полураспада 3,82 дня.

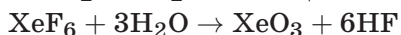
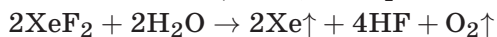
Благородные газы бесцветны, не имеют запаха, вкуса, растворимость в воде увеличивается с ростом атомной массы. Гелий в 7 раз легче воздуха, с трудом сжимается, в жидком состоянии обладает сверхпроводимостью и сверхтекучестью. Все газы обладают электропроводностью.

Гелий извлекают из природного газа, остальные газы выделяют попутно при получении кислорода методом ректификации жидкого воздуха. Радон образуется в природе при радиоактивном распаде изотопов урана ^{238}U и ^{235}U .

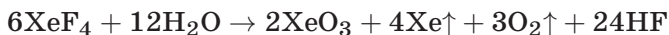
Истинные химические соединения получены лишь для криптона, ксенона и радона. Криптон, ксенон, радон способны реагировать с фтором с образованием фторидов разного состава. Наиболее изучены фториды ксенона (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , XeF_8), которые являются исходными веществами для получения других его соединений:



Фториды ксенона представляют собой бесцветные летучие кристаллические вещества, которые легко гидролизуются:



При высоких температурах гидролиз тетрафторида ксенона сопровождается диспропорционированием:



С кислородом инертные газы не взаимодействуют. Кислородные соединения известны лишь для ксенона и получаются при гидролизе фторидов. Ксенон образует два оксида: XeO_3 и XeO_4 , которые чрезвычайно неустойчивы и легко взрываются от малейшего сотрясения. Оксид ксенона(VI) XeO_3 — бесцветное взрывчатое кристаллическое вещество, хорошо растворяется в воде с образованием очень слабой ксеноновой кислоты, не изменяющей окраски индикатора:



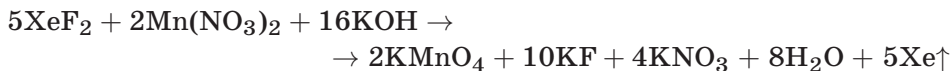
В присутствии щелочей образуются соли ксеноновой кислоты. В твердом виде удалось выделить лишь кислые ксенаты щелочных металлов состава MNXeO_4 , которые при добавлении избытка щелочи диспропорционируют:



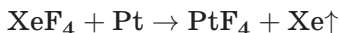
Действием на ксенаты 100%-й серной кислоты получают высший оксид ксенона:



Фториды ксенона являются сильными окислителями, превращая серу в гексафторид, а соли марганца — в перманганаты:



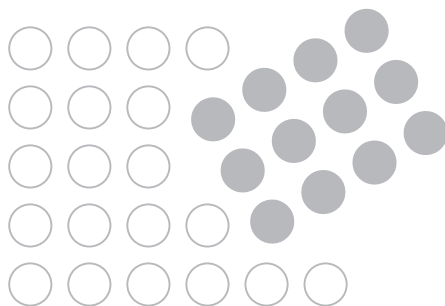
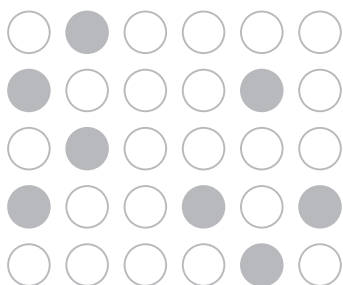
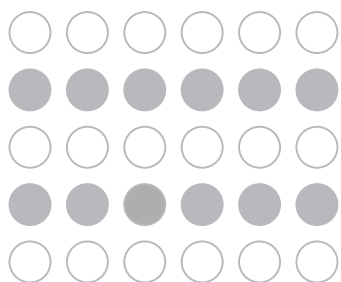
Фториды ксенона используются для синтеза высших фторидов переходных металлов:



Инертные газы в настоящее время находят широкое применение. Благодаря тому что гелий очень плохо растворим в крови, его используют как составную часть искусственного воздуха, подаваемого для дыхания водолазам. Замена азота на гелий предотвращает кессонную болезнь (при вдыхании обычного воздуха азот под повышенным давлением растворяется в крови, а затем выделяется из нее в виде пузырьков, закупоривающих мелкие сосуды).

Неон, аргон и ксенон применяют для наполнения газоразрядных трубок, например в светящейся рекламе, сигнальных ламп радиотехнической аппаратуры, индикаторных ламп, в технике низких температур и в лазерах. Радон в медицине используется в физиотерапии (радоновые ванны).

II.2. МЕТАЛЛЫ



21.1. Общая характеристика

Первую группу Периодической системы Д. И. Менделеева составляют *s*-металлы — литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Исторически их называют щелочными, так как их гидроксиды являются щелочами. Существование франция было предсказано Д. И. Менделеевым в 1871 г. (экацезий). Этот элемент был открыт в 1939 г. Франций радиоактивен, и его наиболее устойчивый природный изотоп ^{223}Fr имеет период полураспада 22 мин.

Электронная конфигурация внешнего электронного уровня атомов — ns^1 . С увеличением порядкового номера элемента увеличивается радиус атомов, закономерно уменьшаются энергия ионизации, относительная электроотрицательность и сродство к электрону, возрастают восстановительные и металлические свойства.

В электрохимическом ряду напряжений металлов все щелочные металлы стоят значительно левее водорода. Расположение лития на левом фланге ряда обусловлено исключительно высокой энергией гидратации, максимальной среди металлов (расчеты показали, что в растворе ион лития окружен 26 молекулами воды). Однако в расплавах по химической активности литий уступает остальным щелочным металлам.

Энергии ионизации щелочных металлов невелики, поэтому при нагревании в пламени металла или его соединения происходит ионизация и пламя окрашивается: в случае лития — в карминно-красный, натрия — желтый, калия — фиолетовый, рубидия — буро-красный, цезия — фиолетово-красный цвет.

Металлическая связь в щелочных металлах сравнительно слабая вследствие наличия только одного валентного электрона, поэтому они во многом отличаются от других металлов. Они мягкие и легко режутся ножом, хорошо проводят электрический ток, у них низкие температуры плавления и кипения, низкие значения теплоты плавления и испарения и низкие плотности (Li, Na и K легче воды).

В газообразном состоянии щелочные металлы находятся в виде атомов или двухатомных молекул, доля которых уменьшается с ростом температуры (1% Na_2 при 350°C). Прочность ковалентной связи в молекулах M_2 уменьшается от лития к цезию.

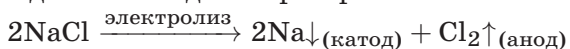
Все металлы имеют серебристо-белый цвет (цезий — золотисто-желтый), металлический блеск, но быстро тускнеют на воздухе, а рубидий и цезий самовоспламеняются.

Щелочные металлы слишком активны, чтобы находиться в природе в свободном состоянии. По этой же причине хранят их в стальных контейнерах без доступа кислорода и влаги, а небольшие количества — под слоем керосина (масла). В природе наиболее

распространены натрий и калий, встречающиеся в виде хлоридов и других солей. Рубидий и цезий относятся к редким и рассеянным элементам, рубидий не образует самостоятельных минералов и сопутствует калию из-за сходства ионных радиусов.

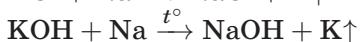
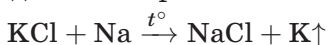
Способы получения щелочных металлов

Получение щелочных металлов требует высоких энергетических затрат. В промышленности литий и натрий получают электролизом расплава хлоридов в электролизере с диафрагмой, разделяющей катодное и анодное пространства:

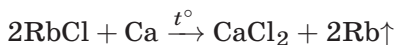


Для получения остальных щелочных металлов этот метод не применяют из-за их высокой химической активности при повышенных температурах. Расплавленные щелочные металлы заметно испаряются в вакууме. Летучесть щелочных металлов позволяет восстанавливать их из оксидов и солей менее активными (и менее летучими) металлами, коксом и кремнием.

Калий получают действием паров натрия на расплав хлорида или гидроксида калия. Образующийся при этом сплав металлов разделяют перегонкой:



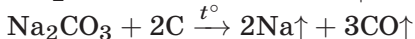
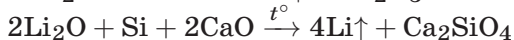
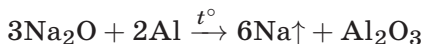
Рубидий и цезий получают восстановлением их хлоридов кальцием:



В лаборатории часто используют цирконий, дающий прочный оксид:

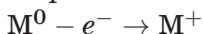


Восстановительные методы известны и для легких металлов:



Химические свойства щелочных металлов

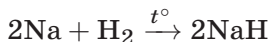
Щелочные металлы в химических реакциях проявляют только восстановительные свойства. В качестве окислителей могут выступать простые вещества — неметаллы, оксиды, кислоты, соли, некоторые органические соединения. Во всех химических реакциях атомы щелочного металла отдают свой единственный валентный электрон, приобретая степень окисления +1:



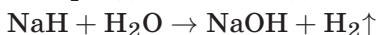
Несмотря на общность свойств, натрий и в особенности литий отличаются от других металлов. Малый размер атома лития и высокая

плотность заряда делают химию лития ближе к химии магния (диагональное сходство в Периодической системе). Рубидий и цезий по свойствам близки к калию. При изложении химических свойств далее будет обращено внимание на особенности того или иного металла.

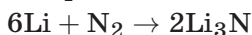
1. Щелочные металлы при нагревании реагируют с водородом с образованием гидридов солеобразной структуры:



При действии воды или кислот гидриды выделяют водород:

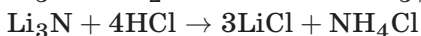
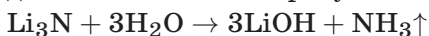


2. С азотом при обычной температуре легко реагирует только литий с образованием нитрида:

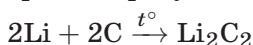


Остальные металлы образуют малоустойчивые нитриды при 100–500 °С.

При действии воды нитрид лития выделяет аммиак, а при действии кислот образуются соль металла и соль аммония:

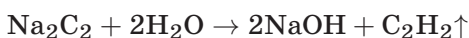


3. С углеродом непосредственно взаимодействуют только литий и натрий, образуя карбиды M_2C_2 (ацетилениды):



Калий, рубидий и цезий подобным образом карбидов не образуют, но при взаимодействии с графитом способны внедряться между его слоями, образуя *соединения включения* переменного состава. Карбиды калия и рубидия можно получить их непосредственным взаимодействием с ацетиленом.

При гидролизе карбидов щелочных металлов образуется ацетилен:

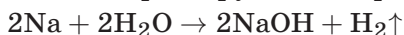


4. Все щелочные металлы реагируют с галогенами и серой с образованием галогенидов и сульфидов соответственно:



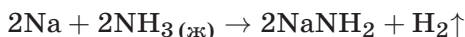
В реакции с серой возможно образование полисульфидов Na_2S_n ($n = 2 \div 5$).

5. Взаимодействие металлов с водой приводит к образованию щелочей, причем энергичность реагирования повышается при переходе от лития к цезию — натрий часто воспламеняется, а остальные металлы реагируют со взрывом:

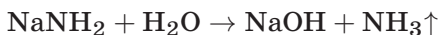


Относительно низкая активность лития в реакции с водой объясняется, помимо всего прочего, его высокими твердостью и температурой плавления по сравнению с другими щелочными металлами, поэтому он медленнее дробится на капли и спокойнее реагирует.

6. С кислотами все щелочные металлы реагируют со взрывом, поэтому такие реакции не имеют практического применения.
7. В жидком аммиаке щелочные металлы растворяются, образуя голубые растворы, и (в отличие от реакции с водой) могут быть выделены снова при испарении аммиака. При пропускании аммиака над расплавленным металлом образуются амиды щелочных металлов:



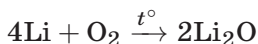
Эти соединения являются очень сильными основаниями и взаимодействуют с водой, регенерируя аммиак:



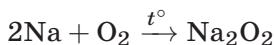
21.2. Кислородные соединения щелочных металлов

Состав продуктов, образующихся при сгорании щелочных металлов на воздухе или в кислороде, зависит от природы металла.

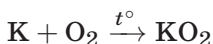
При окислении лития получают оксид:



Натрий образует пероксид:

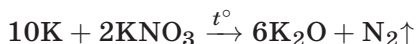
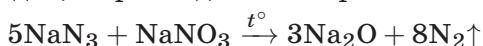


Калий, рубидий и цезий образуют супероксиды (надпероксиды):

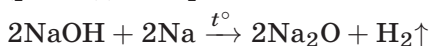


Все эти вещества имеют ионную кристаллическую решетку. Пероксиды содержат диамагнитный ион $[\text{O}_2]^{2-}$, супероксиды — парамагнитный $[\text{O}_2]^-$.

Оксиды состава M_2O можно получить косвенными путями из азидов, пероксидов и нитратов соответствующих металлов:

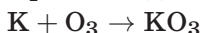


Удобным способом получения оксида натрия является сплавление гидроксида натрия с металлом:



Цвет оксидов меняется от бесцветного (Li_2O , Na_2O) к желтому (K_2O , Rb_2O) и оранжевому (Cs_2O).

Для всех щелочных металлов получены озониды MO_3 , в состав которых входит парамагнитный ион $[\text{O}_3]^-$:



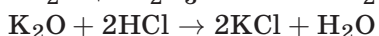
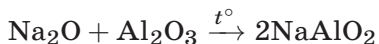
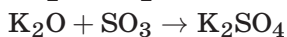
Озониды — оранжево-красные кристаллические вещества, чрезвычайно взрывоопасные и неустойчивые.

Химические свойства кислородных соединений щелочных металлов

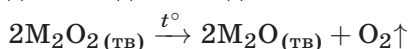
1. Оксиды щелочных металлов являются основными оксидами и при взаимодействии с водой образуют щелочи:



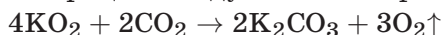
Они проявляют все свойства основных оксидов: взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами и кислотами с образованием солей:



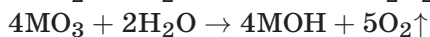
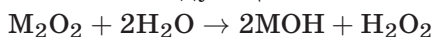
2. Пероксиды, супероксиды и озониды при нагревании разлагаются до оксида с выделением кислорода:



3. При взаимодействии пероксидов и супероксидов с углекислым газом происходит выделение кислорода, что используют для регенерации воздуха в изолированных помещениях:



4. В присутствии воды пероксиды, супероксиды и озониды разлагаются по следующим схемам:



21.3. Гидроксиды щелочных металлов

Гидроксиды щелочных металлов — соединения ионного строения. Это бесцветные гигроскопичные вещества, легко расплывающиеся на воздухе в результате поглощения паров воды (кроме LiOH) и постепенно превращающиеся в карбонаты, взаимодействуя с атмосферным CO_2 .

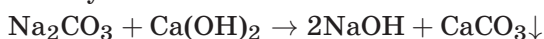
Растворение гидроксидов в воде сопровождается выделением большого количества тепла из-за высокой энергии гидратации. Все щелочи образуют гидраты, некоторые из которых выделены в твердом виде.

Способы получения гидроксидов щелочных металлов

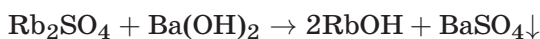
В промышленности гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода) получают электролизом водного раствора хлорида натрия:



В лабораторных условиях его можно получить, используя соду и гашеную известь:



Гидроксиды рубидия и цезия можно получать обменными реакциями из их солей:



Гидроксиды натрия, калия, цезия и рубидия термически устойчивы, плавятся без разложения. Гидроксид лития при температуре выше 600 °С разлагается:

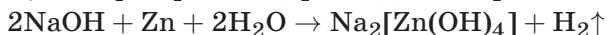


Химические свойства гидроксидов щелочных металлов

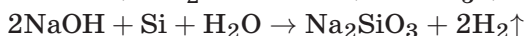
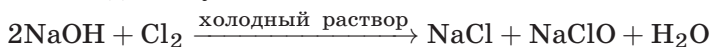
1. Гидроксиды щелочных металлов — сильные основания (щелочи), полностью диссоциируют в воде:



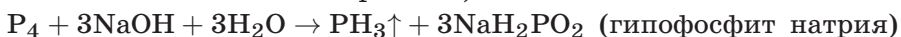
2. Водные растворы щелочей растворяют некоторые металлы, имеющие амфотерные гидроксиды, с образованием комплексных солей:



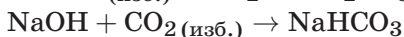
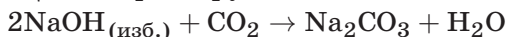
3. Взаимодействуют со многими неметаллами:



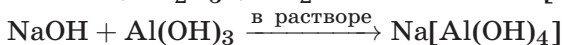
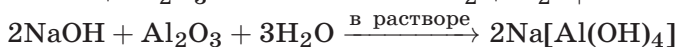
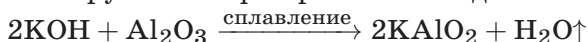
(Приведена упрощенная схема, так как образующиеся силикаты имеют более сложное строение.)



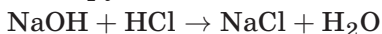
4. Щелочи реагируют с кислотными оксидами:



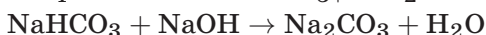
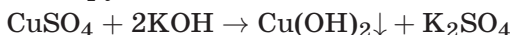
5. Реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами:



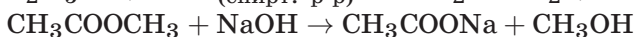
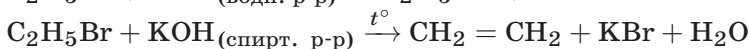
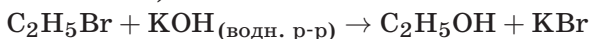
6. Реагируют с кислотами:



7. Реагируют с солями:



8. Растворы щелочей реагируют с большим числом органических соединений (галогенопроизводными, сложными эфирами, жирами, кислотами):



21.4. Соли щелочных металлов

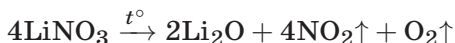
Практически все соли щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Растворимость соединений щелочных металлов, содержащих малые анионы, например F^- и OH^- , при переходе от Li к Cs возрастает, а содержащих большие анионы, например SO_4^{2-} , уменьшается. Мало-растворимы в воде LiF, NaF, CsI, Li_2CO_3 , $KClO_4$, а также некоторые другие соли. Небольшую растворимость имеет $NaHCO_3$. Свойства солей подробно рассмотрены в главах, посвященных соответствующим кислотам. В этом разделе основное внимание будет уделено лишь термической устойчивости солей и получению карбоната и гидрокарбоната натрия, имеющих большое значение.

Галогениды щелочных металлов термически устойчивы. Их температуры плавления закономерно уменьшаются от соединений натрия к соединениям цезия и от фторидов к иодидам.

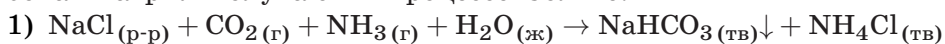
Нитраты щелочных металлов (кроме нитрата лития) разлагаются при нагревании до нитрита и кислорода:



Нитрат лития разлагается по схеме



Карбонаты (кроме карбоната лития) термически устойчивы. Карбонат натрия получают в процессе Сольве:



2) Полученный гидрокарбонат затем прокаливают при $100^\circ C$, в результате образуется кальцинированная (безводная) сода:



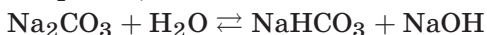
При кристаллизации карбоната натрия из раствора образуется десятиводный кристаллогидрат $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (кристаллическая сода), который выветривается до моногидрата $Na_2CO_3 \cdot H_2O$ (термонатрит, природное соединение). При нагревании до $100^\circ C$ образуется кальцинированная сода.

Карбонат лития разлагается на оксид и углекислый газ:



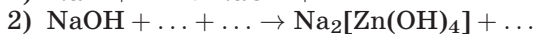
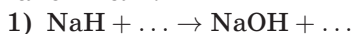
Сульфат натрия также кристаллизуется в виде кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

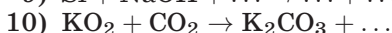
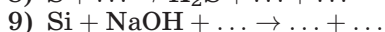
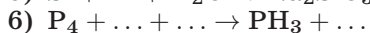
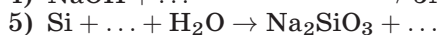
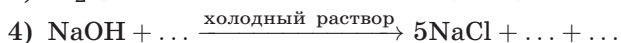
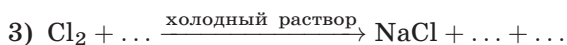
Соли щелочных металлов с сильными кислотами не гидролизуются. Гидролиз солей слабых кислот проходит по аниону, среда их растворов щелочная:



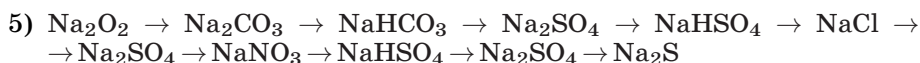
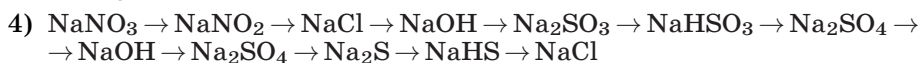
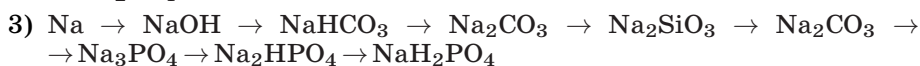
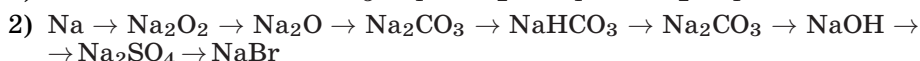
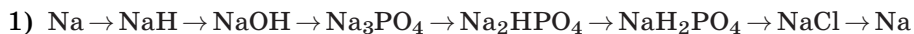
Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.





2. Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):



3. Каждое из четырех веществ (гидроксид натрия, гидроксид цинка, гидрокарбонат натрия и гидросульфат натрия) может взаимодействовать с тремя остальными. Приведите уравнения соответствующих химических реакций и укажите условия их протекания.
4. Как соотносятся объемы газов: газа, выделившегося при растворении образца сплава лития с кальцием в уксусной кислоте, и азота, пошедшего на взаимодействие с образцом такого же сплава вдвое большей массы?

Ответ. 3 : 2.

5. Вещество, полученное на катоде при электролизе расплава хлорида натрия, сожгли в кислороде. Полученный продукт последовательно обработали сернистым газом и раствором гидроксида бария. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
6. Продукт взаимодействия лития и азота обработали водой. Выделившийся в результате реакции газ смешали с избытком кислорода и при нагревании пропустили над платиновым катализатором, образовавшаяся смесь имела бурый цвет. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
7. Газообразный продукт взаимодействия сухой поваренной соли с концентрированной серной кислотой ввели в реакцию с раствором перманганата калия. Выделившийся газ пропустили через раствор сульфида натрия. Выпавший осадок желтого цвета растворяется в концентрированном растворе гидроксида натрия. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
8. Две соли окрашивают пламя в фиолетовый цвет. Одна из них бесцветна, и при легком нагревании ее с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь; последнее превращение сопровождается выделением бурого газа. При добавлении к раствору второй соли раствора серной кислоты желтая окраска раствора изменяется на оранжевую, а при нейтрализации

полученного раствора щелочью восстанавливается первоначальный цвет. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

9. Неизвестный металл сожгли в кислороде. Продукт реакции, взаимодействуя с углекислым газом, образует два вещества: твердое, которое реагирует с раствором соляной кислоты с выделением углекислого газа, и газообразное простое вещество, поддерживающее горение. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. Водный раствор белого кристаллического вещества А имеет щелочную реакцию среды. При взаимодействии вещества А с избытком соляной кислоты выделяется газ В, который тяжелее воздуха, и образуется вещество С, окрашивающее пламя в желтый цвет. При действии избытка раствора гидроксида кальция на водный раствор вещества А выпадает осадок D и образуется вещество Е. Водный раствор Е окрашивает лакмус в синий цвет. Вещество Е образуется также при электролизе водного раствора вещества С. При прокаливании вещества D образуется газ В в том же количестве, что и при взаимодействии вещества А с соляной кислотой. Назовите возможное исходное вещество и напишите уравнения всех соответствующих химических реакций.
Ответ. Na_2CO_3 .
11. В результате взаимодействия газа с раствором гидроксида калия в продуктах реакции обнаружили две соли. Приведите два примера таких химических реакций. Реакции уравнийте методом электронного баланса.
12. Раствор КОН разделили на три равные части, к каждой из которых добавили различные количества раствора азотной кислоты. Молярные концентрации нитрата калия в первых двух растворах оказались одинаковыми. В третьем случае среда раствора была нейтральной. Сравните молярные концентрации соли в трех растворах. Какие ионы находятся в этих растворах? Поясните свой ответ.
13. Равные объемы растворов NaOH и NH_3 содержат одинаковое число моль катионов. Сопоставьте объемы растворов HCl одинаковой концентрации, необходимые для полной нейтрализации этих растворов. Обоснуйте свой ответ.
14. Какая будет реакция среды (нейтральная, кислая или щелочная), если к водному раствору, содержащему 0,1 моль вещества, добавить 0,1 моль гидроксида калия? Вещества: а) уксусная кислота; б) серная кислота; в) соляная кислота. Ответ поясните.
15. В растворе, приготовленном из трех солей, взятых в равных количествах, суммарная массовая доля катионов калия и цезия меньше, чем суммарная массовая доля хлорид- и иодид-ионов. Назовите соли, взятые для приготовления раствора. Поясните свой ответ.
Ответ. KI, KCl, CsI.
16. В результате реакции сплава натрия с калием массой 2,02 г с избытком спирта выделилось 0,672 л (н. у.) водорода. Определите состав исходного сплава (в % по массе).
Ответ. 22,77% и 77,23%.
17. Какой объем водорода выделится при растворении в 100 г воды такого количества калия, чтобы 20 г полученного раствора

могли нейтрализовать 18,05 мл 40%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,36 г/мл?

Ответ. 18,06 л.

18. При взаимодействии некоторого количества гидрида металла(I) со 100 г воды образовался раствор с массовой долей растворенного вещества 2,38%. Масса конечного раствора оказалась на 0,2 г меньше суммы масс воды и исходного гидрида. Определите формулу исходного гидрида металла.

Ответ. LiH.

19. При взаимодействии 200 г раствора, содержащего гидроксид натрия и карбонат натрия, с 5%-м раствором серной кислоты массой 490 г образовалась средняя соль, а исходные вещества прореагировали полностью. Определите массовую долю гидроксида натрия в исходном растворе, если сумма массовых долей веществ в исходном растворе равна 11,34%.

Ответ. 6%.

20. Вычислите массу ионов Na^+ , содержащихся в 500 мл раствора сульфата натрия с массовой долей 8% и плотностью 1,07 г/мл.

Ответ. 13,86 г.

21. При обработке 9,5 г смеси гидридов натрия и калия водой выделилось 7 л (н. у.) водорода. Определите массовые доли гидридов натрия и калия в исходной смеси.

Ответ. 47,37%, 52,63%.

22. К 288 г 5%-го раствора сульфата меди добавили 3,45 г натрия. Осадок отделили. Определите массовые доли веществ в растворе после отделения осадка.

Ответ. $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 3,75\%$, $\omega(\text{CuSO}_4) = 0,85\%$.

23. В 100 г 20%-го раствора гидроксида натрия пропустили при нагревании 5,6 л хлора (н. у.). Реакционную смесь упарили и прокалили. Определите массовые доли веществ в остатке после прокаливания.

Ответ. $\omega(\text{NaClO}_4) = 23,03\%$, $\omega(\text{NaCl}) = 76,97\%$.

24. При электролизе 900 г 3%-го раствора нитрата натрия на аноде выделилось 89,6 л (н. у.) кислорода. Определите массовую долю нитрата натрия в растворе после окончания электролиза.

Ответ. 3,57%.

25. После электролиза 200 г 2%-го водного раствора NaOH массовая доля гидроксида натрия увеличилась на 0,44%. Определите количества веществ, выделившихся на катоде и аноде.

Ответ. 2 моль H_2 , 1 моль O_2 .

26. В 50 мл воды растворили 9,95 г кристаллогидрата соли, состоящей из трех элементов, два из которых являются металлами. К полученному раствору добавили 80,3 мл раствора карбоната натрия с молярной концентрацией соли 0,934 моль/л и плотностью 1,1 г/мл. В результате выпало 6,2 г гидроксида металла(III), в котором массовая доля кислорода как элемента составляет 19,35%, и остался раствор, содержащий только хлорид и гидрокарбонат натрия с массовыми долями 4,117 и 4,434% соответственно. Определите формулу кристаллогидрата.

Ответ. $\text{NaAuCl}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Готовимся к ЕГЭ

- В ряду химических элементов $\text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs}$ увеличивается
 - число электронов на внешнем уровне
 - электроотрицательность
 - способность отдавать электроны
 - радиус атома
- Атомы всех щелочных металлов объединяет то, что у них одинаковое(-вые)
 - число электронов на внешнем уровне
 - кислотные свойства оксидов
 - число электронных уровней в атоме
 - степени окисления атомов в соединениях
- Атомы приведенных ниже элементов имеют соответственно наибольший и наименьший радиус:
 - Li
 - Be
 - B
 - O
- В ряду химических элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$
 - увеличивается число энергетических уровней в атомах
 - усиливаются металлические свойства элементов
 - увеличивается высшая степень окисления элементов
 - ослабевают металлические свойства элементов
- Соединениями с ионной и ковалентной неполярной связью являются соответственно
 - вода и сероводород
 - бромид калия и азот
 - нитрат аммония и водород
 - кислород и метан
- Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

ТИП КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ РЕШЕТКИ

А) бром

1) ионная

Б) графит

2) атомная

В) цезий

3) молекулярная

Г) нитрид алюминия

4) металлическая

А	Б	В	Г

- Щелочами являются
 - LiOH
 - $\text{Mn}(\text{OH})_2$
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - RbOH
- Одинаковое число электронов на внешнем уровне имеют атомы натрия и
 - рубидия
 - магния
 - водорода
 - алюминия
- В ряду элементов натрий $\rightarrow$ магний $\rightarrow$ алюминий возрастает
 - число электронов на внешнем уровне
 - химическая активность
 - восстановительная способность
 - электроотрицательность
- При сплавлении алюминия с гидроксидом натрия образуются
 - Na_3AlO_3
 - H_2
 - $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 - H_2O
- При взаимодействии лития с водой образуются
 - оксид лития
 - водород
 - кислород
 - гидроксид лития
- Активность металлов увеличивается в рядах
 - $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$
 - $\text{Al} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca}$
 - $\text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs}$
 - $\text{Na} \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Au}$

13. Раствор гидроксида натрия *не взаимодействует* с

- 1) CO_2 2) Ag 3) SO_2 4) MgO

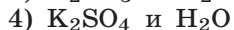
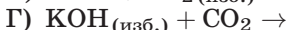
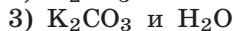
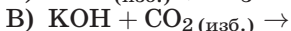
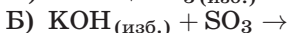
14. Гидроксид натрия *не реагирует* с

- 1) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 2) ZnO 3) O_2 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

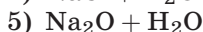
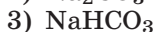
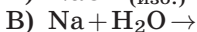
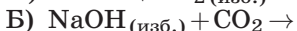
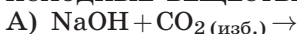
16. С гидроксидом калия реагирует каждое из двух веществ:

- 1) AlCl_3 и H_2S 2) CaCO_3 и NH_3
3) CuO и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 4) KHC_3 и ZnO

17. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами их взаимодействия.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



А	Б	В	Г

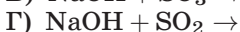
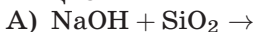
18. С гидроксидом натрия реагирует

- 1) хлорид лития 2) сульфат натрия 3) нитрат меди(II)
4) оксид серы(IV) 5) хлор 6) оксид меди(II)
7) серная кислота 8) оксид азота(II)

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

20. Гидроксид натрия может реагировать с

- 1) NaNO_3 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 3) CuSO_4 4) SiO_2 5) BaO 6) Al_2O_3

22.1. Общая характеристика

Металлы II группы главной подгруппы Периодической системы бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra являются s-элементами. Последний радиоактивен, период полураспада изотопа ^{226}Ra — 1620 лет. Элементы Ca, Sr, Ba и Ra относят к щелочноземельным металлам, так как и они сами, и их оксиды, называемые ранее «землями», при взаимодействии с водой образуют щелочи.

Бериллий в своем химическом поведении во многом аналогичен алюминию (проявление диагонального сходства в таблице Менделеева). Наличие прочной оксидной пленки на поверхности магния приводит к высокой химической инертности этого металла в обычных условиях. С одной стороны, магний похож на щелочноземельные металлы, с другой — на бериллий.

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2 . Все эти металлы являются сильными восстановителями и в соединениях проявляют единственную степень окисления — +2. Изменение свойств по группе следует общим закономерностям: с увеличением порядкового номера увеличивается радиус атома, уменьшаются энергия ионизации, относительная электроотрицательность и сродство к электрону, возрастают восстановительные и металлические свойства.

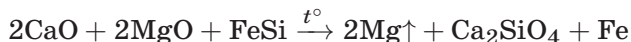
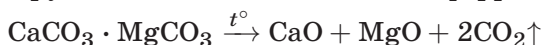
В свободном виде элементы II группы — типичные металлы: имеют серебристо-белый или сероватый цвет, обладают высокой тепло- и электропроводностью. Щелочноземельные металлы, подобно щелочным металлам, на воздухе быстро покрываются оксидной пленкой и тускнеют. Бериллий и магний долго сохраняют металлический блеск и при комнатной температуре устойчивы к действию кислорода и воды.

Металлическая связь в металлах II группы существенно прочнее, чем в щелочных, что проявляется в их большей плотности, твердости и более высоких температурах плавления. Бериллий отличается от остальных металлов группы высокой твердостью и малой пластичностью. В атомных спектрах щелочноземельных металлов присутствуют интенсивные линии в видимой области, поэтому они и их соединения окрашивают пламя: Ca — в кирпично-красный, Sr — в малиновый, Ba — в яблочно-зеленый цвета.

Из элементов II группы в природе широко распространены магний и кальций, распространенность стронция и бария в 100 раз меньше. Основные минералы — галогениды, сульфаты и карбонаты.

Способы получения

Из металлов II подгруппы больше всего производится магния. Прокаливанием доломита получают смесь оксидов магния и кальция, которую затем восстанавливают феррокремнием:



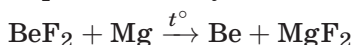
В промышленности все щелочноземельные металлы получают электролизом расплавленных хлоридов, к которым могут добавляться другие соли для снижения температуры плавления (в случае кальция — фторид):



Кальций можно получить также алюмотермическим методом:



Бериллий получают восстановлением его фторида магнием:

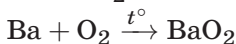
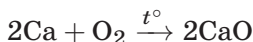


или по приведенной выше схеме электролизом расплава хлорида, к которому добавляют хлорид натрия.

Химические свойства

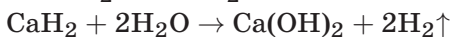
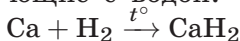
Элементы IIA подгруппы хорошо реагируют со всеми неметаллами.

1. Они сгорают на воздухе, образуя оксиды и пероксиды:



Магний горит ослепительно-белым пламенем.

2. При нагревании в атмосфере водорода щелочноземельные металлы образуют солеподобные гидриды MH_2 , легко взаимодействующие с водой:

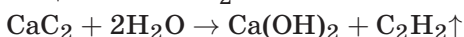
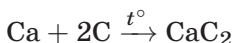


Магний вступает в реакцию с водородом только при высоком давлении, при этом образуется полимерный гидрид $(\text{MgH}_2)_n$. Полимерное строение имеет и получающийся косвенным путем гидрид бериллия.

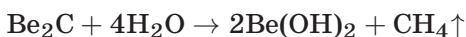
3. С галогенами металлы образуют галогениды:



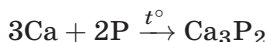
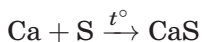
4. При нагревании с углеродом щелочноземельные металлы и магний образуют карбиды состава MC_2 , которые реагируют с водой с образованием ацетилена:



Бериллий образует карбид Be_2C , гидролизующийся с выделением метана:



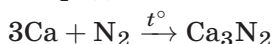
5. С серой и фосфором металлы образуют сульфиды и фосфиды:



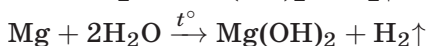
Гидролиз фосфида является удобным способом получения фосфина:



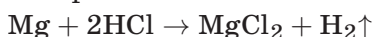
6. При нагревании с азотом все металлы (кроме бериллия) образуют нитриды:



7. Щелочноземельные металлы энергично реагируют с водой, бериллий не реагирует с водой или водяным паром даже при температуре красного каления, магний реагирует с водяным паром при нагревании:

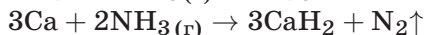
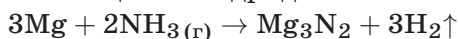


8. Взаимодействие металлов IIА подгруппы с кислотами приводит к образованию солей:

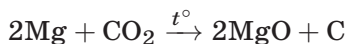


Магний не реагирует с плавиковой кислотой из-за низкой растворимости MgF_2 . Концентрированная азотная кислота пассивирует бериллий. При взаимодействии магния с азотной кислотой в зависимости от ее концентрации возможно образование небольшого количества водорода и различных продуктов восстановления азота — от NH_4NO_3 до NO .

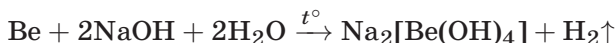
9. При взаимодействии с аммиаком магний образует нитрид, а кальций — гидрид:



10. При горении магниевой ленты в атмосфере оксида углерода(IV) происходит образование углерода:



11. Бериллий, подобно алюминию, растворяется в растворах щелочей с выделением водорода, но при нагревании:

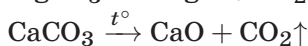
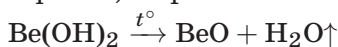


22.2. Оксиды металлов IIА подгруппы

Оксиды металлов IIА подгруппы — кристаллические вещества белого цвета, термически устойчивые. Оксид бериллия проявляет амфотерные свойства, остальные — типичные основные оксиды. Оксид кальция называют негашеной известью.

Как упоминалось выше, эти оксиды можно получить непосредственным взаимодействием металлов с кислородом.

Для той же цели можно использовать разложение гидроксидов, сульфитов, карбонатов или нитратов соответствующих металлов:

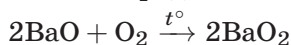


Для всех элементов, кроме бериллия, известны и пероксиды. Пероксиды магния и щелочноземельных металлов образуются в виде гидратов при взаимодействии холодного раствора пероксида водорода с соответствующим оксидом или гидроксидом:



При попытке обезвоживания эти соединения разлагаются.

Пероксиды стронция и бария получают также нагреванием оксидов в кислороде:

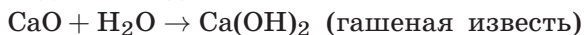


При очень высоких температурах эти пероксиды разлагаются на оксид и кислород.

При взаимодействии пероксидов с кислотами образуется H_2O_2 . Все пероксиды являются сильными окислителями.

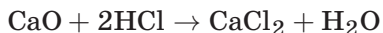
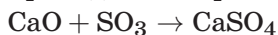
Химические свойства оксидов металлов IIА подгруппы

1. Взаимодействие оксидов щелочноземельных металлов с водой происходит с выделением большого количества тепла:

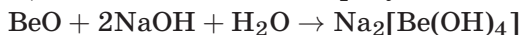


Оксиды магния и бериллия в воде не растворяются и с ней не взаимодействуют.

2. Реакции с кислотными и амфотерными оксидами, с кислотами приводят к образованию солей:



3. Оксид бериллия растворяется в щелочах с образованием гидроксокомплексов, а при сплавлении с щелочами или с карбонатами щелочных металлов образует метабериллаты:



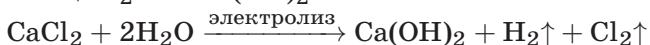
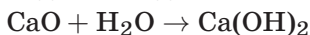
22.3. Гидроксиды металлов IIА подгруппы

Основные свойства гидроксидов металлов главной подгруппы II групп возрастают с увеличением порядкового номера элемента: гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства, гидроксид магния является основанием средней силы, остальные гидроксиды — сильные основания. В такой же зависимости от порядкового номера находятся

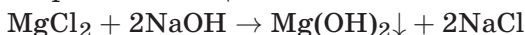
растворимость гидроксидов и их термическая устойчивость. Гидроксиды бериллия и магния нерастворимы в воде. Гидроксид кальция малорастворим, гидроксиды стронция и бария хорошо растворимы в воде. При нагревании гидроксиды бериллия, магния и кальция разлагаются на оксид и воду, гидроксиды стронция и бария плавятся без разложения.

Получение гидроксидов металлов IIA подгруппы

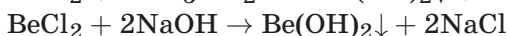
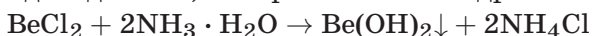
1. Растворимые гидроксиды можно получить взаимодействием оксидов с водой или электролизом водных растворов галогенидов:



2. Нерастворимые гидроксиды можно получить осаждением из растворов солей щелочами:

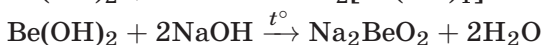
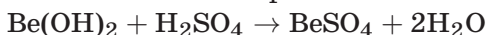


Гидроксид бериллия получают осаждением из растворов его солей аммиаком, так как с сильными основаниями реакция может идти дальше, с образованием гидроксокомплекса:

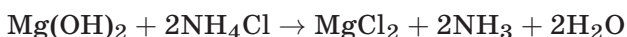


Химические свойства гидроксидов металлов IIA подгруппы

Гидроксид бериллия Be(OH)_2 — белое аморфное или кристаллическое вещество, разлагается при нагревании, не растворяется в воде, не реагирует с гидратом аммиака, проявляет амфотерные свойства, реагируя с разбавленными кислотами с образованием солей бериллия, с щелочами в растворе и при сплавлении с образованием гидроксокомплексов и метабериллатов соответственно:

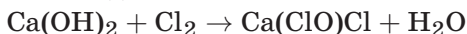


Гидроксид магния Mg(OH)_2 — порошок белого цвета, в воде растворяется незначительно, разлагается при нагревании, проявляет основные свойства. Из насыщенных растворов солей аммония вытесняет аммиак:



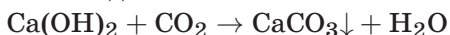
Гидроксид кальция Ca(OH)_2 — порошок белого цвета, раствор в воде называется известковой водой, а взвесь — известковым молоком. Проявляет все свойства, характерные для щелочей:

1. Взаимодействие с неметаллами:

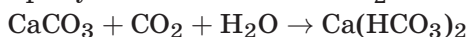


Ca(ClO)Cl или CaOCl_2 — хлорная известь (смешанная соль хлорноватистой и соляной кислот).

2. Взаимодействие с кислотными оксидами:

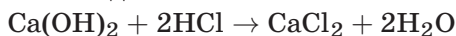


Образование CaCO_3 приводит к помутнению раствора, поэтому данная реакция используется для обнаружения углекислого газа или ионов Ca^{2+} в растворе. Осадок CaCO_3 растворяется при пропускании избытка CO_2 :

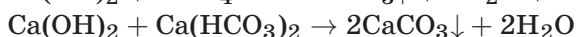
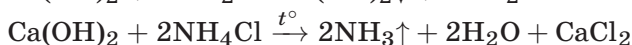
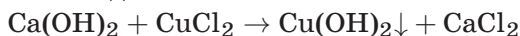


Полученный гидрокарбонат существует только в растворе и разлагается при его кипячении на исходные вещества.

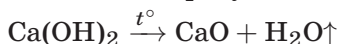
3. Взаимодействие с кислотами:



4. Взаимодействие с солями:



5. При термическом разложении гидроксидов бериллия, кальция и магния образуются оксид и вода:

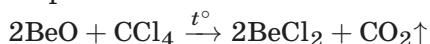


22.4. Соли металлов IIА подгруппы

Большинство солей бериллия с сильными кислотами кристаллизуются из растворов в виде кристаллогидратов, содержащих ион $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. При попытке выделить их в безводном состоянии они разлагаются:



Безводные соли бериллия обычно получают в неводных средах, например, для хлорида бериллия используют реакцию оксида с тетрахлорметаном:



При нейтрализации гидроксида бериллия слабыми кислотами образуются основные соли.

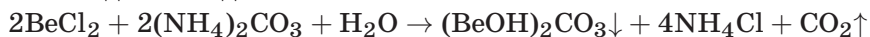
Склонность солей к гидролизу уменьшается при переходе от бериллия к магнию, соли щелочноземельных металлов с сильными кислотами не гидролизуются.

Растворимость сульфатов уменьшается вниз по группе, термическая устойчивость при этом возрастает. Малорастворимый сульфат кальция кристаллизуется в виде дигидрата $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипса. Природный гипс частично обезвоживается при нагревании до 100°C , превращаясь в алебастр:



Алебастр при дальнейшем прокаливании образует безводный сульфат CaSO_4 (ангидрит), который при сильном обжиге дает CaO .

Важное значение имеют карбонаты металлов IIА подгруппы. При добавлении к раствору хлорида бериллия раствора карбоната аммония выпадает осадок основной соли:



При действии соды на растворимые соли магния образуется гидроксокарбонат, который используется в медицине под названием белой магнезии:



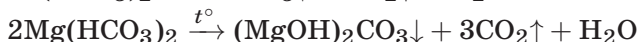
Жесткость воды

Наличие в природной воде растворимых солей кальция и магния обуславливает ее жесткость. Различают временную и постоянную жесткость воды.

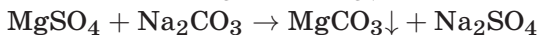
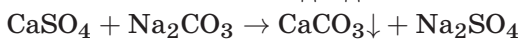
Временная — карбонатная — жесткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Постоянная — некарбонатная — жесткость характеризуется присутствием в воде хлоридов и сульфатов кальция и магния. Общая жесткость определяется суммой карбонатной и некарбонатной жесткости. Постоянное употребление жесткой воды может привести к отложению солей в организме человека и возникновению мочекаменной болезни.

Карбонатная жесткость устраняется длительным кипячением:



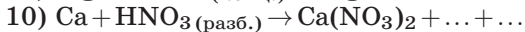
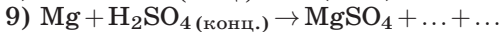
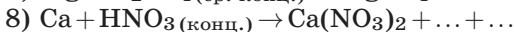
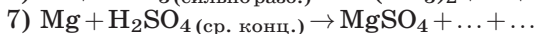
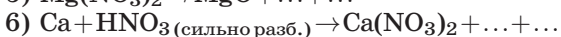
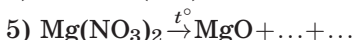
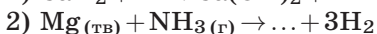
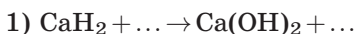
Для устранения некарбонатной жесткости используют химические реагенты. Раньше к воде добавляли соду или фосфат натрия:



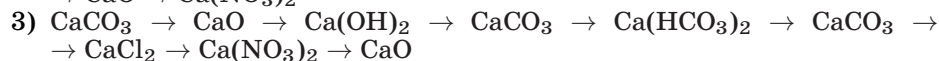
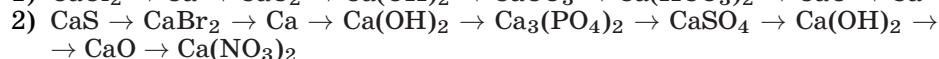
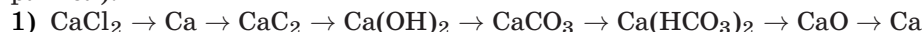
Теперь для решения этой проблемы используют катионообменные смолы.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.



2. Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):



- 4) $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaS} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$
- 5) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaS} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- 6) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaS}$
3. Равные объемы растворов HNO_3 и HNO_2 содержат одинаковое число молей анионов. Сопоставьте объемы растворов $\text{Ba}(\text{OH})_2$ определенной концентрации, необходимые для полной нейтрализации этих растворов. Обоснуйте свой ответ.
4. Каждое из четырех веществ (гидроксид бария, гидроксид цинка, гидрокарбонат натрия и гидросульфат натрия) может взаимодействовать с тремя остальными. Приведите уравнения соответствующих химических реакций и укажите условия их протекания.
5. Как соотносятся объемы газов: газа, выделившегося при растворении образца сплава лития с магнием в уксусной кислоте, и азота, пошедшего на взаимодействие с таким же образцом сплава?
 Ответ. $V(\text{H}_2) : V(\text{N}_2) = 2 : 3$.
6. Смесь карбонатов натрия и бария и карбонат неизвестного металла массой, равной массе данной смеси, обработали избытком соляной кислоты, при этом выделились одинаковые объемы газа. Назовите металлы, которые могли бы дать подобный результат.
7. При растворении образца сплава кальция с алюминием в водном растворе щелочи выделяется 1 моль газа (н. у.). Определите количества сероводорода и оксида азота(I), которые образуются при взаимодействии таких же образцов сплава вдвое большей массы соответственно с серной и азотной кислотами. Напишите уравнения химических реакций, укажите концентрации кислот.
 Ответ. $n(\text{H}_2\text{S}) = 0,5$ моль, $n(\text{N}_2\text{O}) = 0,5$ моль.
8. К нерастворимой в воде соли белого цвета, которая встречается в природе в виде широко используемого в строительстве и архитектуре минерала, прилили раствор соляной кислоты. В результате соль растворилась и выделился газ, при пропускании которого через известковую воду выпал осадок белого цвета; этот осадок растворился при дальнейшем пропускании газа. При кипячении полученного раствора снова наблюдалось выпадение осадка. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
9. Магниевую стружку нагрели в атмосфере азота. Продукт реакции последовательно обработали кипящей водой, растворами серной кислоты и нитрата бария. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. Через раствор, полученный при гашении извести, пропустили газ, который образуется при получении негашеной извести из известняка; в результате выделился белый осадок. При действии уксусной кислоты на полученный осадок выделяется тот же газ, который образуется при прокаливании карбоната кальция. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
11. Через баритовую воду пропускали углекислый газ до насыщения. В полученный раствор добавили гидроксид бария, продукт отделили и растворили в ортофосфорной кислоте. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

12. Какую массу раствора гидроксида кальция с массовой долей 0,37% следует прибавить к 486 г раствора гидрокарбоната кальция с массовой долей 10% для полного осаждения средней соли?
Ответ. 6 кг.
13. Рассчитайте массу сульфата бария, образующегося при сливании 200 г 15%-го раствора сульфата натрия и 200 г 15%-го раствора хлорида бария.
Ответ. 33,6 г.
14. К 20,0 г раствора гидрокарбоната натрия ($\omega = 6,30\%$) добавили 50 г раствора гидроксида бария ($\omega = 3,42\%$). Вычислите массы веществ, находящихся в конечном растворе.
Ответ. $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,4275$ г; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,795$ г.
15. Какое количество (в граммах) воды может вступить в химическое взаимодействие с 35 г смеси кальция, оксида кальция и карбида кальция с молярным соотношением 1 : 3 : 4 соответственно?
Ответ. 17,64 г.
16. Газовая смесь, образовавшаяся при прокаливании смеси карбоната кальция и нитрата меди, имеет относительную плотность по водороду 21,65. Определите массовые доли веществ в остатке после прокаливания.
Ответ. $\omega(\text{CaO}) = 20\%$; $\omega(\text{CuO}) = 80\%$.
17. При взаимодействии 83,5 г смеси неизвестного металла IIА подгруппы Периодической системы и его карбоната с соляной кислотой выделилось 11,2 л газов. После сжигания полученной смеси газов и конденсации водяного пара объем оставшегося газа составил 5,6 л. Назовите неизвестный металл и рассчитайте его массовую долю в исходной смеси.
Ответ. Ва; $\omega(\text{Ba}) = 41\%$.
18. При разложении 8 г нитрата аммония образовалась вода и выделился оксид азота(II). Такое же количество оксида азота(II) получается при растворении 16 г неизвестного металла в 60%-м растворе азотной кислоты ($\rho = 1,37$ г/мл) с образованием соли $\text{M}(\text{NO}_3)_2$. Назовите металл и рассчитайте объем израсходованной азотной кислоты. Какую соль и в каком количестве можно получить, если исходную навеску металла обработать водой и в образовавшийся раствор пропустить избыток углекислого газа?
Ответ. Са; $V(\text{HNO}_3) = 76,64$ мл; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; $n = 0,4$ моль.
19. К раствору, содержащему 66,6 г хлорида кальция, прибавили раствор, содержащий 32,8 г ортофосфата натрия. Определите массу выпавшего осадка и массы веществ, оставшихся в растворе.
Ответ. $m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 31$ г, $m(\text{CaCl}_2) = 33,3$ г, $m(\text{NaCl}) = 35,1$ г.
20. При растворении 5,1 г сплава магния с алюминием в 50,72 мл 36,5%-й (по массе) соляной кислоты с плотностью 1,183 г/мл выделилось 5,6 л газа. Образовавшийся раствор обработали 78,13 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 26% и плотностью 1,28 г/мл. Выпавший осадок удалили. Определите массовые доли веществ в оставшемся растворе. (Растворимостью гидроксида магния в воде пренебречь.)
Ответ. $\omega(\text{NaCl}) = 22,66\%$, $\omega(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = 3,81\%$.
21. Избыток кальция обработали некоторым количеством соляной кислоты с плотностью 1,05 г/мл. Определите массовую долю хлороводо-

рода в исходной кислоте, если известно, что объем выделившегося водорода в 620 раз больше объема израсходованной кислоты.

Ответ. 10,07%.

22. Два из трех веществ (магний, карбид кальция, карбонат кальция) смешали и эту смесь обработали таким объемом соляной кислоты с массовой долей хлороводорода 10%, который содержит количество хлороводорода в 2,5 раза больше общего количества веществ в смеси. Определите массовые доли веществ в образовавшемся растворе, если известно, что при действии такого же количества соляной кислоты на образец третьего вещества, масса которого равна 9,6 г и равна массе смеси, выделился такой же объем газа.

Ответ. $\omega(\text{MgCl}_2) = 4,72\%$, $\omega(\text{CaCl}_2) = 6,14\%$, $\omega(\text{HCl}) = 1,92\%$.

23. Сколько хлорида кальция (в граммах) выпадет в осадок при охлаждении 400 г насыщенного при 30 °С раствора от 30 °С до 0 °С, если коэффициенты растворимости при этих температурах равны соответственно 102 г/100 г H_2O и 59,5 г/100 г H_2O ? Определите массовые доли соли в насыщенных растворах при 30 °С и 0 °С.

Ответ. 84,2 г, $\omega(\text{CaCl}_2)_{30\text{ }^\circ\text{C}} = 50,5\%$, $\omega(\text{CaCl}_2)_{0\text{ }^\circ\text{C}} = 37,3\%$.

24. Определите массу и состав осадка, выпавшего после смешивания 120 г раствора хлорида бария с массовой долей соли 26% и 150 г раствора нитрата натрия с массовой долей соли 50%, если известно, что в данных условиях коэффициенты растворимости хлорида натрия и нитрата бария равны 330 и 90,45 г/л H_2O соответственно.

Ответ. $m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 24,33\text{ г}$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует ионам
1) Sc^{2+} 2) Cl^- 3) Cr^{3+} 4) Ca^{2+}
- Электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ имеют частицы
1) S^{2-} 2) Mg 3) Ca^{2+} 4) Sr
- На 4s-энергетическом подуровне расположены все валентные электроны атомов
1) железа 2) кальция 3) калия 4) серы
- Способность металлов отдавать электроны увеличивается в рядах
1) $\text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ba}$ 2) $\text{Sr} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ba}$
3) $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ba}$ 4) $\text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ba}$
- В порядке усиления металлических свойств расположены вещества
1) Mg , Ca , Ba 2) Na , Mg , Al 3) Fe , Ca , K 4) Sc , Ca , Mg
- Соединения с ионным типом химической связи — это
1) MgSO_4 2) SiO_2 3) NaI 4) PH_3
- Основные свойства проявляют высшие оксиды элементов
1) серы 2) азота 3) бария 4) стронция
- У магния металлические свойства выражены
1) слабее, чем у бериллия 2) сильнее, чем у алюминия
3) слабее, чем у кальция 4) сильнее, чем у натрия
- Наибольший и наименьший радиусы имеют, соответственно, атомы
1) магния 2) кальция 3) стронция 4) бария

10. С образованием щелочи с водой взаимодействуют
1) алюминий 2) цинк 3) барий 4) рубидий
11. Из приведенных ниже металлов наиболее активным и наименее активным являются соответственно
1) бериллий 2) магний 3) кальций 4) барий
12. При обычной температуре магний *не взаимодействует* с
1) концентрированными H_2SO_4 и HNO_3 2) растворами щелочей
3) разбавленными H_2SO_4 и HNO_3 4) серой
13. Взаимодействовать между собой могут
1) NO и CO_2 2) CaO и CO_2 3) CaO и SiO_2 4) CaO и Na_2O
14. Гидроксид кальция реагирует с каждым из двух веществ:
1) HCl и CO_2 2) HNO_3 и MgO 3) HCl и KOH 4) Na_2CO_3 и NH_4Cl
15. Гидроксид кальция *не взаимодействует* с
1) HCl 2) CO_2 3) ZnS 4) CaCO_3
16. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
 Б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
 В) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$
 Г) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
 5) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ}$
 Б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
 В) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow$
 Г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $\text{CaO} + \text{H}_2$
 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2$
 5) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow$
 Б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 В) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 Г) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
 2) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{MgSO}_3 + \text{H}_2$
 4) $\text{MgSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

А	Б	В	Г

19. Кальций реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) Cl_2 и O_2 2) Br_2 и BaBr_2 3) H_2O и Br_2
 4) H_2 и KOH 5) Mg и H_2O

20. Магний реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) HCl и NaOH 2) H_2SO_4 и HCl 3) NaCl и Br_2
 4) N_2 и HNO_3 5) C и Fe

23.1. Общая характеристика

Элементы III группы главной подгруппы: бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In и таллий Tl — имеют электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня — ns^2np^1 . Эти элементы являются пограничными с блоком s -элементов и характеризуются преобладанием металлических свойств, несколько ослабленных из-за появления валентного p -электрона. С ростом заряда ядра и атомного радиуса уменьшается энергия ионизации, увеличивается восстановительная способность, усиливаются металлические свойства.

За исключением бора, все элементы IIIA подгруппы — металлы, способные образовывать и ионные, и ковалентные соединения. Теряя s - и p -электроны, они превращаются в трехзарядные катионы. Кроме этого, для них существуют соединения, в которых валентность равна четырем. Такая валентная возможность осуществляется за счет незаполненной (вакантной) орбитали на внешнем энергетическом уровне, способной участвовать в образовании связи по донорно-акцепторному механизму.

Химический характер оксидов и гидроксидов меняется от кислотных до основных: B_2O_3 и $B(OH)_3$ проявляют кислотные свойства, Al_2O_3 , Ga_2O_3 , In_2O_3 , $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$, $In(OH)_3$ — амфотерные соединения с преобладанием основных свойств, Tl_2O_3 и $Tl(OH)_3$ проявляют основные свойства.

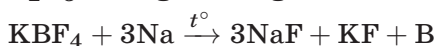
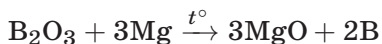
Галлий, индий и таллий относятся к числу редких элементов, в то время как алюминий является самым распространенным металлом в природе, по содержанию в земной коре он занимает третье место среди всех элементов, уступая только кислороду и кремнию.

23.2. Бор

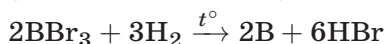
Бор — бесцветное, серое или красное кристаллическое либо темное аморфное вещество. Известно более 10 аллотропных модификаций бора. Чрезвычайно твердое вещество, уступающее лишь алмазу, нитриду и карбиду бора. Отличается хрупкостью и обладает полупроводниковыми свойствами.

Получение бора

1. Метод металлотермии (чаще магнием или натрием):



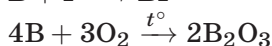
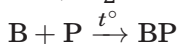
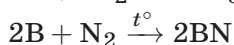
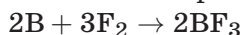
2. Термическое разложение паров бромида бора на раскаленной (1000–1200 °С) вольфрамовой проволоке в присутствии водорода (метод ван Аркеля):



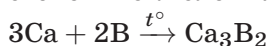
Химические свойства бора

По многим физическим и химическим свойствам бор напоминает кремний (проявление диагонального сходства в таблице Менделеева).

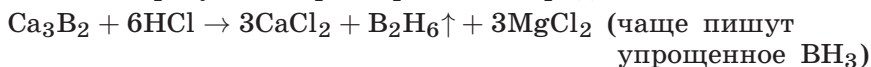
1. При нагревании он реагирует с галогенами (с фтором при комнатной температуре), азотом, фосфором, углеродом и кислородом:



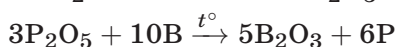
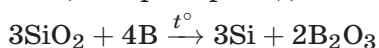
2. При взаимодействии бора с металлами образуются разнообразные бориды, в которых бор формально проявляет отрицательные степени окисления:



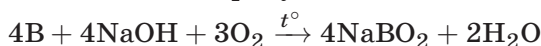
3. С водородом бор непосредственно не реагирует. Бораны различного состава образуются при обработке боридов кислотой:



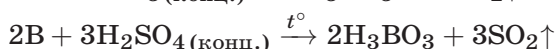
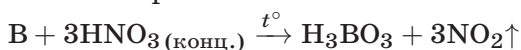
4. При сильном нагревании бор проявляет восстановительные свойства, например выделяя кремний и фосфор из их оксидов:



5. Кипящая концентрированная щелочь на бор не действует, но при сплавлении в присутствии окислителей реакция возможна:



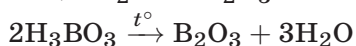
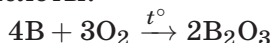
6. В горячей азотной и серной кислотах бор растворяется с образованием борной кислоты:



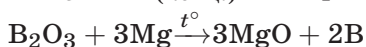
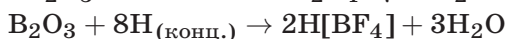
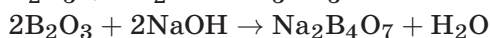
23.2.1. Оксид бора

Оксид бора B_2O_3 — вещество белого цвета, с низкой температурой плавления, может быть аморфным или кристаллическим, гигроскопично, типичный кислотный оксид.

Оксид бора можно получить либо непосредственным взаимодействием бора с кислородом (при 600 °С), либо обезвоживанием борной кислоты:



Аморфный оксид бора реагирует с водой с образованием борной (ортоборной) кислоты (а точнее — смеси борных кислот), с растворами щелочей, концентрированной фтороводородной кислотой, восстанавливается металлами:



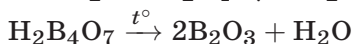
Борные кислоты и соли борных кислот

Ортоборная кислота H_3BO_3 — бесцветное кристаллическое вещество без запаха. Она растворима в горячей воде, проявляет очень слабые кислотные свойства.

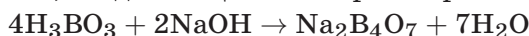
Борная кислота легко вытесняется из растворов солей большинством других кислот. Соли ее, называемые боратами, обычно являются производными различных полиборных кислот, чаще всего тетраборной $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$.

Химические свойства борной кислоты

1. При нагревании происходит переход ортоборной кислоты в метаборную, затем в тетраборную и, наконец, в борный ангидрид:



2. Борная кислота реагирует с щелочами с образованием тетраборатов, выделяющихся из раствора в виде кристаллогидратов:

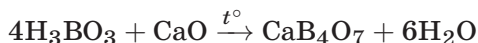


Декагидрат тетрабората натрия — бура, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

3. При взаимодействии тетраборатов с кислотами выделяется борная кислота:



4. При нагревании борная кислота растворяет оксиды металлов:



23.3. Алюминий

Алюминий — металл серебристо-белого цвета, пластичный, устойчив к коррозии, так как покрыт оксидной пленкой, защищающей его от

взаимодействия с окружающей средой. Алюминий обладает хорошей электро- и теплопроводностью, однако может использоваться и как теплоизолятор, так как хорошо отражает инфракрасные лучи.

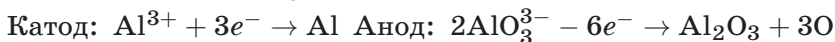
Получение алюминия

В промышленности алюминий получают электролизом раствора Al_2O_3 в расплавленном криолите (Na_3AlF_6). Эта смесь плавится при более низкой температуре, чем сам оксид:



Сырье: боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Для электролиза используют графитовые электроды.

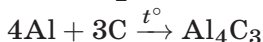
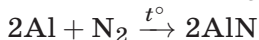
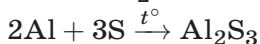
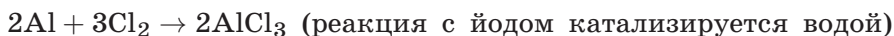
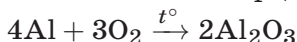
При высокой температуре оксид алюминия диссоциирует по схеме:



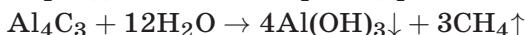
Графитовый электрод сгорает: $\text{C} + 2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2$

Химические свойства алюминия

1. Алюминий непосредственно реагирует со многими неметаллами:



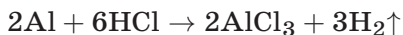
Карбид алюминия при гидролизе выделяет метан:



2. При удалении оксидной пленки (амальгамированный^{*)}) алюминий взаимодействует с водой:

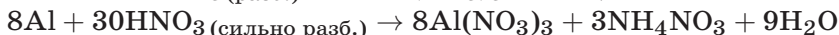
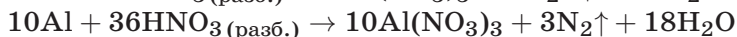


3. Реагирует с кислотами с выделением водорода:

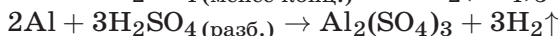
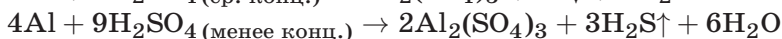
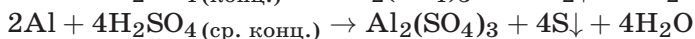


В концентрированных растворах серной и азотной кислот алюминий в обычных условиях не растворяется (пассивируется, увеличивая толщину оксидной пленки).

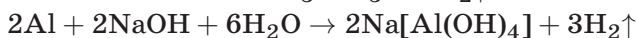
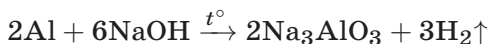
С менее концентрированными растворами при нагревании реакция идет, причем в зависимости от концентрации кислот образуются различные продукты их восстановления:



^{*)} Амальгамы — сплавы металлов с ртутью.

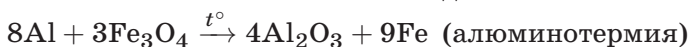


4. Алюминий реагирует при нагревании с твердыми щелочами и растворяется в их растворах:



Полученный раствор содержит ионы $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, обычно записываемые как $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

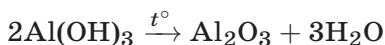
5. Являясь сильным восстановителем, алюминий вытесняет большинство металлов из их оксидов:



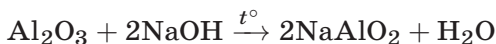
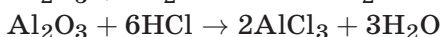
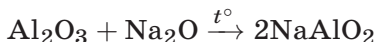
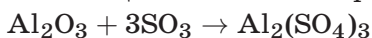
23.3.1. Оксиды и гидроксиды алюминия

Известны различные формы оксида и гидроксида алюминия, некоторые из них существуют в природе как минералы и драгоценные камни.

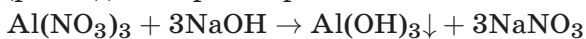
Корунд Al_2O_3 — белое тугоплавкое кристаллическое вещество атомного строения с температурой плавления 2050°C , по твердости близкое к алмазу, химически инертное. Корунд не взаимодействует с растворами кислот и щелочей и может быть растворен лишь в расплавленной щелочи. Его получают термическим разложением гидроксида алюминия при 1000°C :



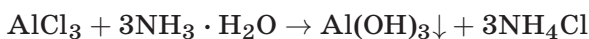
При осторожном прокаливании $\text{Al}(\text{OH})_3$ при температуре ниже 400°C образуется химически более активная аморфная форма Al_2O_3 , проявляющая свойства амфотерного оксида:



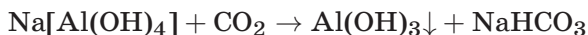
Гидроксид алюминия можно получить действием щелочей на растворимые соли алюминия, однако $\text{Al}(\text{OH})_3$ является амфотерным гидроксидом и растворяется в избытке сильного основания:



Со слабыми основаниями гидроксид алюминия не реагирует, поэтому для получения $\text{Al}(\text{OH})_3$ обычно используют водный раствор аммиака:



Кристаллический $\text{Al}(\text{OH})_3$ можно получить, пропуская CO_2 через раствор алюмината натрия:



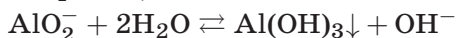
23.3.2. Соли алюминия

Алюминий образует два ряда солей: соли, в состав которых он входит в виде катиона, и соли, в которых он входит в состав кислотного остатка (алюминаты). Все образуемые им средние соли в водных растворах сильно гидролизуются.

Соли, образованные катионом Al^{3+} и анионами сильных кислот, гидролизуются по катиону, обуславливая кислую среду их растворов. Многие соли алюминия со слабыми кислотами не могут существовать в водном растворе вследствие полного необратимого их гидролиза:



Метаалюминаты в водных растворах сильно гидролизуются, так как они образованы слабой метаалюминиевой кислотой. Среда их растворов щелочная:



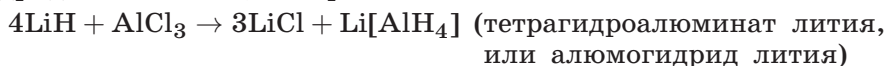
Растворы гидроксоалюминатов также имеют щелочную среду, поскольку они могут существовать только в этих средах, а при доведении реакции среды до нейтральной происходит выпадение гидроксида алюминия.

При выпаривании смесей соли алюминия с другой солью возможно образование двойных солей, которые кристаллизуются в виде кристаллогидратов.

Кристаллогидраты двойных солей часто называют квасцами: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — алюмокалиевые квасцы, $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — алюмонатриевые квасцы. В водных растворах эти соединения полностью ионизируются.

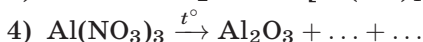
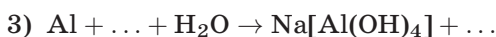
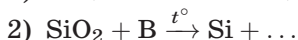
23.3.3. Гидрид алюминия

Это полимерные соединения состава $(\text{AlH}_3)_n$, по строению сходные с гидридами бора. В органическом синтезе применяются комплексные гидриды алюминия, которые являются сильными восстановителями:



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.



- 5) $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{сильно разб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \dots$
 - 6) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
 - 7) $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \dots$
 - 8) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ср. конц.}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
 - 9) $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \dots$
 - 10) $\text{Al} + \dots \rightarrow \dots + \text{N}_2 + \dots$
 - 11) $\text{B} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{BO}_3 + \dots$
 - 12) $\text{B} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \dots + \text{SO}_2$
 - 13) $\text{B} + \text{NaOH} + \dots \xrightarrow{t^\circ} \text{NaBO}_2 + \dots$
2. Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):
 - 1) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$
 - 2) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
 - 3) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{HNO}_3$
 - 4) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{HNO}_3$
 3. Напишите уравнения химических реакций по схеме: простое вещество $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ основание $\rightarrow$ оксид. Все вещества содержат один и тот же элемент — алюминий.
 4. В раствор, полученный при взаимодействии алюминия с разбавленной серной кислотой, по каплям добавляли раствор гидроксида натрия до образования осадка. Выпавший осадок белого цвета отфильтровали и прокалили. Полученное вещество сплавляли с карбонатом натрия. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
 5. Нитрат алюминия прокалили, продукт реакции смешали с кальцинированной содой и нагрели до плавления. Образовавшееся вещество растворили в азотной кислоте и полученный раствор нейтрализовали раствором аммиака, при этом наблюдали выделение осадка. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
 6. К раствору карбоната натрия добавили раствор хлорида алюминия, выделившееся вещество отделили и внесли в раствор гидроксида натрия. В образовавшийся раствор по каплям прибавляли раствор соляной кислоты до прекращения образования осадка, который отделили и прокалили. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
 7. Вещество, которое образуется при электролизе раствора боксита в расплавленном криолите, растворяется как в растворе соляной кислоты, так и в растворе щелочи с выделением одного и того же газа. При смешивании полученных растворов образуется объемный осадок белого цвета. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
 8. Напишите по два примера уравнений реакций в молекулярном и ионном виде с участием хлорида алюминия, в которых реа-

лизуется: а) один признак необратимости химических процессов; б) сразу два признака необратимости.

9. Напишите в молекулярной и в сокращенной ионной форме три различных варианта уравнений химических реакций, происходящих при сливании растворов бромида алюминия и сульфида калия, укажите условия проведения этих процессов и соотношение реагентов.
10. Опишите процессы, происходящие при растворении сульфида алюминия в соляной кислоте, добавлении в полученный раствор избытка гидроксида калия, пропускании в полученную реакционную смесь углекислого газа до насыщения, выпаривании и прокаливании сухого остатка.
11. В пяти пробирках находятся водные растворы гидроксида калия, хлорида бария, серной кислоты, сульфата аммония, нитрата алюминия. Не используя никаких других веществ, определите, в какой пробирке находится каждый из этих растворов.
12. Предложите способ разделения сухой смеси, состоящей из оксида кремния, хлорида магния, карбоната кальция и хлорида алюминия, на отдельные компоненты. Приведите уравнения соответствующих химических реакций.
13. Определите молярное соотношение атомов металла и кислорода в оксиде металла, если известно, что теплота сгорания металла до этого оксида вдвое меньше теплоты образования этого оксида, а на восстановление оксида до металла требуется в три раза большее количество оксида углерода(II).
Ответ. $n(\text{M}) : n(\text{O}) = 2 : 3$.
14. Объемы газов, полученных при растворении образцов сплава цинка с алюминием равной массы в растворе КОН и серной кислоте неизвестной концентрации, соотносятся как 1 : 1. Какие газы могут образоваться в этих реакциях, какова концентрация серной кислоты в приведенных примерах?
Ответ. H_2 , если разб. H_2SO_4 ; SO_2 , если конц. H_2SO_4 .
15. При растворении 10,2 г сплава магния с алюминием в 101,4 мл раствора соляной кислоты ($\omega = 36,5\%$, $\rho = 1,183$ г/мл) выделилось 11,2 л (н. у.) газа. Полученный раствор обработали 156,2 мл раствора гидроксида натрия ($\omega = 26,0\%$, $\rho = 1,28$ г/мл). Выпавший осадок удалили. Определите массовые доли веществ в конечном растворе.
Ответ. $\omega(\text{NaCl}) = 22,66\%$, $\omega(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = 3,81\%$.
16. Для растворения 2,94 г сплава магния с алюминием использовано 78,95 мл 19,6%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,14 г/мл. Избыток кислоты вступил в реакцию с 28,6 мл раствора гидрокарбоната калия с молярной концентрацией 1,4 моль/л с образованием средней соли. Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве и объем газа (н. у.), выделившегося при растворении сплава.
Ответ. $\omega(\text{Mg}) = 8,16\%$, $\omega(\text{Al}) = 91,84\%$; $V = 3,584$ л.
17. При обработке 50 г смеси серебра, алюминия и оксида магния избытком раствора концентрированной азотной кислоты образовалось 4,48 л газа (н. у.). При взаимодействии такого же количества исходной смеси с избытком гидроксида натрия выделилось 6,72 л газа (н. у.). Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.
Ответ. $\omega(\text{Ag}) = 43,2\%$, $\omega(\text{Al}) = 10,8\%$, $\omega(\text{MgO}) = 46\%$.

18. Смесь алюминия с Fe_3O_4 прокалили без доступа воздуха. Полученную реакционную массу растворили в щелочи, при этом выделилось 13,44 л газа (н. у.). При растворении такого же количества реакционной массы в соляной кислоте выделилось 53,76 л газа (н. у.). Определите количественный состав исходной смеси алюминия и Fe_3O_4 .
 Ответ. $n(\text{Al}) = 2$ моль, $n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,6$ моль.
19. К раствору, содержащему сульфат алюминия массой 6,84 г, прилили избыток раствора сульфида натрия. Вычислите массу выпавшего осадка.
 Ответ. 3,12 г.
20. Раствор хлорида алюминия объемом 77,4 мл с массовой долей 15% и плотностью 1,15 г/мл смешали с 430 мл раствора гидрокарбоната натрия с массовой долей 8% и плотностью 1,099 г/мл. Реакционную смесь упарили и прокалили. Определите массовые доли веществ в остатке после сплавления.
 Ответ. $\omega(\text{NaAlO}_2) = 28,87\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9,33\%$, $\omega(\text{NaCl}) = 61,80\%$.
21. Сплав меди с алюминием массой 20 г обработали при комнатной температуре концентрированной азотной кислотой. При электролизе образовавшегося раствора на аноде выделилось 2,8 л газа (электролиз проводили до начала выделения газа на катоде). Определите массовые доли металлов в сплаве и объем газа (н. у.), выделившегося при обработке сплава азотной кислотой.
 Ответ. $\omega(\text{Cu}) = 80\%$, $\omega(\text{Al}) = 20\%$; $V(\text{NO}_2) = 11,2$ л.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Число неспаренных электронов и число электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме алюминия в основном состоянии равно соответственно
 - 1
 - 2
 - 3
 - 0
- Химическому элементу, расположенному в третьем периоде и в IIIA подгруппе, соответствует
 - амфотерный гидроксид $\text{Э}(\text{OH})_3$
 - кислотный оксид ЭO_3
 - кислотный оксид ЭO_2
 - амфотерный оксид $\text{Э}_2\text{O}_3$
- Алюминий может реагировать с
 - гидроксидом кальция
 - хлоридом натрия
 - нитратом кальция
 - гидроксидом натрия
- Алюминий может взаимодействовать с
 - раствором едкого кали
 - раствором хлорида натрия
 - концентрированной HNO_3 (н. у.)
 - кислородом
 - оксидом железа(III) при нагревании
 - разбавленной H_2SO_4
- При сплавлении алюминия с гидроксидом натрия образуется
 - Na_3AlO_3
 - AlH_3
 - $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 - Al_2O_3
 - H_2
 - H_2O
- С образованием щелочи с водой взаимодействует
 - алюминий
 - рубидий
 - барий
 - ртуть

7. При действии избытка раствора гидроксида калия на раствор сульфата алюминия образуются
- 1) Al_2O_3 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 3) KAlO_2
 - 4) $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ 5) K_2SO_4 6) KHSO_4
8. Выберите верные утверждения. Алюминий характеризуется тем, что он
- 1) р-элемент
 - 2) имеет три неспаренных электрона на внешнем уровне
 - 3) вытесняет водород из разбавленной HNO_3
 - 4) пассивируется концентрированной HNO_3 (н. у.)
 - 5) получается восстановлением оксида водородом
 - 6) растворяется в водном растворе Na_2CO_3
9. Оксид алюминия реагирует с
- 1) хлороводородной кислотой 2) медью
 - 3) хлором 4) гидроксидом натрия
 - 5) оксидом железа(III) 6) водой
10. В реакции оксида хрома(III) с алюминием восстановительные и окислительные свойства проявляют соответственно
- 1) Cr^{+3} 2) Al^0 3) O^{-2} 4) Cr^0
11. В порядке уменьшения восстановительных свойств металлы расположены в рядах
- 1) Al , Zn , Fe 2) Al , Na , K 3) Fe , Zn , Mg 4) Na , Mg , Al
12. К амфотерным оксидам относятся
- 1) ZnO 2) SO_3 3) CO_2 4) Al_2O_3
13. Теплота образования оксида алюминия равна 1676 кДж/моль. Определите тепловой эффект реакции, в которой при взаимодействии алюминия с кислородом получено 25,5 г Al_2O_3 .
- 1) 140 кДж 2) 209,5 кДж 3) 419 кДж 4) 838 кДж
14. Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения.

НАЗВАНИЕ

ЭЛЕКТРОЛИЗ

МЕТАЛЛА

А) натрий

Б) алюминий

В) серебро

Г) медь

1) водного раствора солей

2) водного раствора гидроксида

3) расплава поваренной соли

4) расплавленного оксида

5) раствора оксида в расплавленном криолите

6) расплавленного нитрата

А	Б	В	Г

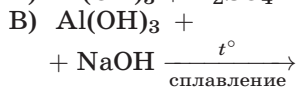
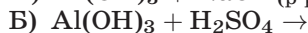
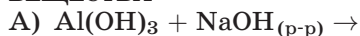
15. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВАА) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow[\text{сплавление}]{t^\circ}$ В) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow[\text{сплавление}]{t^\circ}$ Г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ1) $\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$ 3) NaAlO_2 4) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ 5) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 6) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2$

А	Б	В	Г

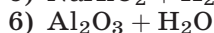
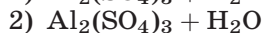
16. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ

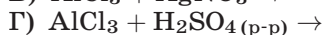
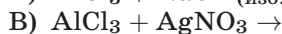
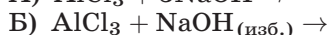
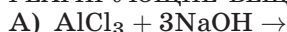
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



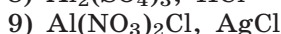
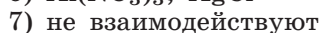
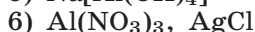
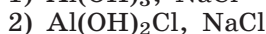
А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

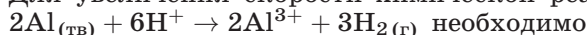


ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



А	Б	В	Г

18. Для увеличения скорости химической реакции



1) уменьшить концентрацию ионов алюминия

2) увеличить концентрацию ионов водорода

3) увеличить температуру

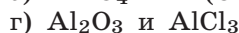
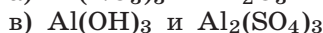
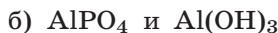
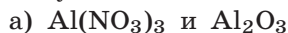
4) увеличить концентрацию ионов алюминия

19. Скорость химической реакции $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ зависит от

1) давления 2) концентрации ионов алюминия

3) температуры 4) концентрации ионов водорода

20. В схеме превращений $\text{Al} \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Al}$ веществами X_1 и X_2 могут быть соответственно



Глава 24

d-ЭЛЕМЕНТЫ

24.1. Общая характеристика

В периодах с 4-го по 7-й атомы, следующие за *s*-элементом, получают добавочный электрон на *d*-подуровень. *d*-Элементы объединяются в подгруппы IB–VIIIB по четыре элемента, а в подгруппе VIIIB в каждом периоде имеется по три элемента (триады).

Все *d*-элементы являются металлами. Металлический характер *d*-элементов объясняется наличием свободных валентных орбиталей: у них не заполнен электронами валентный *p*-подуровень и, как правило, частично заполнен *d*-подуровень.

Большинство *d*-элементов могут иметь переменные степени окисления. Почти для всех характерна степень окисления +2. В ряду *d*-элементов одного периода высшая возможная степень окисления возрастает от подгруппы IIIB до подгруппы VIIIB. Часто она равна номеру группы.

В 4-м периоде с атома железа начинается заполнение *d*-орбиталей вторыми электронами. Благодаря увеличению заряда ядра электронная структура стабилизируется, и возникающие электронные пары на *d*-подуровне, как правило, уже не являются валентными. С этим связано понижение высших степеней окисления при переходе от железа к меди. Аналогичная тенденция наблюдается в каждом периоде.

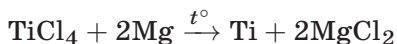
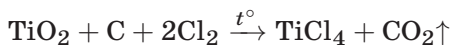
Восстановительные свойства *d*-элементов в пределах группы ослабевают сверху вниз. *d*-Орбитали участвуют в образовании ковалентных связей в гибридизации с орбиталями *s*- и *p*-подуровней. Этим обусловлено образование *d*-элементами большого числа комплексных соединений с различными лигандами. Как правило, устойчивость комплексных соединений возрастает по периоду, например от скандия к цинку. Особенно характерны комплексные соединения для хрома(III), железа(II), железа(III), кобальта(II), никеля(II), меди(I), меди(II), цинка(II).

Из *d*-элементов в природе наиболее распространено железо. В земной коре оно занимает четвертое место по массе. К широко распространенным элементам относятся также титан и марганец. Малоактивные *d*-элементы (золото, платиновые металлы, серебро) встречаются в природе в самородном состоянии. Остальные образуют различные природные соединения с кислородом, серой и другими неметаллами.

24.2. Титан

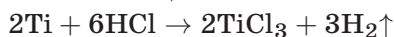
Титан Ti ($[\text{Ar}]3d^24s^2$) по содержанию в земной коре стоит на втором месте среди *d*-элементов после железа. Основная титаносодержащая руда — рутил TiO_2 .

Для получения титана в промышленности диоксид титана превращают в хлорид, который восстанавливают в атмосфере аргона магнием:

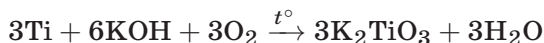


При обычной температуре титан не реагирует с водой, кислородом и водными растворами солей. При нагревании он вступает во взаимодействие со многими неметаллами. Для титана известны три- и тетрагалогениды TiCl_3 и TiCl_4 , карбид TiC , нитрид TiN и сульфид TiS_2 .

Титан очень устойчив по отношению к кислотам. При нагревании титана с концентрированной соляной кислотой образуется раствор фиолетового цвета:



Под действием 50%-й серной кислоты титан образует смесь двух сульфатов: TiSO_4 и $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$. Оксид титана(IV) амфотерен. При нагревании титана с расплавленной щелочью в атмосфере кислорода образуется титанат:



В растворах соединения Ti(III) легко окисляются до Ti(IV) . Из-за высокого заряда и малого радиуса ионы Ti^{4+} не способны существовать в водных растворах, поэтому образуются не средние соли, а оксо- или гидроксопроизводные. В водных растворах солей титана(IV) более устойчив катион титанила TiO^{2+} :



Титан часто использует свои d -орбитали для образования химических связей, например образует комплексные фториды в реакции с плавиковой кислотой:

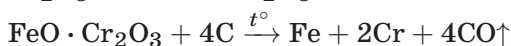
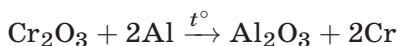


24.3. Хром

У атомов хрома наблюдается проскок одного s -электрона на d -подуровень, что приводит к электронной конфигурации $[\text{Ar}]3d^54s^1$. Хром — белый блестящий металл, очень твердый и тугоплавкий. Устойчив к коррозии, на воздухе покрывается оксидной пленкой. Природное соединение хрома — $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, или $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ (хромистый железняк).

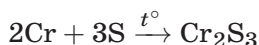
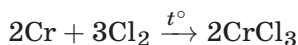
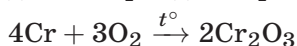
Для хрома наиболее характерна степень окисления +3. Соединения хрома(II) являются сильными восстановителями, мгновенно окисляющимися кислородом воздуха. Напротив, соединения хрома(VI) проявляют сильные окислительные свойства.

Получают хром восстановлением из оксида алюминием или углем:



Химические свойства хрома

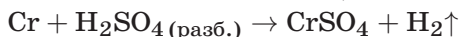
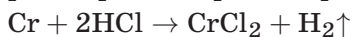
1. При нагревании с неметаллами (кислородом, галогенами, серой) образуются соединения хрома(III), с азотом и углеродом — нитриды и карбиды переменного состава:



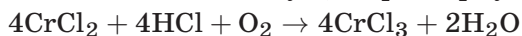
2. При температуре красного каления хром вытесняет водород из воды:



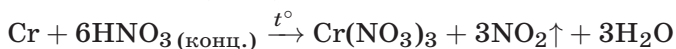
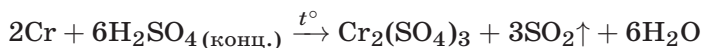
3. В реакциях с разбавленной соляной или серной кислотами в отсутствие кислорода возможно образование солей хрома(II), растворы которого окрашены в голубой цвет:



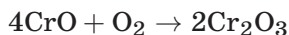
На воздухе голубая окраска вследствие быстрого окисления сменяется на зеленую, характерную для ионов хрома +3:



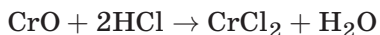
Концентрированная H_2SO_4 , концентрированная и разбавленная HNO_3 и «царская водка» (смесь концентрированных HNO_3 и HCl в соотношении 3 : 1) при обычной температуре пассивируют хром, однако при нагревании реакция идет, причем образуются соли Cr(III) :

**Соединения хрома(II)**

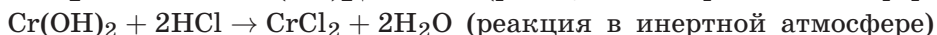
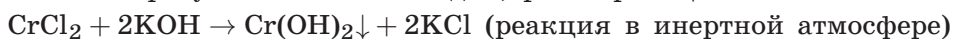
Оксид и гидроксид хрома(II), CrO и Cr(OH)_2 , проявляют основные свойства, не растворяются в воде. CrO — черный порошок, в мелкодисперсном состоянии легко возгорающийся на воздухе. Сильный восстановитель, устойчив только в инертной атмосфере. Его получают разложением в вакууме гексакарбонила хрома Cr(CO)_6 при 300°C . Кислородом воздуха CrO легко окисляется до Cr_2O_3 :



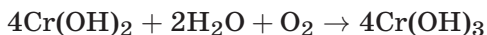
В отсутствие окислителей образует с кислотами соли хрома(II):



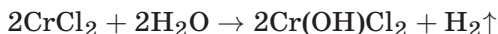
Гидроксид хрома(II) Cr(OH)_2 — слабое основание, которое можно получить при взаимодействии растворов солей Cr^{2+} с щелочами. При этом образуется желтый осадок, растворяющийся в кислотах:



$\text{Cr}(\text{OH})_2$ — сильный восстановитель, окисляется кислородом воздуха:

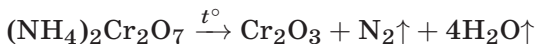


Соли хрома(II) также являются сильными восстановителями, в растворах легко окисляются кислородом воздуха до соединений хрома(III), а при отсутствии окислителя даже восстанавливают воду, постепенно разлагая ее с выделением водорода:

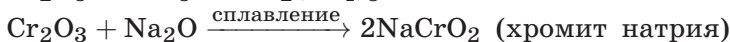
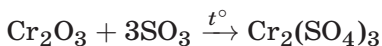


Соединения хрома(III)

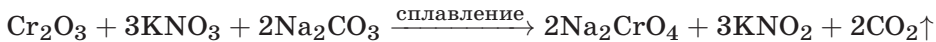
Оксид хрома(III) Cr_2O_3 — очень твердый (по твердости близок к корунду) тугоплавкий темно-зеленый порошок, который в лаборатории может быть получен разложением дихромата аммония или гидроксида хрома(III):



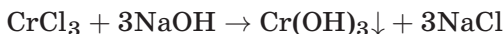
В воде Cr_2O_3 не растворяется, при обычных условиях он практически не взаимодействует с кислотами и растворами щелочей. В высокодисперсном состоянии при повышенных температурах проявляет свойства амфотерного оксида:



В присутствии сильных окислителей в щелочной среде проявляет восстановительные свойства:



Гидроксид хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — вещество серо-зеленого цвета, термически неустойчивое, не растворяется в воде, образуется при действии щелочей на растворимые соли $\text{Cr}(\text{III})$:



Он частично дегидратируется и существует в виде $\text{CrO}(\text{OH})$, однако для простоты обычно пишут более привычную формулу $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Гидроксид проявляет амфотерные свойства, в присутствии избытка щелочи растворяется с образованием комплексных соединений гидроксохроматов(III) $\text{M}_n[\text{Cr}(\text{OH})_{n+3}]$, где $n = 1, 2, 3$; n возрастает с увеличением концентрации щелочи:



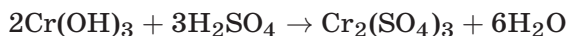
С безводной щелочью сплавляется при высокой температуре:



Разлагается при нагревании:



В кислотах растворяется с образованием солей хрома(III), причем ион Cr^{3+} в водных растворах существует в виде устойчивого аквакомплекса:



или более точно:



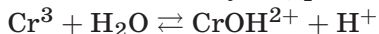
Соли хрома(III)

Соли хрома(III), как безводные, так и в водных растворах, окрашены. Устойчивость соединений $\text{Cr}(\text{III})$ в водных растворах объясняется тенденцией $\text{Cr}(\text{III})$ к образованию довольно устойчивых октаэдрических комплексов (координационное число Cr^{3+} в них обычно равно 6). Той же причиной объясняется и большое число кристаллогидратов среди солей Cr^{3+} . При нагревании комплексные соли $\text{Cr}(\text{III})$ могут частично терять воду, меняя при этом цвет от фиолетового (цвет катиона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$) до зеленого (цвет катиона Cr^{3+}). Устойчивые на воздухе, в водных растворах соли подвергаются гидролизу.

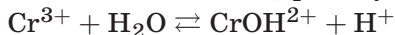
Нерастворимые сульфиды, карбонаты, сульфиты, силикаты хрома(III) в водных растворах подвергаются полному гидролизу:



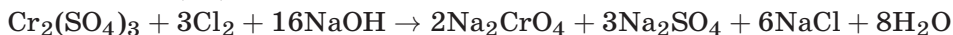
Растворимые катионные соли хрома в водных растворах подвергаются частичному гидролизу:



Анионные соли гидролизуются полностью:



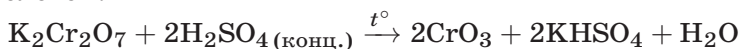
Соли хрома(III) проявляют восстановительные свойства:



Известны двойные соли сульфата хрома(III) с сульфатами щелочных металлов — хромовые квасцы: $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Соединения хрома(VI)

Оксид хрома(VI) CrO_3 — вещество, в обычных условиях представляющее собой красные игольчатые кристаллы, его получают взаимодействием хроматов и дихроматов с концентрированной серной кислотой:



CrO_3 — кислотный оксид и очень сильный окислитель. Хромовые кислоты получают взаимодействием CrO_3 с водой:



В свободном виде хромовые кислоты не выделены.

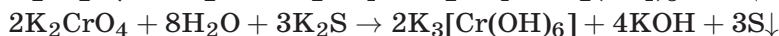
Хроматы получают окислением соединений хрома(III), например:

$$2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{Br}_2 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O}$$

Хроматы устойчивы в щелочных и нейтральных средах (желтая окраска), а дихроматы — в кислой среде (оранжевая окраска), при изменении кислотности среды возможен переход одной соли в другую:



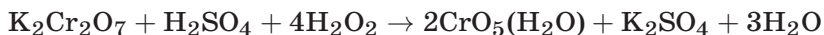
Хроматы и дихроматы — сильные окислители, например:



Окислительные свойства хроматов менее выражены по сравнению с дихроматами, так как окислительная способность хрома(VI) в щелочной среде существенно ниже.

Пероксидные соединения хрома(VI)

Образование синего пероксида хрома(VI) $\text{CrO}_5(\text{H}_2\text{O})$ является качественной реакцией на соединения хрома(VI). Реакция специфична, высокочувствительна и используется для определения солей хрома в аналитической химии:



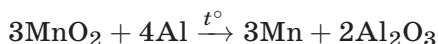
В водной среде это соединение, которое иногда изображают формулой H_2CrO_6 и называют надхромовой кислотой, крайне неустойчиво. Его устойчивость можно повысить, проводя реакцию в присутствии органических растворителей (эфира, пиридина). Органический слой на короткое время окрашивается в синий цвет, при этом происходит замещение молекулы воды на органический лиганд. Так, из диметилового эфира был выделен сольват $\text{CrO}_5 \cdot (\text{CH}_3)_2\text{O}$, разлагающийся при 30°C , а из пиридина — взрывчатый сольват $\text{CrO}_5 \cdot \text{C}_5\text{H}_5\text{N}$.

В водных растворах $\text{CrO}_5(\text{H}_2\text{O})$ неустойчив и разлагается с выделением кислорода и образованием соединений хрома(III):



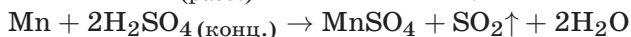
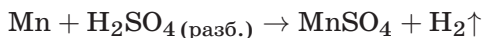
24.4. Марганец

Марганец $\text{Mn}([\text{Ar}]3d^5 4s^2)$ — серебристо-белый металл, твердый и хрупкий. По распространенности в природе марганец занимает третье место среди переходных металлов, уступая лишь железу и титану. Основной рудой марганца является пиролюзит MnO_2 , из которого марганец можно получить методом алюмотермии:

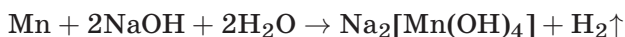


Металлический марганец химически активен и по своим свойствам напоминает железо. С разбавленными кислотами он реагирует

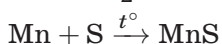
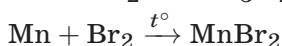
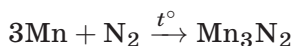
с выделением водорода, а с концентрированной серной кислотой образует SO_2 :



В сильнощелочных средах марганец растворяется с образованием комплексной соли:



С неметаллами марганец реагирует лишь при нагревании: с азотом образует нитрид Mn_3N_2 , с галогенами — дигалогениды MnX_2 , с серой — сульфид MnS :

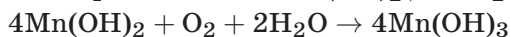
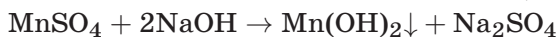


Соединения марганца(II)

Оксид марганца(II) MnO — вещество серо-зеленого цвета, нерастворимое в воде и в щелочах. MnO обладает слабыми основными свойствами. Получают оксид разложением карбоната марганца(II) или восстановлением MnO_2 в атмосфере водорода:



Гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ — вещество белого цвета, нерастворимое в воде. Он проявляет основные свойства, выпадает в осадок в щелочной среде и постепенно окисляется до $\text{Mn}(\text{OH})_3$:



При длительном кипячении с растворами щелочей образует анионные гидроксокомплексы:



Соли марганца(II) устойчивы к действию кислорода воздуха, проявляют восстановительные свойства при действии сильных окислителей:



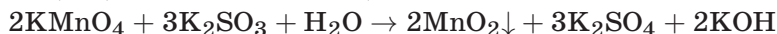
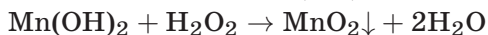
Нерастворимый в воде цианид марганца $\text{Mn}(\text{CN})_2$ растворяется в присутствии KCN с образованием комплекса:



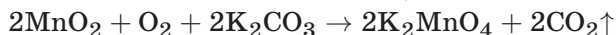
Соединения марганца(IV)

Известно относительно небольшое число соединений марганца(IV). Среди них очень устойчивый оксид черного цвета MnO_2 (в гидратированной форме — бурый). Он образуется во многих реакциях как

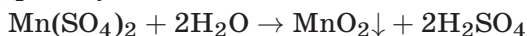
при окислении соединений марганца(II), так и при восстановлении производных марганца(VII):



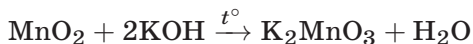
В кислой среде MnO_2 проявляет свойства окислителя, а в щелочной — восстановителя:



В кислотно-основных реакциях MnO_2 проявляет амфотерные свойства, образуя неустойчивые соли. Из катионных солей выделена черная соль $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$, которая в растворе полностью подвергается гидролизу:



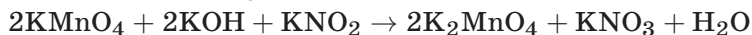
При сплавлении с основными оксидами или щелочами диоксид марганца образует соли — манганиты:



Соединения марганца(VI)

Шестивалентный марганец известен в виде солей неустойчивой марганцовистой кислоты (H_2MnO_4) — манганатов (K_2MnO_4). В твердом состоянии они почти черные с зеленоватым отливом, водные растворы имеют зеленый цвет. Их устойчивость повышается в щелочных растворах.

Манганат образуется при сплавлении оксидов или солей марганца(II) с щелочами в присутствии окислителей или восстановлением перманганатов в щелочной среде, а также при термическом разложении перманганата калия:



Манганаты устойчивы в сильнощелочной среде, в нейтральной и кислой средах диспропорционируют:



В присутствии восстановителей манганаты проявляют окислительные свойства:



Соединения марганца(VII)

Оксид марганца(VII) Mn_2O_7 образуется в виде темно-зеленой жидкости при действии концентрированной серной кислоты на перманганат калия:



Это кислотный оксид, образующий с водой сильную марганцовую кислоту, при температуре выше нуля разлагающийся со взрывом:

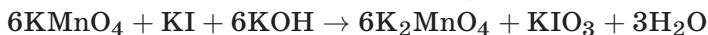
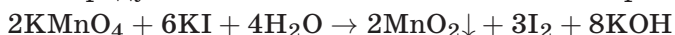


Марганцовая кислота, HMnO_4 , является очень сильной кислотой, которая существует только в водном растворе.

Среди соединений марганца(VII) важное практическое значение имеет перманганат калия. Это кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета. Растворы KMnO_4 имеют темно-малиновый, а при больших концентрациях фиолетовый цвет. KMnO_4 образуется в результате диспропорционирования манганата:



Перманганат-ионы проявляют сильные окислительные свойства, состав продуктов восстановления зависит от pH среды:



(В результате образования манганат-ионов раствор приобретает зеленый цвет.)

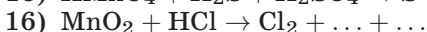
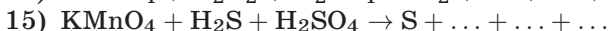
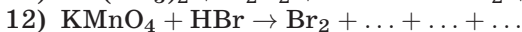
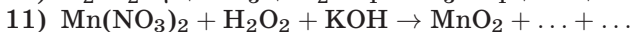
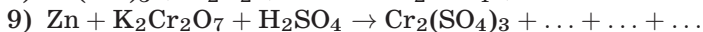
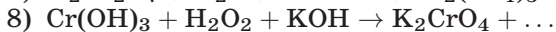
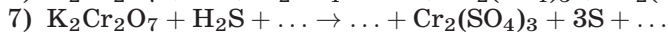
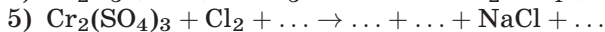
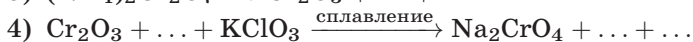
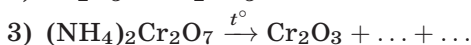
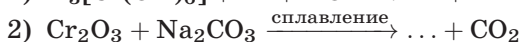
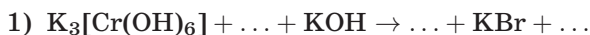


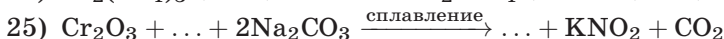
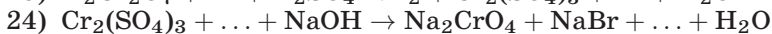
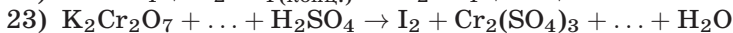
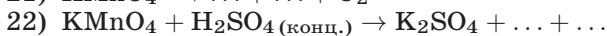
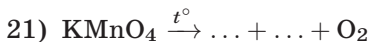
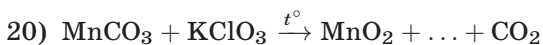
Водные растворы KMnO_4 в темноте устойчивы, но на свету происходит их разложение:



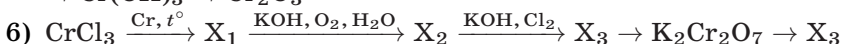
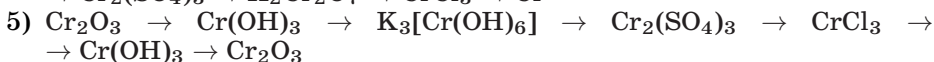
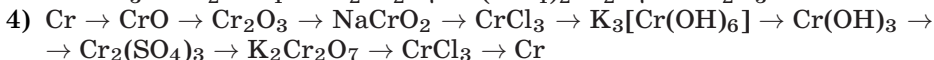
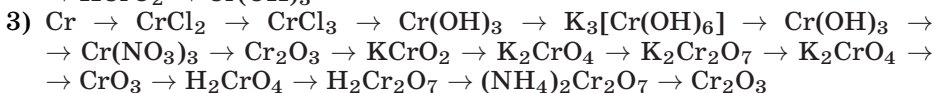
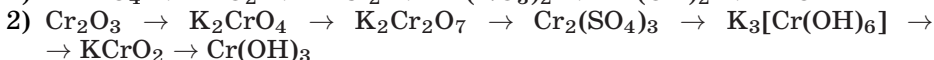
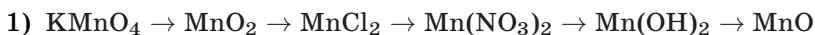
Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите в них окислитель и восстановитель.





2. Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):



3. Напишите по два примера уравнений химических реакций в молекулярном и ионном виде с участием хлорида хрома(III), в которых реализуется: а) один признак необратимости химических процессов; б) сразу два признака необратимости.

4. Напишите в молекулярной и сокращенной ионной форме три различных варианта уравнений химических реакций, происходящих при сливании растворов бромид хрома(III) и сульфида калия. Укажите условия проведения этих процессов и соотношение реагентов.

5. Опишите процессы, происходящие при растворении сульфида хрома(III) в разбавленной серной кислоте, добавлении в полученный раствор избытка гидроксида калия, пропускании углекислого газа до насыщения, выпаривании и прокаливании сухого остатка.

6. Напишите уравнения химических реакций, протекающих при взаимодействии раствора хлорида хрома(III) с избытком раствора КОН и добавлении к полученному раствору большого избытка раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, упаривании его и прокаливании сухого остатка.

7. Даны растворы: перманганата калия, бромоводорода, сульфита калия, гидроксида бария. Напишите уравнения четырех возможных химических реакций между этими веществами.

8. Сульфид хрома(III) обработали водой, при этом выделился газ и образовалось нерастворимое вещество, после чего к нему добавили раствор гидроксида натрия и пропустили газообразный хлор. Раствор приобрел желтое окрашивание. Далее раствор подкислили серной кислотой, в результате окраска изменилась на оранжевую; через полученный раствор пропустили газ, выделившийся при обработке сульфида водой, и цвет раствора изменился на зеленый. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

9. После кратковременного нагревания неизвестного порошкообразного вещества оранжевого цвета началась самопроизвольная реакция,

которая сопровождалась изменением цвета порошка на зеленый, выделением газа и искр. Твердый остаток смешали с гидроксидом калия, нагрели, полученное вещество внесли в разбавленный раствор соляной кислоты, при этом образовался осадок зеленого цвета, который растворяется в избытке кислоты. Напишите уравнения соответствующих реакций.

10. Гидроксид хрома(III) обработали соляной кислотой. В полученный раствор добавили раствор карбоната калия, выделившийся осадок отделили и внесли в концентрированный раствор гидроксида калия, в результате чего осадок растворился. После добавления избытка соляной кислоты был получен раствор зеленого цвета. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
11. К раствору сульфата хрома(III) добавили кальцинированную соду. Выделившийся осадок отделили, перенесли в раствор гидроксида натрия, добавили бром и нагрели. После нейтрализации продуктов реакции серной кислотой раствор приобретает оранжевую окраску, которая исчезает после пропускания через раствор сернистого газа. Напишите уравнения описанных химических реакций.
12. Смесь сульфата хрома(II) и перманганата калия растворили в избытке соляной кислоты. При последующем добавлении в раствор избытка гидроксида калия масса конечной смеси оказалась равной сумме масс исходной смеси и растворов кислоты и щелочи. Раствор, полученный при этом, содержал три соли, а осадок состоял из одного вещества. В каких мольных отношениях были взяты сульфат хрома(II) и перманганат калия? Ответ поясните уравнениями соответствующих химических реакций.
Ответ. 5 : 1.
13. Рассчитайте массу перманганата калия и объем воды, необходимые для приготовления 75 мл 5%-го раствора с плотностью 1,04 г/мл. Какие объемы этого раствора потребуются для окисления 4,56 г сульфата железа(II) в нейтральной и в кислой средах?
Ответ. $m(\text{KMnO}_4) = 3,9 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 74,1 \text{ мл}$; $V(\text{раствора в нейтральной среде}) = 60,77 \text{ мл}$, $V(\text{раствора в кислой среде}) = 36,46 \text{ мл}$.
14. Газ, полученный при взаимодействии 8,7 г диоксида марганца с избытком концентрированной соляной кислоты, пропустили в 100 мл 10%-го раствора гидроксида натрия с плотностью 1,1 г/мл. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. $\omega(\text{NaCl}) = 5,0\%$, $\omega(\text{NaClO}) = 6,36\%$, $\omega(\text{NaOH}) = 2,56\%$.
15. К 250 мл раствора сульфата хрома(III) с массовой долей соли 14% и плотностью 1,12 г/мл добавили 432 г раствора гидроксида натрия с концентрацией 2,5 моль/л и плотностью 1,2 г/мл. Определите массу выпавшего осадка и массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. $m(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 10,3 \text{ г}$; $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 12,14\%$, $\omega(\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]) = 3,18\%$.
16. К 300 мл раствора, в котором молярные концентрации дихромата калия и серной кислоты равны 0,1 и 0,5 моль/л соответственно, прибавили раствор сульфида натрия с плотностью 1,05 г/мл и массовой долей сульфида натрия 10%. В полученном растворе молярное соотношение серной кислоты к дихромату калия составило 4 : 1.

Определите массу осадка и объем добавленного раствора сульфида натрия.

Ответ. 0,96 г; 22,29 мл.

17. При производстве искусственных рубинов сплавляют оксид, содержащий 53% металла А(III), с небольшим количеством оксида металла Б(III), который можно получить термическим разложением дихромата аммония. При обработке некоторого количества металла раствором гидроксида натрия выделился газ, который смешали с воздухом и полностью сожгли. После сжигания газа и конденсации водяных паров объем газовой смеси уменьшился на 5,04 л (н. у.). Назовите металлы А и Б. Рассчитайте объем раствора NaOH с $\omega(\text{NaOH}) = 40\%$ и $\rho = 1,4$ г/мл, израсходованного на растворение металла А.

Ответ. А = Al, Б = Cr; $V = 7,14$ мл.

18. При полном разложении смеси карбоната кальция и неизвестной соли образуется 43,2 г смеси твердых веществ, вода и смесь двух газов, один из которых нерастворим в воде и химически малоактивен. После обработки продуктов реакции избытком воды остается 15,2 г нерастворимого в воде оксида, содержащего 68,5% металла(III). Относительная молекулярная масса исходной соли равна 252. Определите формулу этой соли и массовые доли веществ в исходной смеси.

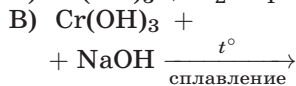
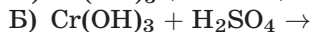
Ответ. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\omega_1 = 0,665$, $\omega_2 = 0,335$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- К амфотерным оксидам относятся
 - 1) CrO_3
 - 2) MnO_3
 - 3) CrO
 - 4) Cr_2O_3
 - 5) BeO
- Хром может взаимодействовать с
 - 1) кислородом
 - 2) бромом
 - 3) раствором нитрата свинца(II)
 - 4) оксидом алюминия
 - 5) конц. HNO_3 (без нагревания)
- При комнатной температуре хром взаимодействует с
 - а) HCl (разб.)
 - б) H_2O
 - в) H_2SO_4 (разб.)
 - г) N_2
 - д) H_2
- Выберите верные утверждения.
 - 1) оксид хрома(III) проявляет амфотерные свойства
 - 2) оксид хрома(III) проявляет только восстановительные свойства
 - 3) оксид хрома(III) реагирует с водой с образованием гидроксида
 - 4) оксид хрома(III) может быть и восстановителем, и окислителем
- При прокаливании $\text{Cr}(\text{OH})_3$ образуются
 - 1) оксид хрома(II)
 - 2) оксид хрома(IV)
 - 3) оксид хрома(III)
 - 4) хром
 - 5) вода
 - 6) водород
 - 7) кислород
- При взаимодействии хрома с соляной кислотой в отсутствие кислорода образуются
 - 1) CrCl_2
 - 2) H_2
 - 3) CrCl_3
 - 4) H_2O
- Степень окисления хрома в его основном, амфотерном и кислотном оксидах равна соответственно
 - 1) +6
 - 2) +2
 - 3) +3
 - 4) +1

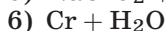
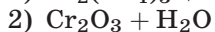
8. К амфотерным оксидам относятся
 1) CuO 2) P_2O_3 3) Cr_2O_3 4) CrO_3 5) BeO 6) PbO_2
9. Кислотными являются оксиды, формула которых
 1) CrO_3 2) CaO 3) Al_2O_3 4) NO_2 5) BeO 6) PbO_2
10. Выберите верные утверждения.
 1) гидроксид хрома(III) проявляет амфотерные свойства
 2) гидроксид хрома(III) имеет зеленый цвет
 3) амфотерным оксидом хрома является CrO_3
 4) все оксиды хрома являются несолообразующими
11. Лакмус окрашивается в одинаковый цвет в растворе нитрата хрома(III) и
 1) нитрата натрия 2) хлорида цинка
 3) хлорида аммония 4) карбоната натрия
12. Фенолфталеин остается бесцветным в растворах
 1) аммиака 2) гидроксида натрия
 3) хлорида цинка 4) карбоната натрия
 5) нитрата хрома(III) 6) карбоната цезия
13. Метилоранж окрашивается в одинаковый цвет в водном растворе хлорида хрома(III) и
 1) аммиака 2) сульфита натрия
 3) хлорида цинка 4) сульфида натрия
 5) хлорида хрома(III) 6) карбоната рубидия
14. Общее количество положительных и отрицательных ионов, образовавшихся при полной диссоциации 0,2 моль вещества в водном растворе, равно 1 моль. Формула этого вещества
 1) HClO_3 2) SiF_4 3) MgSO_4 4) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ 5) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
15. Образование осадка и выделение газа происходят при взаимодействии растворов
 1) карбоната лития и фосфорной кислоты
 2) сульфида хрома(III) и воды
 3) нитрата натрия и соляной кислоты
 4) силиката натрия и соляной кислоты
16. Дихромат-ионы в кислой среде легко переходят в ионы Cr^{+3} под действием
 а) H_2S б) H_2SO_4 в) SO_2 г) H_3PO_4 д) O_2 е) Na_2SO_3
17. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ

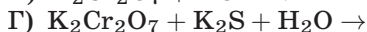
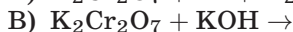
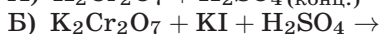
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



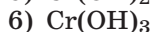
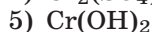
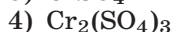
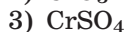
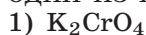
А	Б	В	Г

18. Установите соответствие между реагирующими веществами и одним из продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ



ОДИН ИЗ ПРОДУКТОВ



А	Б	В	Г

24.5. Железо, кобальт, никель

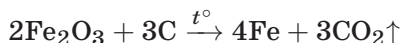
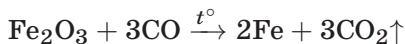
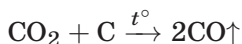
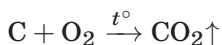
Атомы семейства железа не имеют свободного f -подуровня, в этом проявляются их отличительные свойства от элементов других триад. Металлы семейства железа обладают гораздо более высокой химической активностью по сравнению с семейством платиновых элементов.

24.5.1. Железо

Железо Fe ($[\text{Ar}]3d^64s^2$) — металл серебристо-белого цвета, достаточно твердый, хорошо проводит электрический ток. Чистое железо не подвергается коррозии.

По распространенности в природе железо является лидером в своей группе. Природные соединения железа: Fe_2O_3 — красный железняк (гематит); Fe_3O_4 (или $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) — магнитный железняк (магнетит, железная окалина); FeS_2 — пирит; FeCO_3 — сидерит.

В промышленности железо получают восстановлением железных руд коксом в доменных печах (доменный процесс). Основные реакции доменного процесса:

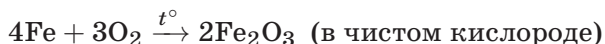


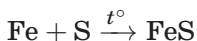
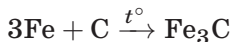
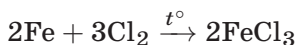
Помимо CO и C, восстанавливать оксиды железа можно также Al или H₂ при нагревании, а результат восстановления ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$) зависит от соотношения реагентов и условий реакции.

Химические свойства железа

По химическим свойствам железо — металл средней активности.

1. Железо взаимодействует с неметаллами:

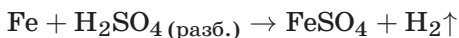
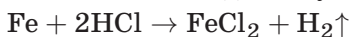




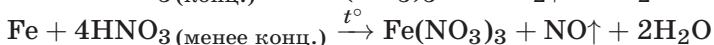
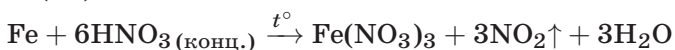
2. Раскаленное железо взаимодействует с водой:



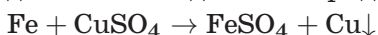
3. Железо взаимодействует с кислотами:



Концентрированные H_2SO_4 и HNO_3 при обычной температуре на железо не действуют, однако при нагревании образуются соли Fe(III) :

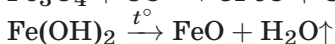
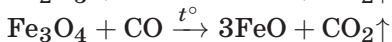
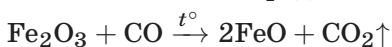


4. В реакциях железа с растворами солей восстанавливаемый металл должен находиться в ряду напряжений правее железа:

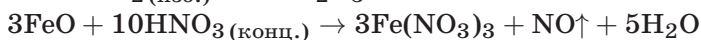
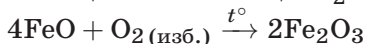
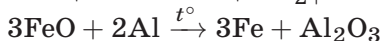
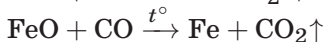
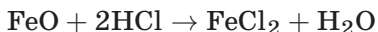


Соединения железа(II)

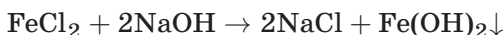
Оксид железа(II) FeO — основной оксид, получается при восстановлении оксида железа(III) или при разложении соединений железа(II) в неокислительной среде:



Оксид железа(II) взаимодействует с кислотами, восстанавливается до металла, окисляется до соединений железа(III):

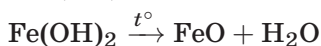
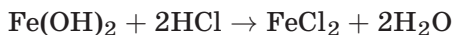


Гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — малорастворимое вещество белого цвета, выпадающее из раствора солей железа(II) при их подщелачивании:



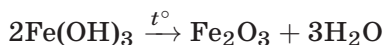
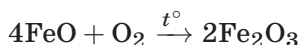
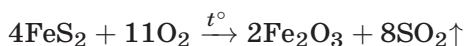
На воздухе оно сначала быстро окрашивается в зеленоватый цвет, затем буреет за счет процесса окисления в гидроксид железа(III).

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ реагирует с кислотами, окисляется на воздухе, термически неустойчив:

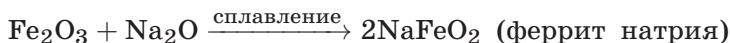
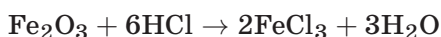


Соединения железа(III)

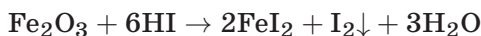
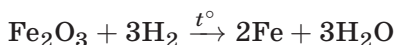
Оксид железа(III) Fe_2O_3 — твердое вещество красно-бурого цвета, образуется при обжиге железных руд, при разложении соединений железа(III):



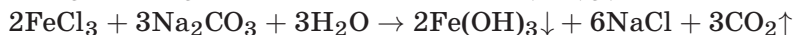
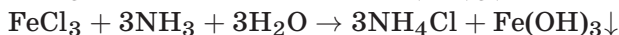
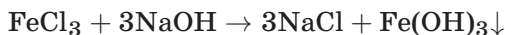
Fe_2O_3 проявляет слабые амфотерные свойства, реагируя с кислотами и сплавляясь с щелочами, карбонатами или оксидами активных металлов:



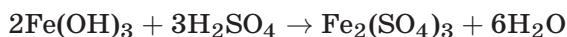
Fe_2O_3 проявляет окислительные свойства, восстанавливаясь до свободного металла или $\text{Fe}(\text{II})$:



Гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — вещество оранжево-коричневого цвета, характеризуется крайне малой растворимостью. Он полностью осаждается из растворов уже в кислой среде при $\text{pH} = 4$. Из растворов солей его можно осадить раствором щелочи, аммиака или растворимого карбоната:



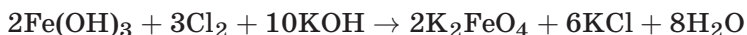
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ проявляет слабые амфотерные свойства, при нагревании разлагается:



В кислой среде соединения железа(III) являются сильными окислителями:



В сильнощелочной среде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ окисляется хлором до красного раствора феррата:

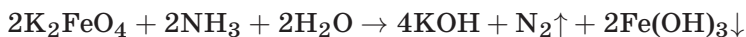


Соединения железа(VI)

В степени окисления +6 железо образует ферраты — соли железной кислоты, которая не выделена в свободном состоянии. Их получают окислением соединений железа(III) в сильнощелочной среде:



Ферраты в нейтральной и кислой среде являются сильными окислителями:



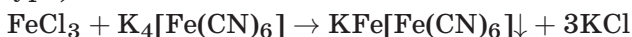
Комплексные соединения железа

Железо образует комплексные соединения с координационным числом 6 с органическими и неорганическими лигандами.

Желтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(II) калия — образуется при действии на раствор соли железа(II) избытком цианида калия:



При взаимодействии с ионами Fe^{3+} в водном растворе желтая кровяная соль дает темно-синий осадок $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (берлинскую лазурь):

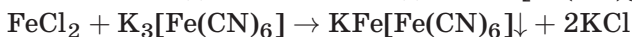


Эта реакция является качественной на ионы Fe^{3+} .

Красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(III) калия — образуется при действии на раствор соли железа(III) избытком цианида калия:



При взаимодействии с ионами Fe^{2+} в водном растворе красная кровяная соль дает синий осадок $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (турнбулеву синь):



Эта реакция является качественной на ионы Fe^{2+} .

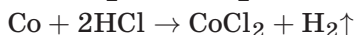
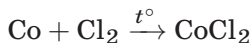
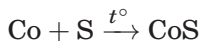
Ион Fe^{3+} образует с тиоцианат-ионом комплексное соединение с интенсивной красной окраской:



24.5.2. Кобальт и никель

Кобальт и никель менее активные по сравнению с железом металлы. Они образуют большое число соединений со степенью окисления +2, устойчивы к воздействию воды, так как защищены оксидной

пленкой. Взаимодействуют с серой и галогенами при нагревании, вытесняют водород из разбавленных кислот:



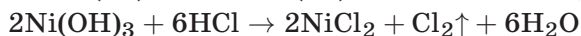
Концентрированные серная и азотная кислоты реагируют с кобальтом и никелем при нагревании, окисляя их до солей(II):



В ряду гидроксидов $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Co}(\text{OH})_2 - \text{Ni}(\text{OH})_2$ увеличивается их устойчивость и уменьшаются восстановительные свойства. $\text{Ni}(\text{OH})_2$ на воздухе устойчив и окисляется в присутствии сильных окислителей:



В ряду гидроксидов $\text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{Co}(\text{OH})_3 - \text{Ni}(\text{OH})_3$ уменьшается их устойчивость, окислительные свойства возрастают. Гидроксиды кобальта(III) и никеля(III) окисляют концентрированную HCl :

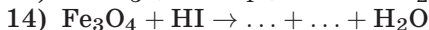
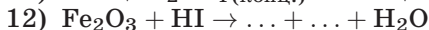
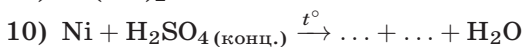
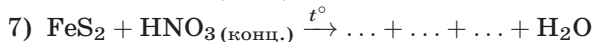
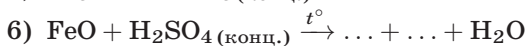
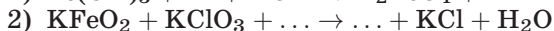


Кобальт(II) и никель(II) образуют комплексные соединения с координационными числами 4 и 6: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$.

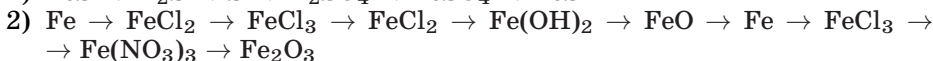


Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.



- Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):



- 3) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Fe}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
- 4) $\text{FeS} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{FeCO}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- 5) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
3. Приведите уравнения взаимодействия FeO и Fe_3O_4 с разбавленными растворами соляной и азотной кислот. Окислительно-восстановительные реакции уравнивайте методом электронного баланса.
4. Приведите четыре химических реакции (две окислительно-восстановительные и две протекающие без изменения степеней окисления), с помощью которых можно получить хлорид железа(III).
5. Приведите уравнения химических реакций качественного определения ионов Fe^{3+} и Fe^{2+} .
6. Опишите процессы, протекающие при растворении смеси серебра, оксида железа(II) и оксида кальция в концентрированной азотной кислоте, последующем добавлении избытка раствора гидроксида натрия и дальнейшем выпаривании и прокаливании полученного сухого остатка.
7. Тяжелую жидкость красно-бурого цвета, образовавшуюся при взаимодействии бромоводородной кислоты с перманганатом калия, отделили и нагрели с железной стружкой. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему раствор гидроксида калия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
8. Оксид железа(II) нагрели с разбавленной азотной кислотой. Раствор осторожно выпарили, твердый остаток растворили в воде, в получившийся раствор внесли железный порошок и через некоторое время отфильтровали. К фильтрату (жидкости, пропущенной через фильтр) добавили раствор гидроксида натрия, выпавший осадок отделили и оставили на воздухе, при этом цвет вещества изменился. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
9. К раствору хлорида железа(III) добавили железный порошок и через некоторое время профильтровали. К фильтрату добавили раствор гидроксида натрия, выпавший осадок отделили и обработали пероксидом водорода. К полученному веществу добавили избыток раствора гидроксида калия и бром, после чего окраска брома исчезла. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. Вещество, полученное при нагревании железной окалины в атмосфере водорода, внесли в горячую концентрированную серную кислоту и нагрели. Полученный раствор выпарили, остаток растворили в воде и обработали раствором хлорида бария. Раствор профильтровали, в фильтрат внесли медную пластинку, которая через некоторое время растворилась. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
11. 0,2 моль железа растворили в избытке разбавленной серной кислоты. В полученном растворе суммарная масса анионов в 4,8 раза больше суммарной массы катионов. Определите количество вещества серной кислоты, содержавшейся в исходном растворе.
Ответ. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,6$ моль.
12. Смесь железа и гидрокарбоната лития растворили в избытке концентрированной серной кислоты при нагревании. После завершения

реакций масса раствора не изменилась. Определите соотношение количеств веществ и их массовые доли в исходной смеси.

Ответ. $n(\text{Fe}) : n(\text{LiHCO}_3) = 3 : 5$; $\omega(\text{Fe}) = 33\%$, $\omega(\text{LiHCO}_3) = 67\%$.

13. Обжиг в избытке кислорода смеси равных количеств веществ, составляющих основу двух руд, содержащих железо, приводит к образованию трех оксидов в соотношении $1 : 1 : 4$. О каких веществах идет речь? Предложите способ разделения двух твердых образовавшихся оксидов, напишите уравнения соответствующих химических реакций.

14. В водный раствор сульфата меди массой 500 г и $\omega = 35\%$ была погружена железная пластинка. Через некоторое время пластинку вынули из раствора. Масса раствора уменьшилась на 4 г. Определите массу меди, выделившейся на пластинке.

Ответ. 32 г.

15. Смесь железа, алюминия и оксида меди(II) массой 15 г восстановили водородом. Полученную смесь обработали концентрированной азотной кислотой, при этом выделилось 2,24 л (н. у.) газа. Если же полученную смесь такой же массы обработать соляной кислотой, то выделится 6,72 л (н. у.) газа. Определите состав исходной смеси в % по массе.

Ответ. $\omega(\text{Fe}) = 54,99\%$, $\omega(\text{Al}) = 18,32\%$, $\omega(\text{CuO}) = 26,67\%$.

16. 14,7 г смеси порошков железа, меди и алюминия обработали избытком раствора NaOH, при этом выделилось 3,36 л газа (н. у.). Для хлорирования исходной смеси требуется 8,96 л хлора (н. у.). Определите состав исходной смеси в массовых долях.

Ответ. $\omega(\text{Cu}) = 43,5\%$, $\omega(\text{Al}) = 18,4\%$, $\omega(\text{Fe}) = 38,1\%$.

17. После прокаливания смеси нитрата железа(II) и нитрата серебра масса твердого остатка оказалась в два раза меньше массы исходной смеси. Определите состав исходной смеси в массовых долях.

Ответ. $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 70,89\%$, $\omega(\text{AgNO}_3) = 29,11\%$.

18. 40 г смеси оксида железа(III) и оксида меди(II) смешали с алюминием и нагрели. Половину образовавшейся массы растворили в избытке соляной кислоты, при этом выделилось 3,92 л газа (н. у.). Оставшуюся часть реакционной массы обработали избытком раствора щелочи, при этом выделилось 1,68 л газа (н. у.). Определите массовую долю алюминия в его исходной смеси с оксидами.

Ответ. 25,23%.

19. При обработке 16,42 г смеси порошков меди, железа и алюминия избытком раствора NaOH выделилось 2,016 л газа (н. у.). Если исходную смесь обработать избытком разбавленного раствора H_2SO_4 , то выделится 5,376 л газа (н. у.). Определите состав исходной смеси в массовых долях. Какой станет масса порошка, если исходную смесь поместить в избыток раствора CuSO_4 и выдерживать до окончания реакций?

Ответ. $\omega(\text{Cu}) = 38,97\%$, $\omega(\text{Al}) = 9,87\%$, $\omega(\text{Fe}) = 51,16\%$; 21,76 г.

20. Определите массовую долю сульфата железа(II) в растворе, полученном добавлением 27,8 г железного купороса — семиводного кристаллогидрата сульфата железа(II) — к 400 г 5%-го раствора сульфата железа(II). Какова молярная концентрация сульфата железа(II) в полученном растворе, если его плотность равна 1,043 г/мл?

Ответ. 8,2%; 0,565 моль/л.

21. В 80 г воды растворили при нагревании 210 г нитрата железа(III), после чего раствор охладили до 20 °С. Сколько граммов соли выпадет при этом из раствора, если коэффициент растворимости нитрата железа(III) при 20 °С равен 228 г/100 г H₂O? Определите массовую долю соли в образовавшемся насыщенном растворе.

Ответ. 27,6 г; 69,5%.

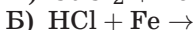
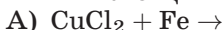
22. Для определения состава кристаллогидрата двойного сульфата калия и железа(III) 50,5 г этой соли сначала нагревали до полного обезвоживания, после чего масса соли составила 28,7 г. Затем соль растворили в воде и раствор разделили на две равные части. К одной из них добавили раствор нитрата бария, при этом образовался осадок массой 23,3 г. К другой части раствора прибавили раствор аммиака, полученный осадок отфильтровали и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 4 г. Определите формулу кристаллогидрата.

Ответ. KFe(SO₄)₂ · 12H₂O.

✓ Готовимся к ЕГЭ

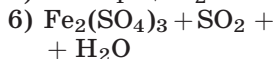
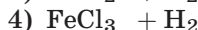
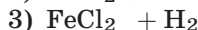
1. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

1) не взаимодействуют



А	Б	В	Г

2. Для увеличения скорости химической реакции
FeO_(тв) + CO_(г) = Fe_(тв) + CO_{2(г)} + 17 кДж необходимо

1) увеличить концентрацию CO₂

2) уменьшить концентрацию CO₂

3) повысить температуру

4) увеличить степень измельчения FeO

3. При образовании 1 моль CO₂ согласно термохимическому уравнению
Fe₃O_{4(тв)} + 4CO_(тв) ⇌ 3Fe_(тв) + 4CO_{2(тв)} + 15 кДж

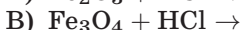
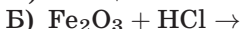
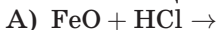
1) выделяется 3,75 кДж теплоты 2) поглощается 15 кДж теплоты

3) образуется 3 моль Fe 4) выделяется 15 кДж теплоты

5) поглощается 3,75 кДж теплоты 6) расходуется 1 моль CO₂

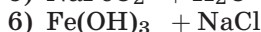
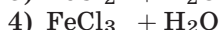
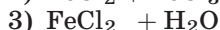
4. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

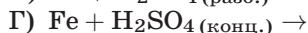
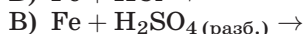
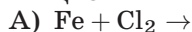
1) не взаимодействуют



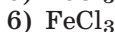
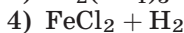
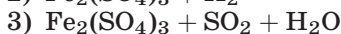
А	Б	В	Г

5. В системе $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{ТВ})} + 3\text{CO}_{(\text{Г})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{ТВ})} + 3\text{CO}_{2(\text{Г})} + Q$ на смещение химического равновесия вправо *не влияет*
 - 1) увеличение концентрации CO
 - 2) уменьшение температуры
 - 3) повышение температуры
 - 4) увеличение давления
 - 5) уменьшение концентрации CO_2
 - 6) уменьшение давления
6. Сокращенное ионное уравнение $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$ соответствует взаимодействию веществ
 - 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и KOH
 - 2) FeSO_4 и LiOH
 - 3) Na_2S и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
 - 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_2
7. Гидроксид железа(II) можно получить реакцией обмена между щелочью и
 - 1) FeS
 - 2) FeCl_3
 - 3) FeSO_4
 - 4) FeO
 - 5) FeBr_2
 - 6) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
8. Для восстановления железа из оксида железа(III) можно использовать
 - 1) H_2^0
 - 2) H_2O
 - 3) Al^0
 - 4) Ag
9. Восстановительные свойства железо проявляет в реакциях
 - 1) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
 - 4) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
 - 5) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
10. В реакции оксида железа(III) с оксидом углерода(II) окислителем и восстановителем являются соответственно
 - 1) Fe^0
 - 2) C^{+2}
 - 3) Fe^{+3}
 - 4) C^{+4}
11. Оксид железа(III) проявляет окислительные свойства при взаимодействии с
 - 1) гидроксидом натрия
 - 2) оксидом углерода(II)
 - 3) углеродом
 - 4) серной кислотой
 - 5) хлороводородом
 - 6) хлором в присутствии щелочи
12. Схеме превращения $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ соответствуют химические уравнения
 - 1) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
 - 2) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 - 4) $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$
 - 5) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
13. Для электрохимической защиты стальных изделий от коррозии в качестве протектора можно использовать
 - 1) свинец
 - 2) магний
 - 3) цинк
 - 4) медь
 - 5) олово
14. Продуктами обжига пирита FeS_2 являются
 - 1) FeO
 - 2) Fe_2O_3
 - 3) SO_3
 - 4) Fe_3O_4
 - 5) SO_2
 - 6) H_2SO_4
15. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



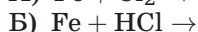
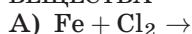
ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

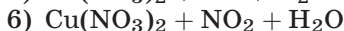
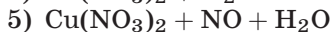
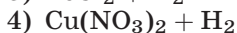
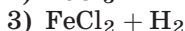
16. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ

ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



А	Б	В	Г

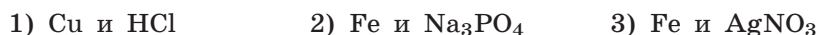
17. Реагируют с раствором HCl, но *не реагируют* с раствором NaOH



18. Вытесняют железо из сульфата железа(II)



19. Химическая реакция возможна между



20. *Не реагируют* между собой:



24.6. Подгруппа IV. Медь, серебро, золото

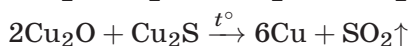
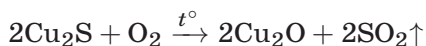
Подгруппа IV состоит из трех элементов с нечетными порядковыми номерами: медь Cu, серебро Ag и золото Au, которые иногда называют «монетными металлами», поскольку в древности их использовали в качестве денег, а затем из сплавов чеканили монеты. В основном состоянии электронная конфигурация внешних уровней атомов имеет $(n-1)d^{10}ns^1$ электронную конфигурацию.

Радиусы атомов возрастают от меди к серебру, радиусы атомов серебра и золота равны между собой. Химическая активность элементов уменьшается с возрастанием порядкового номера. Устойчивые степени окисления: +2 (для меди), +1 (для серебра), +3 (для золота).

24.6.1. Медь

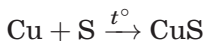
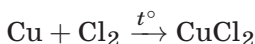
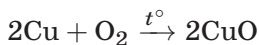
Медь — металл красноватого цвета, пластичен, обладает высокой электро- и теплопроводностью. Природные соединения меди: Cu₂S — медный блеск, CuFeS₂ — медный колчедан, (CuOH)₂CO₃ — малахит, Cu₂O — куприт.

Распространенный способ получения меди основан на следующих реакциях:

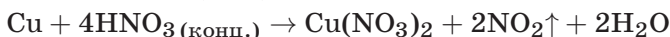


Химические свойства меди

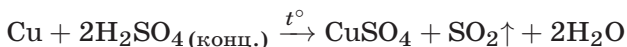
1. Медь реагирует с некоторыми неметаллами при нагревании:



2. Металл устойчив к действию соляной и разбавленной серной кислот, так как находится в ряду напряжений правее водорода, однако легко реагирует с азотной кислотой:



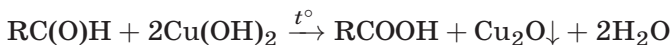
Реакция с концентрированной серной кислотой хорошо протекает лишь при нагревании:



3. В реакциях с растворами солей медь восстанавливает металлы, расположенные в ряду активности правее нее:

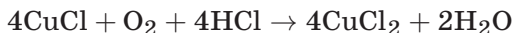
**Соединения меди(I)**

Оксид меди(I) Cu_2O — кристаллическое вещество, имеющее в мелкодисперсном состоянии желтый цвет, при укрупнении частиц желтая окраска сменяется красной. Cu_2O проявляет основные свойства, образуется в реакциях окисления альдегидов гидроксидом меди(II) или при попытке выделить гидроксид при действии щелочей на соли меди(I):

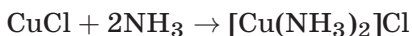


Гидроксид меди(I) CuOH — неустойчивое соединение, за которое долгое время принимали мелкодисперсный оксид Cu_2O .

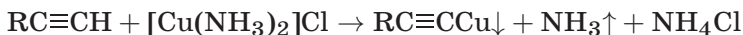
Соединения меди(I) легко окисляются кислородом воздуха, образуя устойчивые соединения меди(II):



Малорастворимые соединения меди(I) хорошо растворяются в растворах NH_3 , KCN , образуя комплексные соединения с координационным числом 2:

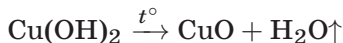
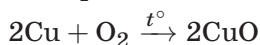


$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ взаимодействует с ацетиленом или его гомологами с концевой тройной связью с образованием ацетиленидов:

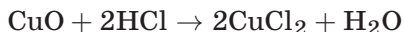


Соединения меди(II)

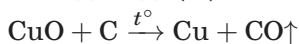
Оксид меди(II) CuO — кристаллическое вещество черного цвета, не растворяется в воде. CuO получают окислением меди или разложением термически неустойчивых соединений:



CuO является основным оксидом, растворяется при нагревании в растворах кислот с образованием солей меди(II):

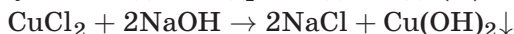


Оксид меди(II) восстанавливается углеродом до металла:

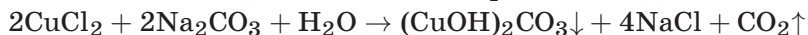


В качестве восстановителей можно также использовать CO , H_2 , NH_3 , Al и др.

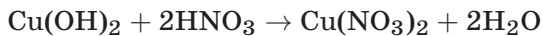
При действии щелочей на растворимые соли меди(II) выпадает голубой осадок гидроксида меди(II):



Те же растворы при действии на них раствора карбоната выделяют светло-зеленый осадок основного карбоната меди:



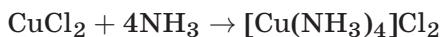
Гидроксид меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — основной гидроксид с проявлением амфотерных свойств. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ взаимодействует с кислотами и с концентрированными растворами щелочей:



Ионы йода восстанавливают ионы меди(II) до степени окисления +1:



Кристаллогидраты солей меди(II), а также их водные растворы имеют синюю окраску. Ион меди(II) образует окрашенные комплексы с координационным числом 4. При смешивании растворов солей меди и аммиака образуется сине-фиолетовый раствор, содержащий комплексный ион, в избытке хлорид-ионов появляется зеленое окрашивание:

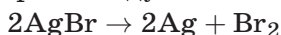


24.6.2. Серебро, золото

Золото — желтый ковкий тяжелый металл. Серебро — тяжелый пластичный металл с характерным блеском, обладает наибольшей среди металлов электро- и теплопроводностью, образует сплавы со многими металлами.

Серебро, ближайший аналог меди, представляет собой химически стойкий металл. В концентрированных кислотах (серной и азотной) растворяется аналогично меди. Галогениды серебра AgCl (белый),

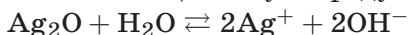
AgBr (желтоватый), AgI (желтый) характеризуются светочувствительностью и при освещении разлагаются на серебро и свободный галоген. Легкость разложения солей увеличивается при переходе от хлора к йоду:



Гидроксид серебра неустойчив, поэтому при действии щелочи на растворы солей серебра в осадок выпадает черный оксид:

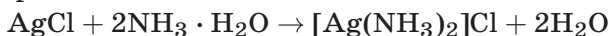


Несмотря на небольшую растворимость, жидкость над осадком имеет сильнощелочную среду с $\text{pH} = 11,5$:

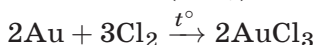


Соединения серебра проявляют сильные окислительные свойства.

В комплексных соединениях серебро проявляет координационное число 2. AgCl и AgBr, в отличие от AgI, растворяются в концентрированном аммиаке:

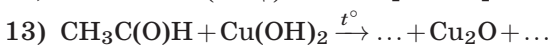
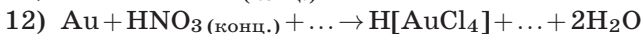
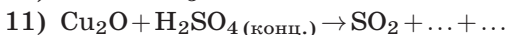
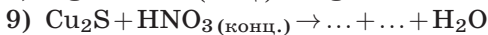
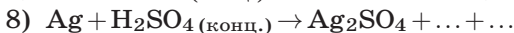
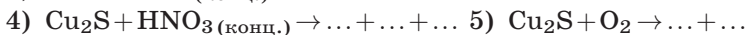
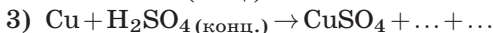
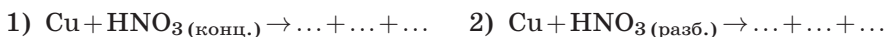


Золото — один из самых инертных металлов. Не реагирует с водой, щелочами, кислородом, азотом, углеродом, серой. Растворяется в «царской водке», с обычными кислотами не реагирует, с галогенами реагирует при нагревании:

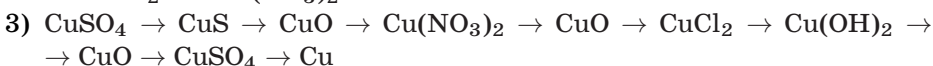
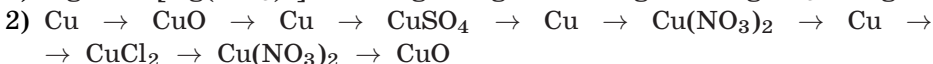
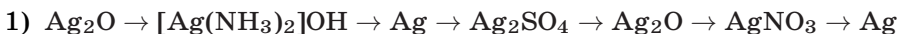


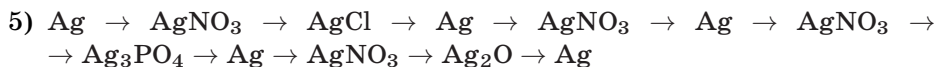
Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель



2. Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):





3. Раствор разбавленной азотной кислоты разделили на две равные части, к каждой из которых добавили образцы железа и меди. После завершения всех реакций массы растворов оказались равны. Масса какого из образцов была больше? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
4. Образцы магния и меди равной массы растворили в концентрированной азотной кислоте. Определите соотношение объемов выделившихся газов.
Ответ. $V(\text{NO}) : V(\text{NO}_2) = 1 : 3$.
5. Вещество, выделенное на катоде при электролизе расплава хлорида меди(II), реагирует с серой. Полученный продукт обработали концентрированной азотной кислотой и выделившийся газ пропустили через раствор гидроксида бария. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
6. Медную стружку растворили в разбавленной азотной кислоте и раствор нейтрализовали гидроксидом калия. Выделившееся вещество голубого цвета отделили и прокалили. Полученное вещество черного цвета смешали с коксом и повторно прокалили. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
7. Газ, выделяющийся при растворении меди в горячей концентрированной азотной кислоте, может взаимодействовать как с газом, выделяющимся при обработке меди горячей концентрированной серной кислотой, так и с медью. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
8. К порошкообразному веществу черного цвета добавили раствор разбавленной серной кислоты и нагрели. В полученный раствор голубого цвета приливали раствор гидроксида натрия до прекращения выделения осадка. Осадок отфильтровали и прокалили. Продукт реакции нагревали в атмосфере водорода, в результате чего получилось вещество красного цвета. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
9. Смесь порошков алюминия и кадмия обработали избытком раствора CuCl_2 . После завершения всех реакций масса раствора осталась прежней. Определите соотношение количеств веществ и их массовые доли в исходной смеси металлов.
Ответ. $n(\text{Al}) : n(\text{Cd}) = 1 : 1,44$; $\omega(\text{Al}) = 14,2\%$, $\omega(\text{Cd}) = 85,9\%$.
10. Смесь меди и карбоната калия растворили в концентрированной азотной кислоте. После окончания всех реакций масса полученного раствора равна массе исходного раствора. Сравните объемы выделившихся газов.
Ответ. $V(\text{NO}_2) : V(\text{CO}_2) = 6,72$.
11. Раствор содержит сульфат меди(II), хлорид калия и нитрат цезия. Молярная концентрация ионов калия в три раза больше молярной концентрации ионов меди. Если подвергнуть раствор электроли-

зу до полного выделения хлора, какой окажется реакция среды в растворе после электролиза?

12. Раствор, содержащий по 0,2 моль сульфата меди(II), хлорида натрия и нитрата рубидия, подвергли электролизу до полного выделения меди. Определите объемы газов, выделившихся на электродах, и количества веществ в полученном растворе. Какова среда конечного раствора?

Ответ. $V(\text{Cl}_2) = 2,24$ л, $V(\text{O}_2) = 1,12$ л; $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль, $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль, $n(\text{Rb}_2\text{SO}_4) = 0,2$ моль.

13. Равные объемы растворов нитрата серебра и сульфата меди были подвергнуты электролизу до полного осаждения металлов. После электролиза объемы газов, выделившихся на аноде, оказались одинаковыми. Определите соотношение молярных концентраций солей в исходных растворах.

Ответ. 2 : 1.

14. Медный купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) какой массы и воду какого объема нужно взять для приготовления 200 г 15%-го раствора CuSO_4 ?

Ответ. 46,9 г; 153,1 мл.

15. Смесь двух из трех веществ (карбонат калия, сульфит натрия, медь) массой 63 г обработали избытком концентрированной серной кислоты. Определите состав выделившегося при этом газа в объемных долях, если известно, что при обработке третьего вещества такой же массы выделяется тот же объем газа.

Ответ. $\varphi(\text{CO}_2) = 83,78$, $\varphi(\text{SO}_2) = 16,22$.

16. Смесь хлорида аммония и кремния массой 16,3 г растворили в избытке раствора NaOH . Полученные газы пропустили над нагретым оксидом меди, в результате получили 44,8 г меди. Определите состав исходной смеси в массовых долях.

Ответ. $\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = 65,44\%$, $\omega(\text{Si}) = 35,56\%$.

17. Медную пластину массой 5 г погрузили в 100 г 20%-го раствора нитрата серебра. Через некоторое время масса пластины увеличилась до 8 г. Определите массу серебра, выделившегося на пластине, и массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

Ответ. $m(\text{Ag}) = 4,26$ г; $\omega(\text{AgNO}_3) = 13,76\%$, $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 3,8\%$.

18. Свинцовую пластину выдерживали некоторое время в 188 г 30%-го раствора нитрата меди(II). В результате масса пластины уменьшилась на 21,45 г. Определите массу меди, выделившейся на пластине, и массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

Ответ. $m(\text{Cu}) = 9,6$ г; $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 13,46\%$, $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 23,7\%$.

19. После погружения медной монеты массой 10 г в раствор нитрата серебра объемом 38 мл ($\rho = 1,316$ г/мл) с массовой долей соли 17% масса нитрата серебра уменьшилась в два раза. Какой стала масса монеты?

Ответ. 11,9 г.

20. При электролизе 500 г раствора сульфата меди с массовой долей соли 20% выделилось 5,6 л (н. у.) кислорода. Определите массовые доли веществ в растворе после электролиза.

Ответ. $\omega(\text{CuSO}_4) = 4,35\%$, $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10,65\%$.

21. В результате электролиза 400 мл 20%-го раствора CuSO_4 с плотностью 1,2 г/мл на аноде выделилось 4,48 л газа (н. у.). Определите массы веществ, выделившихся на электродах, и массовые доли веществ в конечном растворе.
 Ответ. $m(\text{Cu}) = 25,6$ г, $m(\text{O}_2) = 6,4$ г; $\omega(\text{CuSO}_4) = 7,14\%$, $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 8,75\%$.
22. В результате термического разложения смеси нитратов серебра и меди образовалась газовая смесь с плотностью по воздуху 1,4655. Определите массовые доли веществ в исходной смеси солей.
 Ответ. $\omega(\text{AgNO}_3) = 47,49\%$, $\omega(\text{Cu(NO}_3)_2) = 52,51\%$.
23. В результате термического разложения смеси нитратов калия и меди выделилось 8,4 л газа (н. у.). Определите массу исходной смеси солей, если известно, что в ней массовая доля азота как элемента составила 14,302%.
 Ответ. 44,05 г.
24. Газ, образовавшийся при нагревании меди в избытке концентрированной серной кислоты, пропустили через 18,2 мл раствора сульфита натрия с массовой долей соли 9,44% и плотностью 1,1 г/мл. При этом образовался раствор двух солей с равными массовыми долями. Определите массу растворившейся меди и массовые доли солей в конечном растворе.
 Ответ. $m(\text{Cu}) = 0,3622$ г; $\omega(\text{NaHSO}_3) = \omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 5,776\%$.
25. В результате электролиза 400 г раствора сульфата меди(II) с массовой долей соли 5% масса раствора уменьшилась на 8 г. Определите массовые доли веществ в оставшемся растворе и количества веществ, выделившихся на электродах.
 Ответ. $\omega(\text{CuSO}_4) = 1,046\%$, $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,5\%$; $n(\text{Cu}) = 0,1$ моль, $n(\text{O}_2) = 0,05$ моль.
26. При взаимодействии 6,4 г неизвестного металла с концентрированным раствором кислоты образуется соль металла(II) и выделяется 4,48 л газа (н. у.), содержащего 30,43% азота и 69,57% кислорода. Относительная плотность газа по водороду равна 23. Назовите неизвестный металл.
 Ответ. Cu.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Выберите верные утверждения относительно меди.
 - 1) d-элемент
 - 2) пассивируется концентрированной серной кислотой
 - 3) при взаимодействии с хлором образует хлорид меди(II)
 - 4) растворяется в разбавленной серной кислоте
 - 5) не растворяется в разбавленной серной кислоте
 - 6) вытесняет железо из его соединений
- Медь не растворяется в разбавленных водных растворах кислот:
 - 1) серной
 - 2) соляной
 - 3) азотной
 - 4) фтороводородной
- Медные изделия, находящиеся в контакте с воздухом, постепенно покрываются зеленым налетом, основным компонентом которого является
 - 1) CuO
 - 2) CuCO_3
 - 3) Cu(OH)_2
 - 4) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

4. Масса пластинки из никеля увеличится в водных растворах соли
 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2) CuSO_4 3) AgNO_3 4) ZnSO_4 5) SnCl_2
5. Раствор сульфата меди(II) взаимодействует с
 1) KOH 2) SiO_2 3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 4) Zn 5) KCl 6) K_2SO_4
6. Соединения состава $\text{K}[\text{M}(\text{OH})_4]$ образуются при взаимодействии
 1) CuO и KOH (t°) 2) BeO и $\text{KOH}_{(\text{p-p})}$
 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{KOH}_{(\text{p-p})}$ 4) CrO_3 и $\text{KOH}_{(\text{p-p})}$
7. Сокращенное ионное уравнение реакции: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ соответствует взаимодействию между
 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2_{(\text{p-p})}$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 2) CuO и $\text{NaOH}_{(\text{p-p})}$
 3) $\text{CuSO}_4_{(\text{p-p})}$ и $\text{NaOH}_{(\text{p-p})}$ 4) $\text{CuCl}_2_{(\text{p-p})}$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2_{(\text{p-p})}$
 5) CuO и H_2O 6) CuS и $\text{NaOH}_{(\text{p-p})}$
8. Сокращенное ионное уравнение $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$ соответствует взаимодействию
 1) сульфата меди и сульфида аммония
 2) гидроксида меди и сероводорода
 3) карбоната меди и сульфида аммония
 4) нитрата меди и сероводорода
 5) нитрата меди и сульфида калия
9. Масса цинковой пластинки уменьшится при выдерживании ее в растворах
 1) CuSO_4 2) HCl 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ 4) HgSO_4
10. Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения.

МЕТАЛЛ

- А) натрий
 Б) алюминий
 В) серебро
 Г) медь

ЭЛЕКТРОЛИЗ

- 1) водного раствора солей
 2) водного раствора гидроксида
 3) расплава поваренной соли
 4) расплавленного оксида
 5) раствора оксида в расплавленном криолите
 6) расплавленного нитрата

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
 ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH}_{(\text{недост.})} \rightarrow$
 Б) $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$
 В) $\text{MgCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$
 Г) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
 ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) не взаимодействуют
 2) $\text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$
 4) $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$
 5) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
 6) $\text{ZnCl}_2 + \text{Mg}$
 7) $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} + \text{NaCl}$

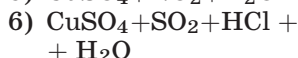
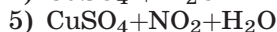
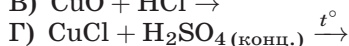
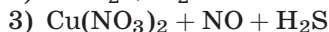
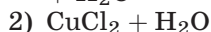
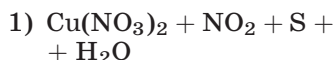
А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

А	Б	В	Г



13. Наличие в растворе ионов SO_4^{2-} и Cu^{2+} можно подтвердить с помощью растворов соответственно



14. С выпадением осадка и последующим его растворением протекает реакция между раствором гидроксида натрия и



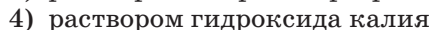
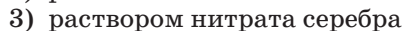
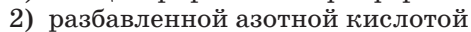
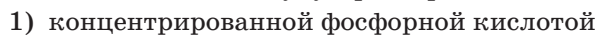
15. Может реагировать с водородом, серной кислотой и алюминием



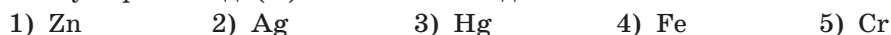
16. Оксид меди(II) взаимодействует с



17. И медь, и железо будут реагировать с



18. Из сульфата меди(II) вытесняют медь



19. При обычной температуре медь *не реагирует* с



20. Медь может вступать во взаимодействие с водными растворами



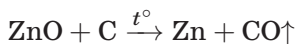
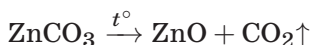
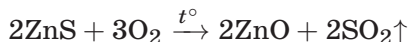
24.7. Подгруппа IIB. Цинк, ртуть

Подгруппа IIB состоит из цинка Zn , кадмия Cd и ртути Hg . Валентными у этих элементов являются ns^2 -электроны. Устойчивая степень окисления для всех элементов — +2.

24.7.1. Цинк

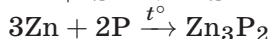
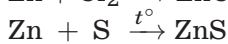
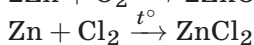
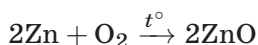
Цинк — металл серебристого цвета, пластичный, на воздухе покрывается оксидной пленкой, предохраняющей его от дальнейшего

окисления. Природные соединения цинка: ZnS — цинковая обманка; ZnCO_3 — цинковый шпат. Для получения цинка руды сначала обжигают, а затем восстанавливают полученный оксид цинка:

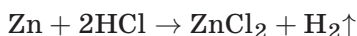


Химические свойства цинка

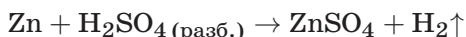
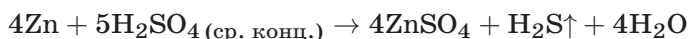
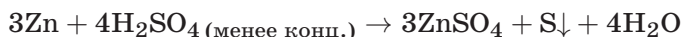
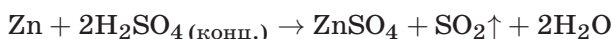
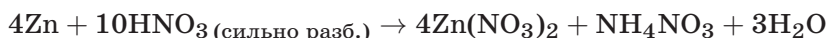
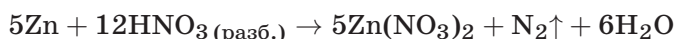
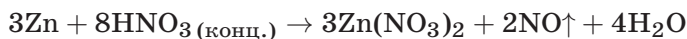
При повышенной температуре цинк реагирует с неметаллами — кислородом, галогенами, серой, фосфором:



Из воды и кислот цинк восстанавливает водород:



Цинк реагирует с серной и азотной кислотами, причем в зависимости от концентрации кислот образуются различные продукты их восстановления:



Металл растворяется в растворах щелочей с образованием тетрагидроксоцинкатов, а при сплавлении образуются метацинкаты:



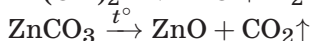
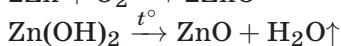
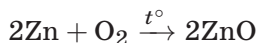
Вторая реакция идет в присутствии следов воды или оксида цинка.

За счет комплексообразования цинк медленно растворяется даже в растворе аммиака:

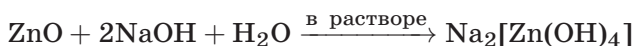
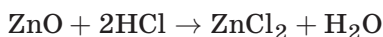


Соединения цинка

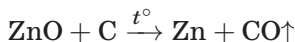
Оксид цинка ZnO — белое кристаллическое вещество, образующееся при окислении металла или при разложении соединений:



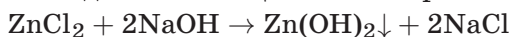
Оксид цинка проявляет амфотерные свойства, легко растворяется в кислотах, взаимодействует с основными оксидами и щелочами:



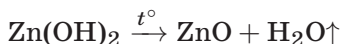
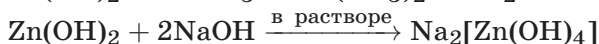
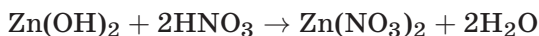
Оксид цинка легко восстанавливается до металла:



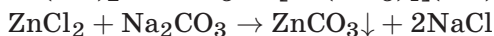
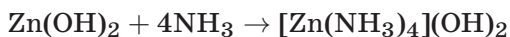
Гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — амфотерный гидроксид, который получают действием щелочей на растворимые соли цинка:



Он растворяется в кислотах и щелочах, разлагается при нагревании:



От алюминия цинк отличается тем, что образует комплекс с аммиаком и осаждается в виде карбоната, а не гидроксида в реакциях с растворимыми карбонатами:

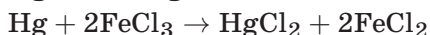


24.7.2. Ртуть

Ртуть — серебристо-белый металл, при комнатной температуре находится в жидком состоянии. Природное соединение: HgS — киноварь, красного цвета.

Растворы солей ртути HgCl_2 и $\text{Hg}(\text{CN})_2$ не проводят электрический ток из-за высокой степени ковалентности связей $\text{Hg}-\text{Cl}$ и $\text{Hg}-\text{CN}$.

Ртуть реагирует с порошком серы и с хлоридом железа(III), эти реакции используются для нейтрализации ртути при ее разливе:



Ртуть растворяется в азотной кислоте с образованием двух нитратов в зависимости от соотношения количества металла и кислоты:



Полученные соли при действии щелочей выделяют оксиды:

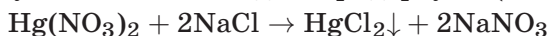


Соли ртути(I) проявляют двойственность в окислительно-восстановительных реакциях:



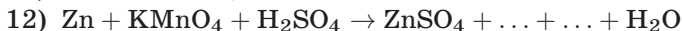
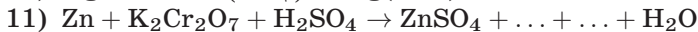
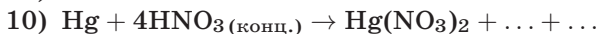
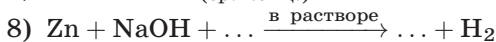
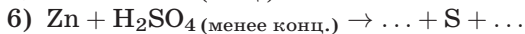
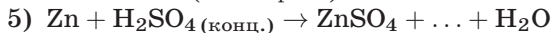
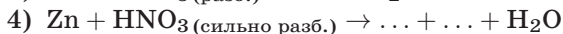
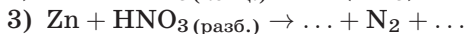
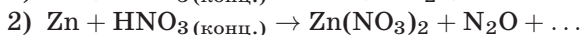
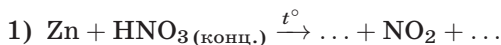
Чтобы избежать диспропорционирования, в растворы солей ртути(I) добавляют металлическую ртуть.

Из растворов нитратов ртути(II) хлоридом натрия осаждается хлорид ртути(II) — сулема, при действии на который аммиаком образуется белый амидохлорид ртути (белый преципитат):

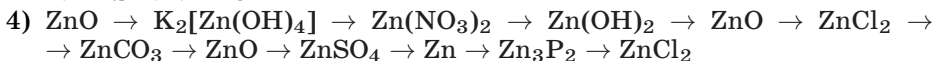
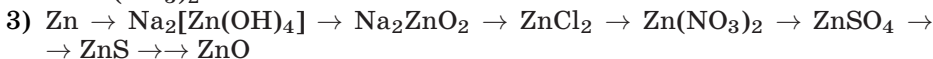
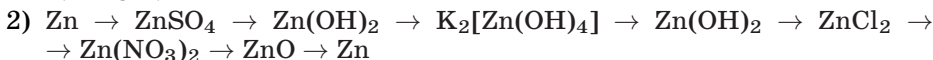
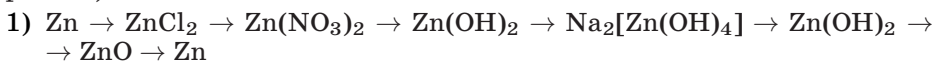


Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите окислитель и восстановитель.



- Осуществите следующие превращения (реакции не должны повторяться):



3. После прокаливания смеси цинка и карбоната кальция в избытке кислорода масса твердого остатка оказалась в 1,3 раза меньше массы исходной смеси. Определите соотношение количеств веществ в исходной смеси.
Ответ. $n(\text{Zn}) : n(\text{CaCO}_3) = 1 : 1,482$.
4. После прокаливания смеси нитратов цинка и натрия масса твердого остатка оказалась в 1,8267 раза меньше массы исходной смеси. Определите состав исходной смеси нитратов в массовых долях.
Ответ. $\omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 68,98\%$, $\omega(\text{NaNO}_3) = 31,02\%$.
5. Смесь порошков цинка и магния обработали избытком раствора нитрата кобальта(II). После реакции масса раствора не изменилась. Определите массовые доли металлов в смеси.
Ответ. $\omega(\text{Mg}) = 5,95\%$, $\omega(\text{Zn}) = 94,05\%$.
6. Два из трех нитратов (натрия, цинка и серебра) смешали. При прокаливании смеси и оставшегося нитрата были получены газовые смеси с одинаковой молярной массой. Какие нитраты смешали? Массовая доля какого нитрата в смеси больше?
Ответ. $\omega(\text{NaNO}_3) = 31,02\%$, $\omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 68,98\%$.
7. Напишите по два примера уравнений химических реакций в молекулярном и ионном виде с участием хлорида цинка, в которых реализуется: а) один признак необратимости химических процессов; б) сразу два признака необратимости.
8. Напишите уравнения химических реакций, которые протекают при растворении сульфида цинка в соляной кислоте, пропускании полученного газа через подкисленный раствор перманганата калия и растворении при нагревании полученного твердого вещества в разбавленной азотной кислоте.
9. Напишите уравнения химических реакций, которые протекают при растворении карбонатов цинка и железа(II) в концентрированной азотной кислоте, дальнейшем прибавлении избытка щелочи, выпаривании и прокаливании сухого остатка.
10. Нитрат цинка прокалили, продукт реакции при нагревании обработали раствором гидроксида натрия. Через образовавшийся раствор пропустили углекислый газ до прекращения выделения осадка, после чего обработали избытком концентрированного раствора аммиака. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
11. Цинк растворили в сильно разбавленной азотной кислоте и в полученный раствор добавили избыток раствора гидроксида калия, получив прозрачный раствор. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
12. Цинк растворили при нагревании в растворе гидроксида натрия. В полученный раствор небольшими порциями добавляли азотную кислоту до образования осадка. Осадок отделили, растворили в разбавленной азотной кислоте, раствор осторожно выпарили, остаток прокалили. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
13. Цинк растворили в концентрированной серной кислоте. Выделяющийся газ пропустили через раствор ацетата свинца(II), осадок отделили, подвергли обжигу, а образовавшийся газ пропустили

в водный раствор перманганата калия. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

14. Цинк растворили в концентрированной серной кислоте. Образовавшуюся соль выделили, растворили в воде, в раствор же добавили нитрат бария. После отделения осадка в раствор внесли магниевую стружку, раствор профильтровали, фильтрат выпарили и прокалили. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
15. Смесь порошков металлов, содержащих 0,02 моль железа и 0,01 моль кадмия, обработали избытком раствора сульфата меди(II). Рассчитайте изменение массы раствора после окончания всех реакций при условии полного растворения металлов.

Ответ. Масса уменьшилась на 0,32 г.

16. В водный раствор сульфата меди массой 300 г и $\omega = 40\%$ была погружена пластинка из кадмия. Через некоторое время пластинку вынули из раствора. Масса раствора увеличилась на 10 г. Определите массу меди, выделившейся на пластинке.

Ответ. 13,3 г.

17. После электролиза 250 г раствора нитрата ртути(II) с массовой долей соли 19,5% масса раствора уменьшилась на 8,64%. Определите массы веществ, выделившихся на электродах, и молярные концентрации веществ в конечном растворе, если его плотность составила 1,06 г/мл.

Ответ. $m(\text{Hg}) = 20$ г, $m(\text{O}_2) = 1,6$ г; $c(\text{Hg}(\text{NO}_3)_2) = 0,23$ моль/л, $c(\text{HNO}_3) = 0,93$ моль/л.

18. К 28,08 мл раствора нитрата ртути с массовой долей соли 25% и плотностью 1,25 г/мл добавили 19,67 г раствора фосфата калия с концентрацией 1,2 моль/л и плотностью 1,18 г/мл. Определите массу выпавшего осадка и массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $m(\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2) = 7,13$ г; $\omega(\text{KNO}_3) = 11,4\%$, $\omega(\text{K}_3\text{PO}_4) = 0,89\%$.

19. Образец нитрида цинка массой 2,23 г обработали 80 мл раствора соляной кислоты с концентрацией 1 моль/л и плотностью 1,2 г/мл, затем прибавили 40 г 10%-го раствора гидроксида натрия, в результате выделилось 448 мл газа (н. у.). Определите массу выпавшего осадка и массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $m[\text{Zn}(\text{OH})_2] = 1,98$ г; $\omega(\text{NaCl}) = 3,44\%$, $\omega(\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]) = 1,32\%$.

20. Цинк растворили в 81,67 мл 60%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,2 г/мл. В результате выделилось 2,8 л (н. у.) смеси двух газов с плотностью 1,379. Определите массовые доли веществ в конечном растворе.

Ответ. $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3,9\%$, $\omega(\text{ZnSO}_4) = 64\%$.

21. При обжиге на воздухе 29,1 г соли двухвалентного металла получили смесь двух оксидов, один из которых газообразный. Такое же количество газообразного оксида выделяется при нагревании концентрированной серной кислоты с 19,2 г меди. 24,3 г второго оксида, содержащего 80,25% металла(II), растворили в соляной кислоте и к получившемуся при этом раствору прилили раствор гидроксида натрия. Образовавшийся раствор с осадком разлили в две

пробирки. В одну из пробирок прилили соляную кислоту, а в другую — раствор гидроксида натрия. В обеих пробирках произошло растворение осадка. Определите формулу исходной соли. Объясните все наблюдаемые явления, запишите уравнения соответствующих химических реакций.

Ответ. ZnS .

22. К 22,5 г галогенида цинка добавили 100 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией NaOH 2,4 моль/л, при этом первоначально выпавший осадок частично растворился. Масса оставшегося осадка оказалась равной 7,92 г. Определите формулу исходного галогенида.

Ответ. ZnBr_2 .

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Выберите верные утверждения применительно к цинку.
 - 1) d-элемент
 - 2) пассивируется концентрированной серной кислотой
 - 3) при взаимодействии с кислородом образует оксид
 - 4) растворяется и в кислотах, и в щелочах
 - 5) при растворении в разбавленной азотной кислоте выделяет водород
 - 6) содержит два неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне
- Выберите верные утверждения применительно к гидроксиду цинка.
 - 1) не разлагается при нагревании
 - 2) проявляет только кислотные свойства
 - 3) проявляет амфотерные свойства
 - 4) вещество белого цвета
- В реакцию с оксидом цинка вступает каждое из двух веществ:
 - 1) O_2 и SO_3
 - 2) H_2 и H_2S
 - 3) Na_2O и HCl
 - 4) CuO и NaCl
 - 5) H_2 и NaOH
- Оксид цинка вступает в реакции с
 - 1) N_2O
 - 2) K_2O
 - 3) K_2SO_4
 - 4) H_2SO_4
 - 5) KOH
 - 6) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- В схеме превращений $\text{Zn} \xrightarrow{\text{X}} \text{ZnCl}_2 \xrightarrow{\text{Y}} \text{Zn}(\text{OH})_2$ веществами X и Y могут быть
 - 1) Cl_2 и H_2O
 - 2) HCl и NaOH
 - 3) FeCl_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 - 4) Cl_2 и $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- Взаимодействуют и с H_2S , и с KOH , и с Zn
 - 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - 2) CuSO_4
 - 3) Na_2CO_3
 - 4) HCl
- Вытесняют серебро из нитрата серебра
 - 1) Cu
 - 2) Zn
 - 3) Sn
 - 4) Hg
- Реагируют с оксидом цинка
 - 1) O_2 и SO_3
 - 2) Na_2SO_4 и HCl
 - 3) H_2 и H_2SO_4
 - 4) Na_2O и HNO_3
- С гидроксидом натрия, хлороводородной кислотой и нитратом серебра могут реагировать
 - 1) Cr_2O_3
 - 2) CuSO_4
 - 3) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
 - 4) Zn

10. С концентрированной азотной кислотой реагируют
1) медь 2) железо 3) серебро 4) цинк
11. Гидроксид цинка вступает в реакции с
1) NO 2) K₂O 3) Na₂SO₄ 4) H₂SO₄ 5) KOH 6) K₂CO₃
12. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- А) $\text{ZnCl}_2 + \text{NaOH}_{(\text{нед.})} \rightarrow$ 1) не взаимодействуют
 Б) $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$ 2) $\text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
 В) $\text{MgCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$ 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
 Г) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 4) $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$
 5) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
 6) $\text{ZnCl}_2 + \text{Mg}$
 7) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$

А	Б	В	Г

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

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
-------------------------	----------------------------

- | | |
|---|--|
| А) $\text{ZnS} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ}$ | 1) $\text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| Б) $\text{ZnS} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ}$ | 2) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| В) $\text{ZnO} + \text{HCl} \rightarrow$ | 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{S}$ |
| Г) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ}$ | 4) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | 5) $\text{ZnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | 6) $\text{ZnSO}_4 + \text{HCl}$ |

А	Б	В	Г

14. Цинк может взаимодействовать с
- | | |
|-------------------------------|--------------------------------|
| 1) фосфором | 2) конц. серной кислотой |
| 3) хлоридом алюминия | 4) разб. серной кислотой |
| 5) раствором хлорида меди(II) | 6) раствором гидроксида натрия |
| 7) расплавом поваренной соли | |

15. С образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода разлагаются при нагревании

- 1) нитрат натрия 2) нитрат меди
3) нитрат серебра 4) нитрат ртути

16. Ртуть может взаимодействовать с
- | | |
|----------------------------------|--------------------------------|
| 1) серой | 2) конц. серной кислотой |
| 3) хлоридом алюминия | 4) разб. серной кислотой |
| 5) раствором хлорида железа(III) | 6) раствором гидроксида натрия |
| 7) раствором поваренной соли | |

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

[illegible]

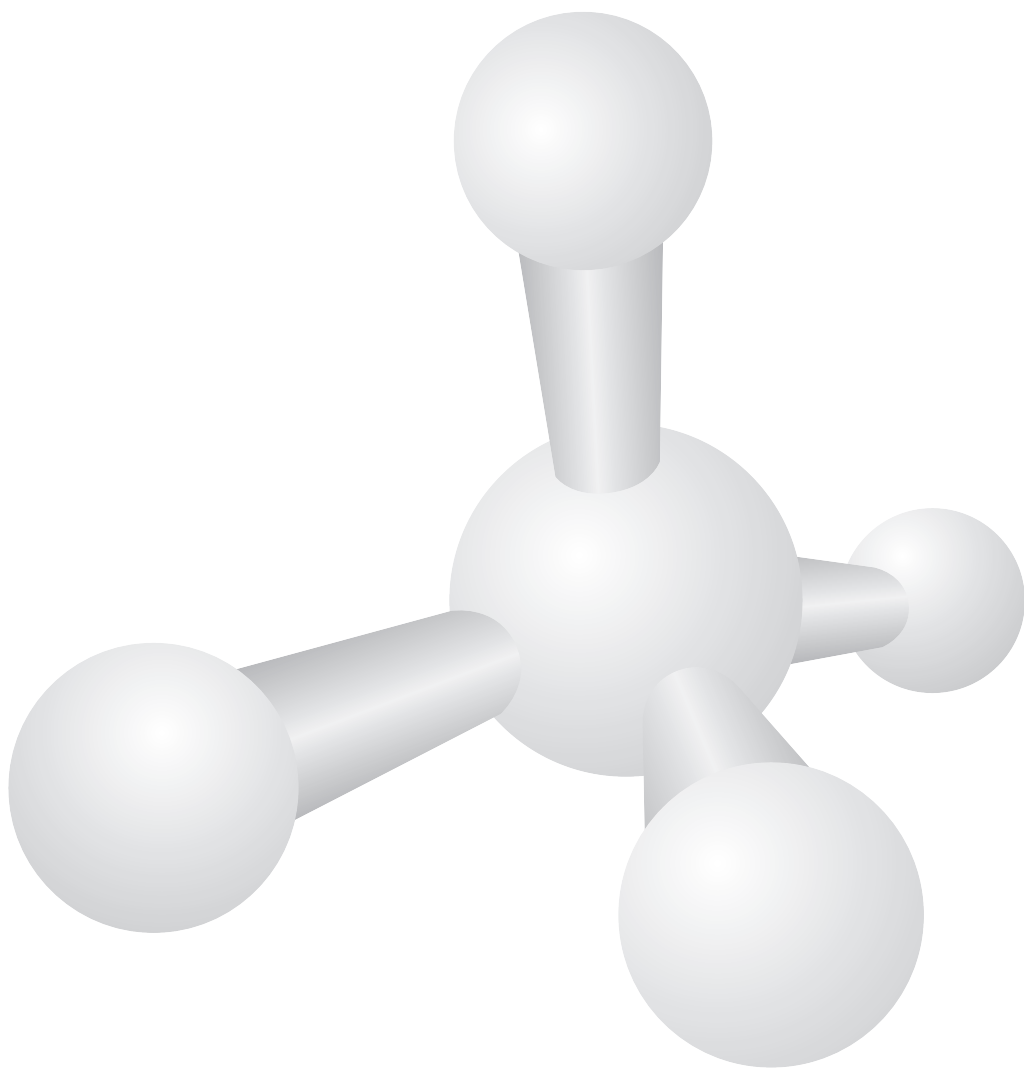
- А) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ}$ 1) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 Б) $\text{Hg} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ}$ 2) $\text{HgCl}_2 + \text{FeCl}_2$
 В) $\text{Hg} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ 3) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 Г) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \xrightarrow{t^\circ}$ 4) $\text{HgSO}_4 + \text{H}_2$
 5) $\text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 6) не реагирует

А	Б	В	Г

18. Цинк взаимодействует с растворами
- 1) соляной кислоты и гидроксида калия
 - 2) сульфата меди и хлорида магния
 - 3) нитрата кальция и азотной кислоты
 - 4) хлорида меди и гидроксида бария
 - 5) соляной кислоты и нитрата лития
19. Водород *не выделяется* при взаимодействии
- 1) цинка и раствора гидроксида натрия
 - 2) цинка и соляной кислоты
 - 3) ртути и концентрированной азотной кислоты
 - 4) цинка и концентрированной серной кислоты
 - 5) ртути и концентрированной серной кислоты
20. *Не взаимодействуют* между собой
- 1) цинк и раствор гидроксида натрия
 - 2) цинк и соляная кислота
 - 3) ртуть и соляная кислота
 - 4) цинк и нитрат магния
 - 5) ртуть и нитрат серебра

ЧАСТЬ III

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

25.1. Классификация органических соединений

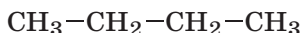
Органические соединения классифицируют по разным признакам.

- По строению скелета молекулы:

ациклические

карбоциклические

гетероциклические



бутан



циклобутан



тетрагидрофуран

- По степени насыщенности:

насыщенные

ненасыщенные

ароматические

алканы,

алкены, алкины,

арены

циклоалканы

диены

- По наличию функциональной группы:

углеводороды

их производные

Функциональная группа — атом или группа атомов, определяющие химические свойства и принадлежность вещества к определенному классу соединений.

Органический радикал — остаток молекулы органического соединения, из которого удалили один или несколько атомов водорода, оставив соответствующее число свободных валентностей ($\text{R}-$, $-\text{R}-$ и т. д.).

Углеводороды — вещества, молекулы которых состоят только из атомов углерода и водорода, функциональная группа отсутствует ($\text{R}-\text{H}$).

Галогенопроизводные углеводороды — вещества, в состав молекул которых входит один или несколько атомов галогена ($\text{R}-\text{F}$, $\text{R}-\text{Cl}$, $\text{R}-\text{Br}$, $\text{R}-\text{I}$).

Спирты — вещества, в которых гидроксильная группа связана с sp^3 -гибридизованным атомом углерода ($\text{R}-\text{OH}$).

Фенолы — вещества, в которых гидроксильная группа связана с бензольным кольцом ($\text{Ar}-\text{OH}$).

Простые эфиры — вещества, в которых алкокси- или арокси-группа связана с органическим радикалом ($\text{R}-\text{O}-\text{R}$, $\text{R}-\text{O}-\text{Ar}$ или $\text{Ar}-\text{O}-\text{Ar}$).

Амины — производные аммиака, в котором один, два или три атома водорода замещены на органический радикал ($\text{R}-\text{NH}_2$, R_2NH или R_3N).

Нитросоединения — вещества, которые содержат группу NO_2 , связанную с органическим радикалом ($\text{R}-\text{NO}_2$).

Альдегиды — вещества, которые содержат карбонильную группу ($C=O$), связанную с радикалом и атомом водорода ($R-C \begin{smallmatrix} O \\ // \\ H \end{smallmatrix}$).

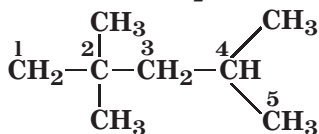
Кетоны — вещества, которые содержат карбонильную группу ($C=O$), связанную с двумя органическими радикалами ($R-C \begin{smallmatrix} O \\ // \\ R \end{smallmatrix}$).

Карбоновые кислоты — вещества, которые содержат карбоксильную группу, связанную с органическим радикалом ($R-C \begin{smallmatrix} O \\ // \\ OH \end{smallmatrix}$).

Изомеры — химические соединения, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, одинаковую молярную массу, но различающиеся своим строением.

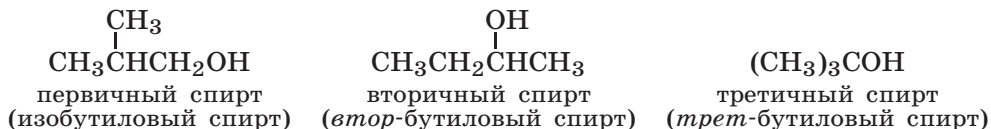
Гомологи — соединения, принадлежащие к одному классу веществ, обладающие близкими химическими свойствами и образующие *гомологический ряд*, в котором каждый последующий член отличается от предыдущего на *гомологическую разность* — группу CH_2 . Каждый гомологический ряд имеет свою общую формулу.

Первичный атом углерода — атом, связанный только с одним другим углеродным атомом, **вторичный атом углерода** — атом, связанный с двумя другими углеродными атомами, **третичный** — с тремя, **четвертичный** — с четырьмя.

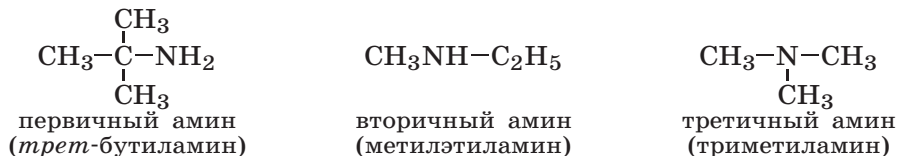


Здесь 1 и 5 — первичные; 3 — вторичный; 4 — третичный; 2 — четвертичный атомы углерода.

Для спиртов, галогенопроизводных и нитросоединений понятия *первичный*, *вторичный* и *третичный* используются в зависимости от того, у какого атома углерода находится функциональная группа:



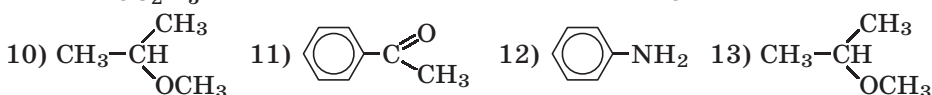
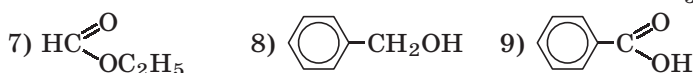
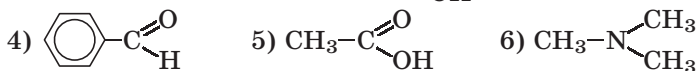
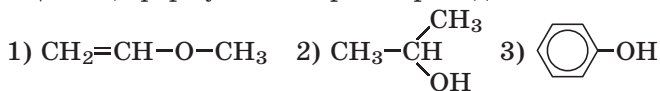
а для **аминов** — в зависимости от того, сколько атомов водорода в аммиаке замещено на органический радикал:



Упражнения для самостоятельного решения

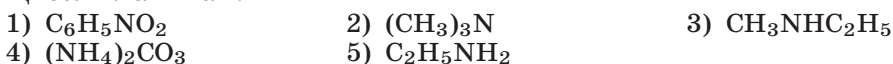
1. Напишите структурные формулы: а) любого циклического спирта; б) простейшего кетона; в) любого сложного эфира; г) любого простого эфира; д) простейшего альдегида; е) любого амина.

2. Определите, к каким классам органических соединений относятся вещества, формулы которых приведены ниже.

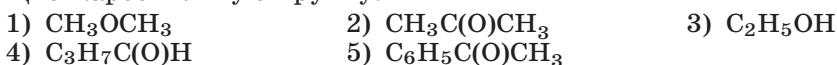


✓ Готовимся к ЕГЭ

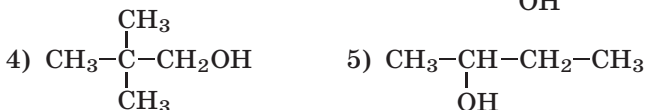
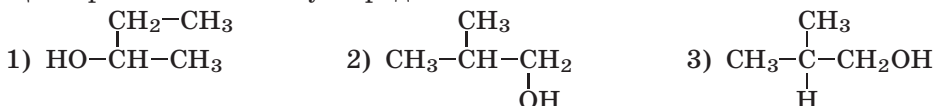
1. Среди приведенных ниже соединений выберите вещества, относящиеся к аминам.



2. Среди приведенных ниже соединений выберите вещества, содержащие карбонильную группу.



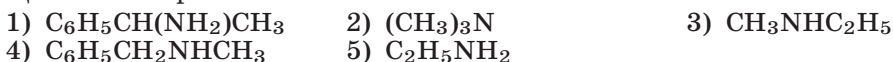
3. Среди приведенных ниже соединений выберите вещества, содержащие третичный атом углерода.



4. Среди приведенных в задании 3 соединений выберите формулы первичных спиртов.

5. Среди приведенных в задании 3 соединений выберите формулы веществ, в составе молекул которых отсутствуют вторичные атомы углерода.

6. Среди приведенных ниже соединений выберите вещества, относящиеся к вторичным аминам.



7. Установите соответствие между органическим веществом и классом соединений, к которому оно относится.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ
А) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	1) нитросоединения
Б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$	2) первичные амины
В) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$	3) кетоны
Г) $\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{CH}_3$	4) третичные амины
	5) спирты

А	Б	В	Г

8. Установите соответствие между органическим веществом и классом соединений к которому оно относится.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

А	Б	В	Г

А) C_3H_7COOH

1) простые эфиры

Б) C_6H_5OH

2) первичные амины

В) CH_3NH_2

3) карбоновые кислоты

Г) $C_2H_5OCH_3$

4) фенолы

5) спирты

9. К классу карбоновых кислот относятся

1) $C_6H_5CH(NH_2)CH_3$

2) $HCOOH$

3) $C_2H_5OCH_3$

4) $C_6H_5CH_2COOH$

5) $HOOCCH_2COOH$

10. К классу альдегидов относятся

1) CH_3CH_2CHO

2) $CH_3C(O)CH_3$

3) $(CH_3)_3COH$

4) $C_6H_5C(O)H$

5) C_2H_5COOH

25.2. Номенклатура органических соединений

Построение названий органических соединений подчиняется определенным принципам, которые зависят от вида используемой номенклатуры. Для рассмотрения разных номенклатур остановимся на некоторых важных понятиях.

Тривиальное название — исторически сложившееся название соединения, обычно не связанное с его химическим строением.

Родоначальная структура — органическое соединение, лежащее в основе называемого соединения.

Заместитель — атом или группа атомов, замещающие атомы водорода в родоначальной структуре.

Характеристическая группа — термин в правилах номенклатуры, соответствующий понятию *заместитель* (углеводородные заместители часто не считают характеристическими группами).

Локант — цифра или буква, указывающая положение заместителя в родоначальной структуре.

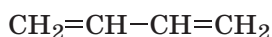
Умножающий префикс — приставки *ди-*, *три-*, *тетра-* и т. д., указывающие число одинаковых заместителей.

25.2.1. Радикально-функциональная номенклатура

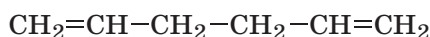
- Применяются названия органических радикалов, функциональных групп, классов соединений, тривиальные названия.
- В качестве локантов используются греческие буквы (α , β , γ , Δ , ϵ , ω) или префиксы *орто-*, *мета-*, *пара-* (для производных бензола).
- При наличии нескольких разных заместителей они приводятся в алфавитном порядке.
- Локанты ставятся начиная с атома углерода, ближайшего к функциональной группе.

Варианты построения названия

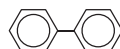
1. Для симметричных углеводородов — как удвоенный радикал:



дивинил



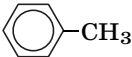
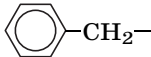
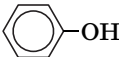
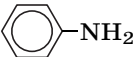
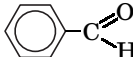
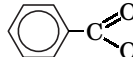
диаллил



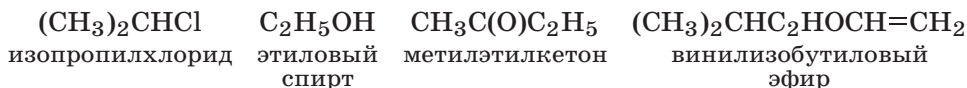
дифенил

Таблица 25.1

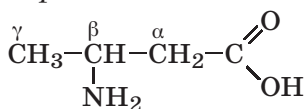
Названия некоторых органических соединений и радикалов

Соединение	Название	Радикал	Название
CH_4	Метан	CH_3-	Метил
CH_3-CH_3	Этан	CH_3-CH_2-	Этил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Пропан	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Пропил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \diagup \\ \text{CH} \\ \diagdown \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изопропил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Бутан	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Бутил
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изобутан	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изобутил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Втор-бутил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Трет-бутил
C_5H_{12} C_6H_{14} C_7H_{16} C_8H_{18} C_9H_{20} $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Пентан Гексан Гептан Октан Нонан Декан		
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Этилен	$\text{CH}_2=\text{CH}-$	Винил
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$	Пропилен	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-$	Аллил
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	Ацетилен	$\text{CH}\equiv\text{C}-$	Этинил
	Бензол		Фенил
	Толуол		Бензил
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{HC} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Формальдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{HC} \end{array}$	Формил
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Ацетальдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C} \end{array}$	Ацетил
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	Ацетон	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{C}-\text{CH}_2- \end{array}$	Ацетонил
Ароматические соединения:			
			
фенол	анилин	бензальдегид	бензойная кислота

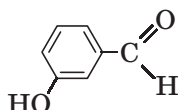
2. Для соединений с одной функциональной группой (галогенопроизводные, спирты, амины, кетоны, простые эфиры) название радикала соединяют с названием класса:



3. Для более сложных соединений, например включающих две функциональные группы, за основу берут вещество, имеющее тривиальное название (родоначальную структуру); положение заместителей указывают либо греческими буквами, либо префиксами *орто*-, *мета*-, *пара*-:

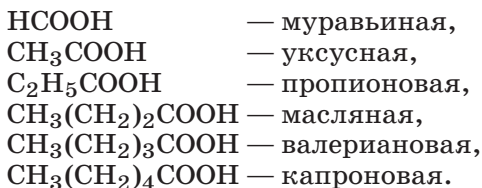


β-аминомасляная
кислота



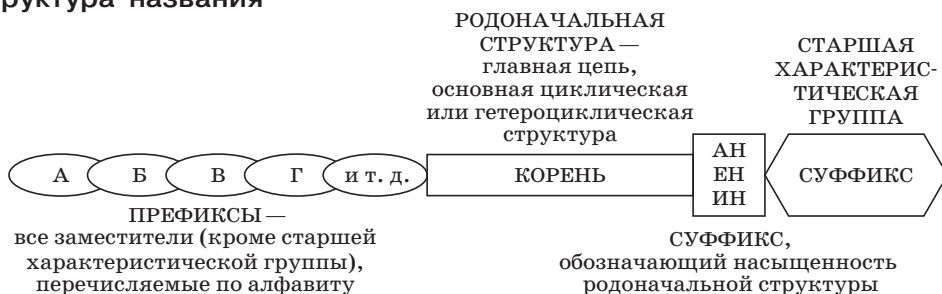
мета-гидрокси-
бензальдегид

Тривиальные названия кислот



25.2.2. Заместительная номенклатура

Структура названия



Порядок составления названия соединения по заместительной номенклатуре

1. Выявить все имеющиеся характеристические группы.
2. Установить, какая группа является старшей. Название этой группы отражается в виде суффикса и ставится в конце названия соединения с указанием соответствующего (соответствующих) локанта (локантов). Если одинаковых характеристических групп несколько, перед суффиксом ставится умножающий префикс (ди-,

три-, тетра- и т. д.). Все остальные группы войдут в название соединения в виде префиксов.

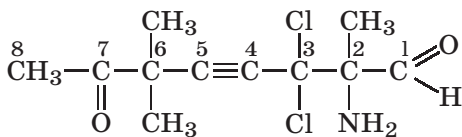
3. Выбрать родоначальную структуру:

- для *нециклических* соединений — углеводород, соответствующий самой длинной углеродной цепи, обязательно включающей старшую характеристическую группу (группы). При наличии нескольких характеристических групп, имеющих порядок старшинства, максимальное число их должно входить в главную цепь;
- для *циклических и гетероциклических* соединений за родоначальную структуру обычно принимают цикл или гетероцикл.

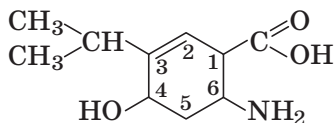
В ряде случаев за родоначальную структуру принимают соединение, имеющее распространенное тривиальное название (например, фенол, пенициллин и т. п.).

4. Пронумеровать главную цепь, чтобы старшая характеристическая группа получила наименьший номер. Если этот критерий не позволяет выбрать нумерацию, то применяют правило наименьших локантов — цепь или цикл нумеруют так, чтобы заместители получили наименьшие номера. Из двух возможных последовательностей локантов наименьшей считается та, в которой первой встречается цифра, меньшая, чем в другой последовательности, например, 1,2,7- меньше, чем 1,3,4-. В гетероциклических соединениях нумерацию атомов в цикле начинают с гетероатома.
5. Перечислить префиксы в алфавитном порядке с указанием локантов и использованием умножающих префиксов (умножающие префиксы не влияют на алфавитную последовательность).
6. Составить полное название соединения (локанты перечисляются через запятую, между локантами, префиксами и суффиксами ставится дефис. Локанты ставятся перед префиксами и после суффиксов).

Примеры названий по заместительной номенклатуре



2-амино-2,6,6-триметил-7-оксо-3,3-дихлороктин-4-аль



6-амино-4-гидрокси-3-изопропил-циклогексен-2-карбоновая кислота

Упражнения для самостоятельного решения

1. Напишите структурные формулы соединений, названия которых приведены по заместительной номенклатуре.
 - 1) метилпропан
 - 2) 2-метилпропен
 - 3) 2-метилпентандиовая кислота
 - 4) 2-метилбутен-2-ол-1
 - 5) 2-гидрокси-3-метилгександиовая кислота

Таблица 25.2

Названия и старшинство заместителей и характеристических групп

Заместитель или характеристическая группа	Формула	Название	
		префикс	суффикс
<i>I тип — характеристические группы и углеводородные радикалы, указываемые только в префиксах (не имеют старшинства, перечисляются по алфавиту)</i>			
Углеводородный радикал	—R	алкил арил	—
Фтор Хлор Бром Йод	—F —Cl —Br —I	фторо хлоро бromo иодо	—
Нитрогруппа	—NO ₂	нитро	—
Алкоксильная группа	—O—R	алкокси	—
Монозамещенная аминогруппа	RNH—	алкиламино	—
Дизамещенная аминогруппа	$\begin{array}{c} R \\ \diagup \\ N- \\ \diagdown \\ R \end{array}$	диалкиламино	—
<i>II тип — характеристические группы, указываемые в префиксах (перечисляются по алфавиту наряду с группами I типа) или в суффиксах (самая старшая группа). При наличии одной из этих групп суффикс обязателен (группы расположены в порядке возрастания старшинства)</i>			
Аминогруппа	—NH ₂	амино	амин
Гидроксильная группа	—OH	гидрокси	ол
Карбонильная группа (в кетонах)	$\begin{array}{c} \diagup \\ (C) \\ \diagdown \end{array} = O^*$	оксо	он
Карбонильная группа (в альдегидах)	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -(C) \\ \diagup \\ H \end{array}$ $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \diagup \\ H \end{array}$	оксо (формил)**	аль (карбальдегид)**
Карбоксильная группа	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -(C) \\ \diagup \\ OH \end{array}$ $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \diagup \\ OH \end{array}$	карбокси	овая кислота (карбоновая кислота)**

* Здесь и ниже атом углерода, указанный в скобках, входит в родоначальную структуру.

** Названия в скобках применяются в тех случаях, когда атом углерода функциональной группы не входит в главную цепь.

2. Назовите по заместительной номенклатуре следующие вещества:

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ | 2) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ |
| 3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{C}(\text{O})\text{H}$ | 4) $\text{HO}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{NH}_2$ |
| 5) $\text{HO}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{C}(\text{O})\text{OH}$ | 6) $\text{HC}(\text{O})\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{NH}_2$ |

3. Напишите структурные формулы соединений, названия которых приведены по радикально-функциональной номенклатуре.

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------------|
| 1) метилбромид | 2) этиловый спирт |
| 3) метилэтиловый эфир | 4) гидроксиацетон |
| 5) <i>мета</i> -аминобензальдегид | 6) изобутиламин |
| 7) изопропилфенилкетон | 8) β -гидроксимасляная кислота |
| 9) <i>пара</i> -нитроанилин | 10) винилэтилкетон |
| 11) аллилфениловый эфир | 12) дивинил |

4. Назовите соединения по радикально-функциональной номенклатуре, используя названия радикалов, классов соединений и функциональных групп.

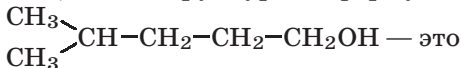
- | | |
|--|--|
| 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_3$ | 2) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_3$ |
| 3) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{OCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$ | 4) $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CH}_2$ |
| 5) $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ | 6) $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ |
| 7) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ | 8) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ |
| 9) <i>о</i> - $\text{NH}_2-\text{C}_6\text{H}_4\text{COOH}$ | 10) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ |
| 11) $\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{CH}_2\text{OH}$ | 12) $\text{CH}_2=\text{CHC}(\text{O})\text{CH}=\text{CH}_2$ |
| 13) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ | 14) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{OC}_6\text{H}_5$ |

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Вещество со структурной формулой $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_3$

- является изомером гептана
- имеет название 2-метил-2-этилбутан
- имеет название 3,3-диметилпентан
- является гомологом гептана
- является гомологом 3-метил-3-этилпентана

2. Вещество, структурная формула которого



- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| 1) 2-метилпентанол-5 | 2) 4,4-диметилбутанол-1 |
| 3) 1,1-диметилбутанол-4 | 4) 4-метилпентанол-1 |
| 5) изогексиловый спирт | |

3. Изомером и ближайшими гомологами метилпропана соответственно являются вещества, структурная формула которых

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | 2) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ |
| 3) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_3$ | 4) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$ |
| | 5) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ |

4. Установите соответствие между веществом и его принадлежностью к определенному классу органических соединений.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) пентанол-2
Б) декан
В) бутаналь
Г) пропин

КЛАСС ОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ

- 1) углеводороды
2) спирты
3) амины
4) альдегиды
5) простые эфиры

А	Б	В	Г

5. Установите соответствие между формулой вещества и его названием.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{O})\text{H}$
Б) $\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CH}_3$
В) $\text{Cl}-\text{CH}_2\text{COOH}$
Г) $\text{Br}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{NH}_2$

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- 1) пропаналь
2) хлоруксусная кислота
3) *мета*-броманилин
4) 4-метилфенол
5) *пара*-броманилин

А	Б	В	Г

6. Установите соответствие между названием вещества и формулой его гомолога.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) метилпропан
Б) бензол
В) 2-хлорпентан
Г) метилциклопентан

ФОРМУЛА ГОМОЛОГА

- 1) $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{Cl}$
2) $\text{C}_5\text{H}_9\text{C}_2\text{H}_5$
3) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$
5) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_2\text{CH}_3$

А	Б	В	Г

7. Установите соответствие между названием вещества и формулой его гомолога.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) 2,3-диметилпентан
Б) 2-метилбутен-2
В) пентадиен-1,3
Г) 3-метилбутин-1

ФОРМУЛА ГОМОЛОГА

- 1) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$
2) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
3) $(\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$
4) $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$
5) $\text{CH}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

А	Б	В	Г

8. Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) этилциклобутан
Б) этилбензол
В) изопентан
Г) диметилпропан

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_3$
2) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$
3) $\text{C}_4\text{H}_7-\text{C}_2\text{H}_5$
4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$
5) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}_2\text{H}_5$

А	Б	В	Г

Глава 25. Введение в органическую химию

9. Установите соответствие между названием вещества и формулой его гомолога.

[illegible]

- | | |
|-------------------|--|
| А) 2-метилбутен-1 | 1) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-(CH}_2)_3\text{-CH}_3$ |
| Б) изобутан | 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_3\text{H}_7$ |
| В) бутadiен-1,3 | 3) $\text{CH}_2=\text{CH-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| Г) толуол | 4) $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| | 5) $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{C}_2\text{H}_5$ |

А	Б	В	Г

10. Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА
Ацетон	CH_3COCH_3
Бензол	C_6H_6
Вода	H_2O
Глицерин	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$
Дистиллят	-
Этанол	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

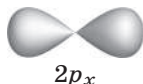
- | | |
|---------------------|---|
| А) 2-хлорбутан | 1) $\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| Б) 2,2-диметилбутан | 2) $\text{CH}_2\text{Cl-CHCl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| В) 1,2-дихлорпентан | 3) $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ |
| Г) 2-метил- | 4) $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| 1-хлорпропан | 5) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{Cl}$ |

А	Б	В	Г

25.3. Электронное строение органических соединений

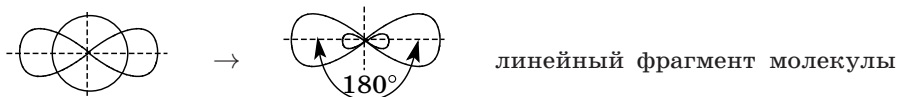
25.3.1. Геометрия органических молекул и гибридизация атомных орбиталей

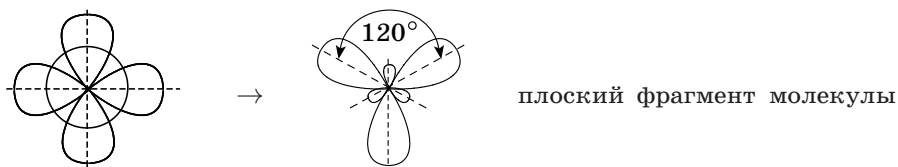
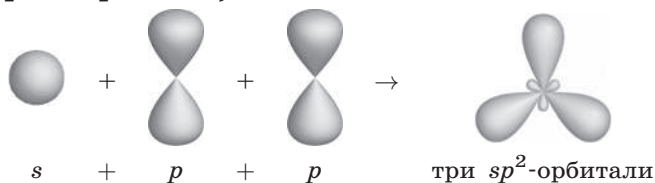
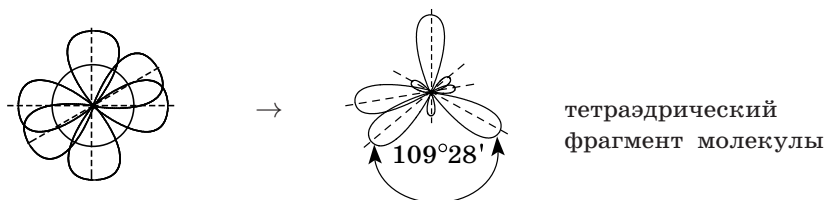
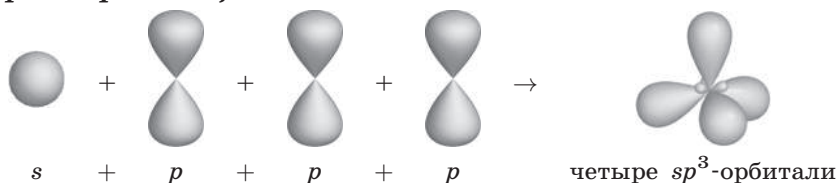
Атомные орбитали элементов 2-го периода принято обозначать следующим образом:



Гибридизация атомных орбиталей — математический прием, заключающийся в «смешивании» нескольких орбиталей различной формы и близкой энергии с образованием такого же числа гибридных орбиталей, соответствующих реальной геометрии молекулы. Для элементов 2-го периода гибридные орбитали имеют одинаковую форму и энергию. Различают следующие виды гибридизации:

сп-гибридизация:

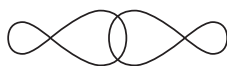


sp^2 -гибридизация: **sp^3 -гибридизация:****25.3.2. Химические связи в органических соединениях**

σ -Связь — ковалентная связь, образующаяся при перекрывании атомных орбиталей вдоль оси, проходящей через центры атомов:



связь C—H



связь C—C



связь C—Cl

Атом углерода образует σ -связи только гибридными орбиталями.

Одинарная связь — всегда σ -связь.

π -Связь — ковалентная связь, образующаяся при боковом перекрывании двух p -орбиталей по обе стороны от линии, соединяющей центры атомов.



π -Связь менее прочная, более рыхлая и легче поляризуется, чем σ -связь.

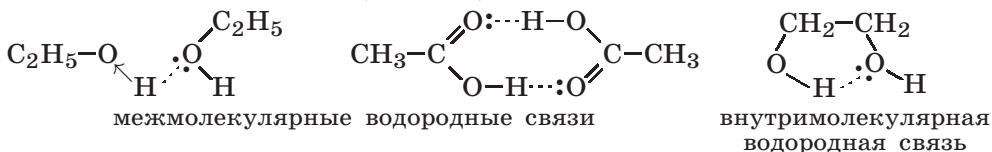
π -Связь может возникнуть только между атомами, уже связанными σ -связью.

Двойная связь — сочетание одной σ - и одной π -связи.

Тройная связь — сочетание одной σ - и двух π -связей.

Гибридизацию атома углерода легко определить, подсчитав число связанных с ним атомов: sp , если их два; sp^2 , если их три; sp^3 , если их четыре.

Водородная связь — слабая химическая связь, возникающая между атомом водорода, связанным с электроотрицательным атомом (O, N, F), и электроотрицательным атомом, обладающим неподеленной электронной парой (O, N, F):

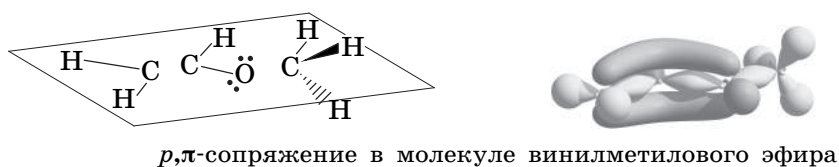


Сопряжение — существование единой p -электронной системы, образующейся в результате последовательного перекрывания трех или более p -орбиталей (образование *делокализованной* химической связи, охватывающей более двух атомов). Образование такой системы энергетически выгодно.

π, π -Сопряжение возникает при чередовании кратных и одинарных связей:



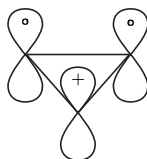
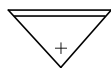
p, π -Сопряжение возникает при наличии рядом с кратной связью атома с неподеленной парой электронов:



Ароматичность — наличие в молекуле энергетически выгодной замкнутой цепи сопряжения, включающей $(4n + 2)$ p -электронов, где n — любое целое число (правило Хюккеля).

$$n = 0$$

(2 p -электрона):



циклопропенильный катион

$$n = 1$$

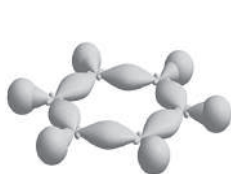
(6 p -электронов):



или



бензол (C_6H_6)



σ-связи в бензоле

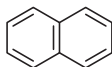


p-орбитали в бензоле

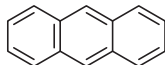
ароматическая
электронная система

$n = 2$
(10 p -электронов):

$n = 3$
(14 p -электронов):



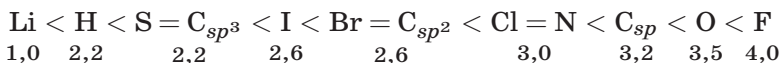
нафталин



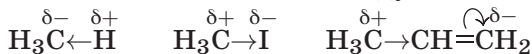
антрацен

25.3.3. Полярность химических связей в органических соединениях

Шкала относительной электроотрицательности Полинга:

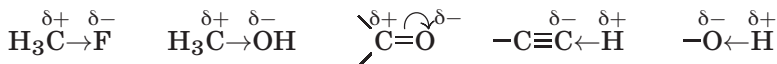


Если ковалентная связь образована атомами, имеющими одинаковую электроотрицательность, то она *неполярна*, например: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$, $\text{H}_3\text{C}-\text{SH}$. Если различие в электроотрицательностях связанных атомов невелико, связь между ними *малополярна*:



Поляризация σ-связей изображается стрелкой вдоль связи, поляризация π-связей — изогнутой стрелкой. Значки «δ+» и «δ-» означают частичные положительный и отрицательный заряды.

Сильно полярные связи образуются между атомами, значительно различающимися по своей электроотрицательности:



Поляризуемость связи — способность электронов связи смещаться под действием электрического поля, создаваемого другим атомом, несущим целый или частичный заряд. π-Связи поляризуются гораздо сильнее, чем σ-связи. Чем больше размеры атомов, образующих связь, тем легче она поляризуется, например, поляризуемость связи углерод-галоген возрастает при переходе от C-F к C-I.

25.3.4. Электронные эффекты заместителей

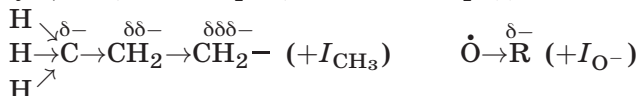
Практически любую молекулу органического вещества можно представить в виде структуры-основы с присоединенными к ней заместителями (атомами или группами атомов). Для понимания общего распределения электронной плотности в молекуле и предсказания возможных свойств состоящего из этих молекул вещества важно

знать, как тот или иной заместитель влияет на остальную часть молекулы, т. е. электронные эффекты заместителей.

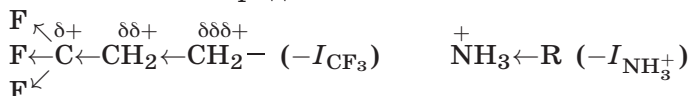
Точкой отсчета принят атом водорода — его эффект считается равным нулю. Эффект считается *положительным*, если заместитель увеличивает электронную плотность в остальной части молекулы (проявляет *электронодонорные* свойства). Эффект считается *отрицательным*, если заместитель уменьшает электронную плотность в остальной части молекулы (проявляет *электроноакцепторные* свойства).

Индуктивный эффект (I) — передача электронного эффекта заместителя по цепи σ -связей (обозначается прямой стрелкой вдоль σ -связи).

Положительным индуктивным эффектом (+I) обладают насыщенные углеводородные радикалы (алкилы и циклоалкилы) и атомы, несущие целый отрицательный заряд:



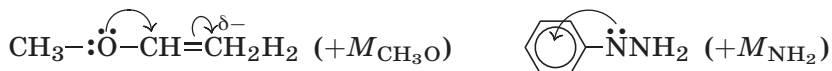
Отрицательным индуктивным эффектом ($-I$) обладают атомы, более электроотрицательные, чем углерод или заместители, содержащие такие атомы, а также заместители, несущие целый положительный заряд:



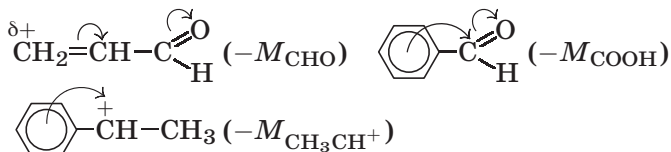
Индуктивный эффект в основном проявляется на ближайшем к заместителю атоме и быстро ослабевает по цепи σ -связей.

Мезомерный эффект (M) — передача электронного эффекта заместителя по цепи сопряжения (изображается изогнутой стрелкой). Возможен только в тех случаях, когда заместитель входит в систему сопряжения молекулы.

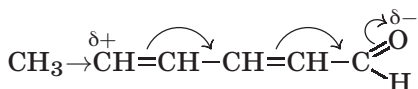
Положительным мезомерным эффектом (+M) обладают заместители, содержащие атом с неподеленной парой электронов, входящий в p , π -сопряженную систему:



Отрицательным мезомерным эффектом ($-M$) обладают заместители, входящие в систему π, π -сопряжения с остальной частью молекулы и имеющие электроотрицательный атом на конце этой системы, или заместители, имеющие вакантную (пустую) p -орбиталь, входящую в p, π -сопряжение с остальной частью молекулы:

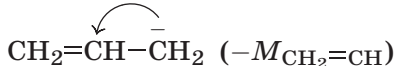
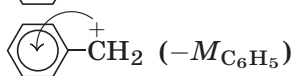
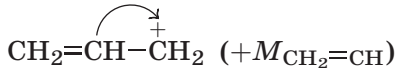
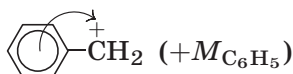


В отличие от индуктивного, мезомерный эффект распространяется на всю систему сопряжения, практически не ослабевая:



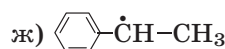
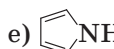
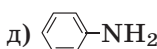
Если индуктивный и мезомерный эффекты одного и того же заместителя направлены в противоположные стороны, то, как правило, преобладает мезомерный эффект.

Винильные и арильные заместители могут проявлять как электронодонорные, так и электроноакцепторные свойства:



Упражнения для самостоятельного решения

1. В нижеприведенных частицах:

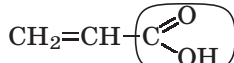
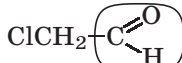
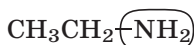


- укажите тип гибридизации каждого атома углерода;
- выделите систему сопряжения (если она имеется);
- укажите число атомов и число электронов в сопряженной системе, а также тип сопряжения (π, π или p, π);
- укажите, какие структуры являются ароматическими;
- укажите, в каких частицах все атомы углерода лежат в одной плоскости.

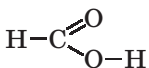
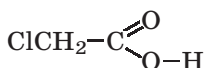
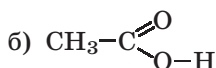
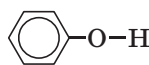
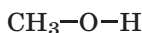
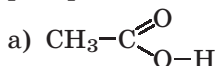
2. Используя шкалу электроотрицательности, стрелками укажите направление поляризации обозначенных *одинарных* связей в следующих соединениях:



3. Укажите электронные эффекты (I , M) обведенных заместителей, обозначив их соответствующими стрелками (прямыми вдоль связи — индуктивный, изогнутыми — мезомерный).



4. Расположите приведенные ниже соединения в порядке возрастания полярности связи $\text{O}-\text{H}$. Поясните ответ, указав при помощи стрелок распределение электронной плотности в молекуле.



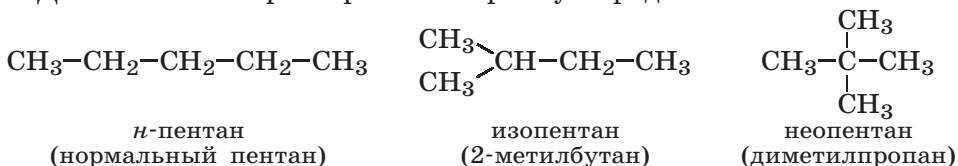


Готовимся к ЕГЭ

1. Выберите соединения с равным числом σ -связей в молекуле.
1) пропен 2) пропан 3) этанол
4) хлорэтан 5) пропиен
2. π -Связи отсутствуют в молекулах
1) пропиен 2) этен 3) изобутан
4) циклопентан 5) этаналь
3. Только σ -связи присутствуют в молекулах следующих соединений:
1) метилбензол 2) *цис*-бутен-2 3) циклогексанол
4) дивинил 5) диэтиловый эфир
4. Равное число π -связей в молекуле имеют
1) гексин-1 2) бензол 3) бутадиен-1,3
4) циклобутен 5) этановая кислота
5. Выберите верные утверждения, характеризующие молекулу пропина.
1) в молекуле шесть σ -связей
2) в молекуле две π -связи
3) все атомы углерода находятся в sp -гибридизации
4) молекула содержит sp^3 -гибридизованный атом углерода
5) все атомы лежат в одной плоскости
6. Выберите соединения, имеющие равное число σ - и π -связей в молекуле.
1) пропен 2) пропаналь 3) пропановая кислота
4) 2-хлорпропан 5) пропанон
7. Выберите соединения с равным числом σ -связей в молекуле.
1) масляная кислота 2) циклопентан 3) фенол
4) 2-бромбутан 5) гептан
8. Выберите соединения, в молекулах которых атомы углерода находятся только в sp^3 -гибридизации.
1) циклопропан 2) бутаналь 3) бутан
4) циклогексен 5) этандиол-1,2
9. Выберите соединения, молекулы которых содержат атомы углерода только в sp^3 и sp^2 -гибридизации.
1) пропиен 2) бутен-1 3) метилбензол
4) фенол 5) пропионовая кислота
10. Выберите соединения, в молекулах которых атомы углерода находятся только в sp^2 -гибридизации.
1) дифенил 2) пентадиен-1,3 3) бутен-2
4) бензол 5) циклогексан

Общая формула гомологического ряда алканов — C_nH_{2n+2} . Метан, этан, пропан и бутан при стандартных условиях (25°C и 101 кПа) — газы. Углеводороды с содержанием атомов углерода от 5 до 15 — жидкости, остальные алканы — твердые вещества. Газообразные алканы не имеют запаха и цвета. Алканы хорошо растворяются в неполярных органических растворителях и не растворяются в воде. Все атомы углерода в алканах находятся в состоянии sp^3 -гибридизации.

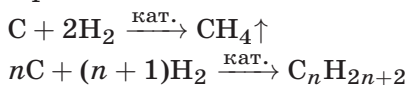
Для алканов характерна изомерия углеродного скелета:



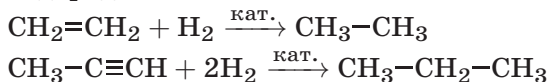
26.1. Получение алканов

1. Основной источник углеводородов — природные газы и нефть. В промышленности углеводороды получают перегонкой нефтепродуктов.

2. Прямой синтез:

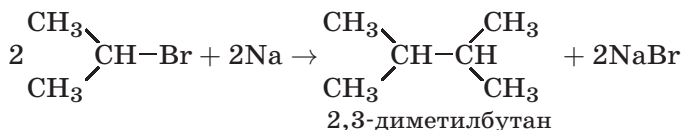
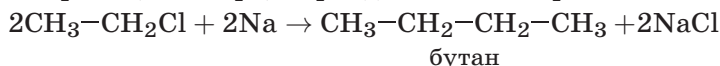


3. Каталитическое гидрирование (Ni, Pd, Pt) ненасыщенных углеводородов:

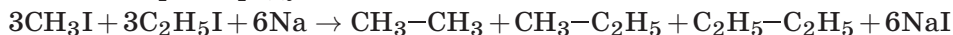


Реакции проводят при невысоких температурах ($20\text{--}100^\circ\text{C}$).

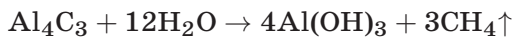
4. По реакции Вюрца при действии натрия на галогеноалканы:



Если берут смесь двух различных галогеноалканов, то получают смесь из трех продуктов:



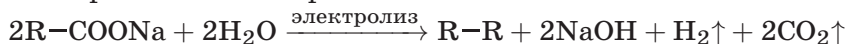
5. Гидролиз некоторых карбидов:



6. Пиролиз натриевых солей карбоновых кислот:



7. Электролиз солей карбоновых кислот:



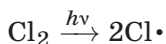
26.2. Химические свойства алканов

В молекулах алканов содержатся только малополярные и неполярные прочные σ -связи, поэтому этот класс углеводородов очень малоактивен и может вступать в химические реакции либо с очень активными реагентами, либо в очень жестких условиях.

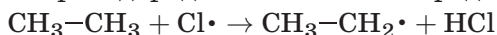
1. Галогенирование — реакция радикального замещения атомов водорода на галоген (хлор или бром), протекающая по цепному механизму.

Основные стадии процесса

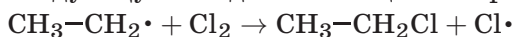
а) Инициирование — образование свободных атомов (радикалов) галогена за счет поглощения света или высокой температуры:



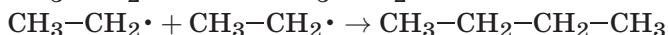
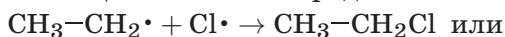
б) Рост цепи — атом хлора атакует молекулу алкана с образованием хлороводорода и алкильного радикала:



Алкильный радикал атакует молекулу хлора, образуя молекулу алкилгалогенида и радикал хлора, который способен начать следующую стадию этой цепной реакции:



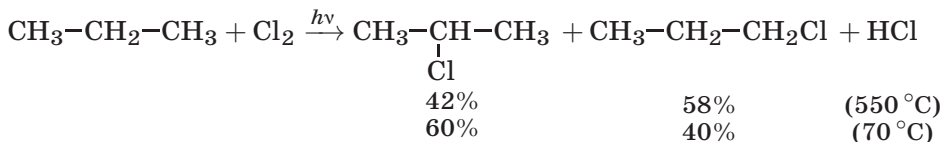
в) Обрыв цепи — происходит при взаимодействии каких-либо двух имеющихся в смеси радикалов:



Получить по этому методу монозамещенные продукты можно только при условии большого избытка алкана, так как образующиеся алкилхлориды взаимодействуют дальше с атомами хлора. Обычно получают смесь продуктов, которую затем разделяют дистилляцией. На ярком свете реакция протекает очень бурно (со взрывом).

Бромирование протекает менее энергично, взаимодействие с йодом осуществить практически не удается, наоборот, фтор взаимодействует с алканами очень энергично с разрывом углерод-углеродных связей и образованием смеси продуктов.

Монохлорирование алканов, содержащих различные атомы водорода, приводит к смеси продуктов замещения:

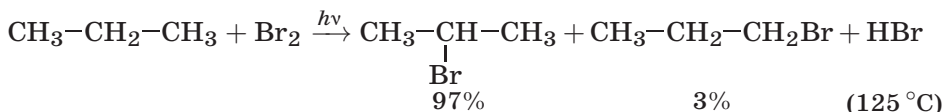


Статистическая вероятность замещения у первичного атома углерода в пропане в 3 раза больше, чем у вторичного (соотношение атомов водорода — 6 : 2).

Приведенные выше результаты указывают на некоторую избирательность реакции радикального замещения, которая усиливается при понижении температуры. Такая *региоселективность* связана с различной прочностью связи С—Н и относительной устойчивостью промежуточно образующегося органического радикала.

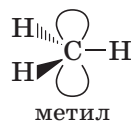
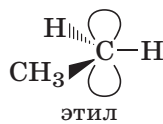
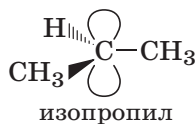
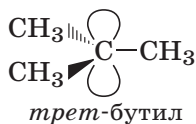
На региоселективность влияет также энергия частицы, начинающей цепной процесс (чем ниже энергия, тем больше селективность).

Так, бромирование пропана приводит к получению почти исключительно 2-бромпропана:



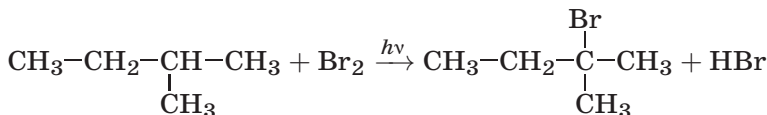
Органические реакции преимущественно протекают через образование наиболее устойчивых (обладающих наименьшей энергией) промежуточных частиц.

Устойчивость свободных радикалов уменьшается от третичного к первичному:

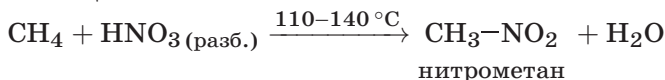


Атом углерода, несущий неспаренный электрон, находится в состоянии sp^2 -гибридизации.

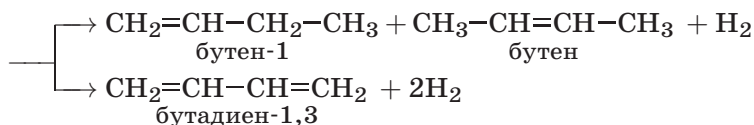
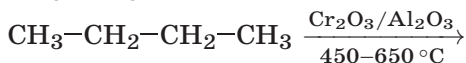
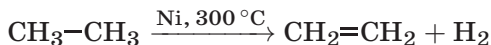
При бромировании 2-метилбутана основным продуктом бромирования является 2-бром-2-метилбутан:



2. Нитрование (реакция Коновалова) — реакция радикального замещения:



В этих условиях реакция протекает так же селективно, как и бромирование.

3. Реакции дегидрирования:

4. Крекинг — разрушение углеродного скелета при высокой температуре (450–600 °C) и образование углеводородов с меньшим числом углеродных атомов (предельных и непредельных):



Пиролиз метана в зависимости от условий протекает по-разному. При нагревании метана при температурах выше 1000 °C начинается разложение его на углерод и водород:



Если пиролиз проводить с мгновенным охлаждением образующихся продуктов, получают ацетилен. Процесс обычно проводят при 1500–2000 °C:

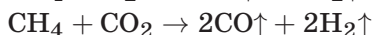
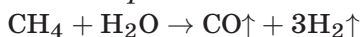
**5. Реакции каталитического окисления.**

Окисление бутана в присутствии катализатора при нагревании используется в промышленности для получения уксусной кислоты:



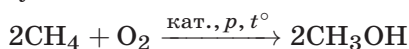
Окисление метана в зависимости от условий (катализатора, температуры, давления и окислителя) может приводить к образованию различных продуктов.

Реакции окисления метана водой или углекислым газом называются *конверсией метана*:

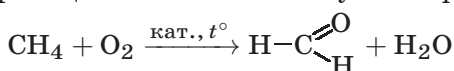


Образующуюся газовую смесь называют *синтез-газом*.

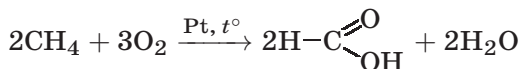
Высокотемпературное или каталитическое окисление метана при очень высоких давлениях и большом избытке метана позволяет получать метанол:



При небольших давлениях, использовании в качестве катализаторов оксидов металлов и большем содержании кислорода в реакционной смеси получают формальдегид:

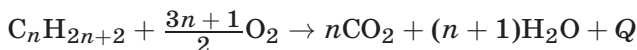


При использовании в качестве катализаторов платины и палладия и реакционной смеси с еще бóльшим содержанием кислорода можно получать муравьиную кислоту:



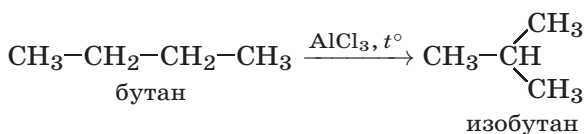
6. Реакции горения.

В общем виде:



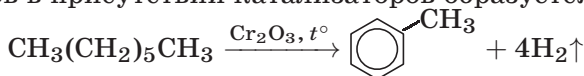
7. Изомеризация.

В присутствии катализаторов алканы неразветвленного строения изомеризуются в алканы с третичными атомами углерода:



8. Дегидроциклизация (ароматизация).

При нагревании углеводородов с длиной углеродной цепи ≥ 6 атомов в присутствии катализаторов образуется бензол или его гомологи:



Пример решения задачи

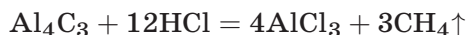
Пример. Карбид алюминия массой 4,32 г обработали избытком соляной кислоты. Образовавшийся газ подвергли хлорированию. В результате получили смесь ди- и монохлоралканов. Масса хлора, пошедшего на реакцию, составила 11,36 г. Определите массовые доли продуктов хлорирования.

Решение: Взаимодействие карбида алюминия с водным раствором кислот является лабораторным способом получения метана.

1. Определяем количество вещества карбида алюминия:

$$M(\text{Al}_4\text{C}_3) = 144 \text{ г/моль}, \quad n(\text{Al}_4\text{C}_3) = \frac{4,32}{144} = 0,03 \text{ моль}.$$

2. Записываем уравнение реакции:



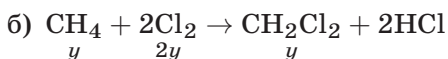
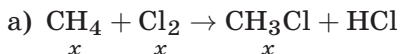
3. Вычисляем количество вещества метана в соответствии с уравнением реакции:

$$n(\text{CH}_4) = 3 \cdot n(\text{Al}_4\text{C}_3) = 3 \cdot 0,03 = 0,09 \text{ моль}.$$

4. Вычисляем количество вещества хлора:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{11,36}{71} = 0,16 \text{ моль}.$$

5. Пусть образуется x (моль) хлорметана и y (моль) дихлорметана. Запишем реакции хлорирования метана:



В соответствии с уравнениями (а) и (б) на образование x моль CH_3Cl требуется x моль Cl_2 , а на образование y моль CH_2Cl_2 — $2y$ моль Cl_2 .

6. Составляем систему уравнений и решаем ее:

$$\begin{cases} x + y = 0,09 \\ x + 2y = 0,16 \end{cases} \quad \left| \begin{array}{l} x = 0,02, \\ y = 0,07. \end{array} \right.$$

7. Вычисляем массу продуктов хлорирования:

$$m(\text{CH}_3\text{Cl}) = n(\text{CH}_3\text{Cl}) \cdot M(\text{CH}_3\text{Cl}) = 0,07 \cdot 50,5 = 3,535 \text{ г};$$

$$m(\text{CH}_2\text{Cl}_2) = n(\text{CH}_2\text{Cl}_2) \cdot M(\text{CH}_2\text{Cl}_2) = 0,02 \cdot 85 = 1,70 \text{ г}.$$

8. Определяем массовые доли ди- и монохлорметана:

$$\omega(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{смеси})}; \quad m(\text{см}) = 3,535 + 1,70 = 5,235 \text{ г}.$$

$$\omega(\text{CH}_3\text{Cl}) = \frac{3,535}{5,235} \cdot 100 = (67,53\%);$$

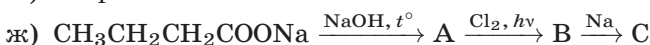
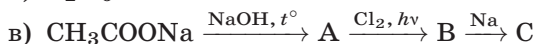
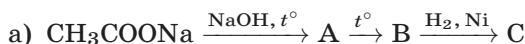
$$\omega(\text{CH}_2\text{Cl}_2) = \frac{1,70}{5,235} \cdot 100 = (32,47\%).$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Из перечисленных ниже соединений выберите пару изомеров и напишите их структурные формулы.
 - 2,7-диметилнонан
 - 2-метил-4-этилнонан
 - 4-метил-4-этилдекан
 - 2-метил-4-пропилдекан
 - 4-пропил-4-этилоктан
- В молекуле алкана имеются только первичные и третичные атомы углерода. Первичных атомов в два раза больше, чем третичных. Напишите формулу такого алкана.
- Приведите формулу алкана, в молекуле которого имеется шесть первичных атомов углерода, но нет вторичных и третичных атомов углерода.
- В молекуле одного из алканов находится 34 электрона. Составьте структурные формулы всех его изомеров.
Ответ. C_4H_{10} .
- Напишите исходные продукты и составьте уравнения реакции, чтобы по реакции Вюрца получить
 - тетраметилбутан
 - 3,4-диметилгексан
 - 3,4-диэтилгексан
 - 2,5-диметилгексан
- Предложите способ получения 3,3,4,4-тетраметилгексана из пентана.
- Составьте уравнения химических реакций в соответствии со схемами:
 - $\text{CH}_4 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{бутан}$
 - бутан $\xrightarrow{\text{AlCl}_3, t^\circ} \text{A} \xrightarrow{\text{Br}_2, h\nu} \text{B} \xrightarrow{\text{KOH}(\text{спирт})}$
 - карбид алюминия $\rightarrow$ пропан (предложите последовательность реакций)

8. Запишите уравнения химических реакций и назовите вещества А, В и С для превращений:



9. Оксид углерода(IV) смешали с газообразным алканом. В этой смеси объемная доля углекислого газа составила 50%, а его массовая доля — 73,3%. Какой алкан находился в смеси?
 Ответ. CH_4 .
10. Смесь состоит из пропана и азота. Массовая доля азота составляет 40%. Определите среднюю молярную массу смеси и количество вещества атомов водорода в 20 л (н. у.) этой смеси.
 Ответ. 35,8 г/моль, 3,49 моль.
11. Образец смеси, состоящей из метана и бутана, объемом 10 л (н. у.) содержит $63,8 \cdot 10^{23}$ электронов. Определите среднюю молярную массу и состав смеси (в % по объему).
 Ответ. 40,06 г/моль; $\varphi(\text{CH}_4) = 43\%$, $\varphi(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 57\%$.
12. При добавлении какого газа к смеси равных объемов этана и бутана плотность ее по азоту не изменится?
 Ответ. CO_2 или C_3H_8 .
13. Определите относительную плотность по водороду газовой смеси, если известно, что количество пропана в ней в 2 раза больше, чем количество бутана, количество этана в 2 раза больше, чем количество пропана, а количество метана в 2 раза больше, чем количество этана.
 Ответ. 13,13.
14. Карбид алюминия обработали разбавленным раствором соляной кислоты. Выделился газ объемом 3,36 л (н. у.). Реакция прошла с выходом 90%. Какая масса карбида алюминия была взята для проведения реакции?
 Ответ. 8 г.
15. 65,6 г ацетата натрия смешали с 40 г гидроксида натрия и прокалили. Рассчитайте объем выделившегося газа (н. у.), если реакция прошла с выходом 100%.
 Ответ. 17,92 л.
16. Рассчитайте массу хлороформа (CHCl_3), которую можно получить из 124 кг метана при выходе 90%.
 Ответ. 833,5 кг.
17. При хлорировании 31,36 л (н. у.) метана было получено 196,9 г смеси трихлорметана и тетрахлорметана. Определите массовые доли веществ в полученной смеси.
 Ответ. $\omega(\text{CHCl}_3) = 32,89\%$, $\omega(\text{CCl}_4) = 67,11\%$.

18. При хлорировании 101 г хлорметана образовалась смесь дихлорметана и трихлорметана в молярном соотношении 1 : 2. Вычислите объем хлороводорода (н. у.), выделившегося в ходе реакции.
Ответ. 74,67 л.
19. Рассчитайте массу тетрахлорида углерода, который можно получить при хлорировании метана объемом 13,44 л (н. у.) хлором объемом 78,4 л (н. у.). Выход продукта составляет 70% от теоретически возможного.
Ответ. 64,7 г.
20. Определите объем кислорода, необходимый для сжигания 23 г газовой смеси, состоящей из метана и этана, если плотность газовой смеси по одному из ее компонентов равна 0,767.
Ответ. $V(\text{O}_2) = 61,6$ л.
21. Смесь этана и бутана, средняя молярная масса которой равна 40 г/моль, сожгли. Определить объем полученного углекислого газа, если для сжигания этой смеси потребовалось 28 л кислорода.
Ответ. 16,6 л.
22. Для сжигания 10 л (н. у.) смеси пропана и этана потребовалось 47 л (н. у.) кислорода. Определите состав исходной смеси алканов (в % по объему).
Ответ. $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 20\%$, $\varphi(\text{C}_3\text{H}_8) = 80\%$.
23. Определите молекулярную формулу вещества, содержащего (в % по массе) 12,78% углерода, 2,13% водорода и 85,09% брома. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 6,4828.
Ответ. $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$.
24. Метилбутан пропустили над нагретым платиновым катализатором, при этом плотность газовой смеси уменьшилась на 12%. Определите состав полученной газовой смеси (в % по объему) и выход в реакции дегидрирования.
Ответ. $\varphi(\text{H}_2) = \varphi(\text{C}_5\text{H}_{10}) = 12\%$, $\varphi(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 76\%$; $\eta = 13,6\%$.
25. Для сгорания некоторого алкана требуется объем кислорода, в 11 раз больший, чем объем паров данного углеводорода при тех же условиях. Определите формулу алкана.
Ответ. C_7H_{16} .
26. При нагревании бромметана массой 3,85 г с металлическим натрием массой 1,15 г получили этан, объем которого равен 358,4 мл (н. у.). Определите выход продукта реакции.
Ответ. $\eta = 64\%$.
27. В результате реакции алкана с бромом была выделена смесь моно- и дибромпроизводных с атомным соотношением элементов $\text{C} : \text{H} : \text{Br} = 6 : 13 : 2$. Назовите алкан и определите соотношение количеств веществ в полученной жидкости.
Ответ. Бутан, $n(\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}) : n(\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}_2) = 1 : 2$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. К алканам относятся
- 1) C_6H_{14} 2) C_5H_{10} 3) C_3H_4 4) C_6H_6 5) C_4H_{10}
2. Являются структурными изомерами гексана
- 1) 3-этилпентан 2) диметилпропан 3) изогексан
4) 2-метилпентан 5) 2,2-диметилбутан

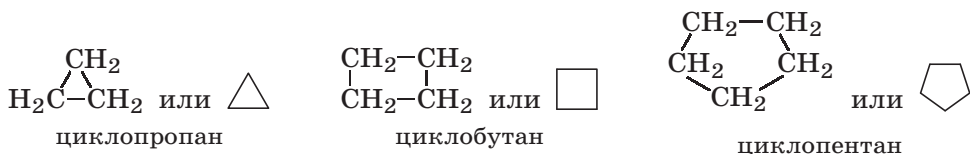
3. Являются структурными изомерами
 - 1) метилпропан и метилпропен
 - 2) пропан и этан
 - 3) гептан и изогептан
 - 4) бутен-1 и пентен-1
 - 5) метилпропан и бутан
4. Алканы могут вступать в реакции
 - 1) полимеризации
 - 2) дегидрирования
 - 3) дегидратации
 - 4) изомеризации
 - 5) окисления
5. Гексан может вступать в реакции
 - 1) нитрования
 - 2) ароматизации
 - 3) гидрирования
 - 4) изомеризации
 - 5) окисления
6. Для метана характерны
 - 1) реакции гидрирования
 - 2) тетраэдрическая форма молекулы
 - 3) наличие π -связи в молекулах
 - 4) sp^3 -гибридизация атома углерода
 - 5) реакции с галогеноводородами
 - 6) горение на воздухе
7. Взаимодействие пропана с бромом протекает
 - 1) с разрывом связи C—C в молекуле пропана
 - 2) через образование свободных радикалов
 - 3) с преимущественным образованием 1-бромпропана
 - 4) с преимущественным образованием 2-бромпропана
 - 5) на свету
8. Взаимодействие метилпропана с бромом протекает
 - 1) с разрывом связи C—C в молекуле алкана
 - 2) через образование свободных радикалов
 - 3) с преимущественным образованием 2-бром-2-метилпропана
 - 4) с преимущественным образованием 1-бром-2-метилпропана
 - 5) на свету
9. Какой объем (л) углекислого газа (н. у.) образуется при горении 10 л этана в 40 л кислорода?
10. Какой объем (л) воздуха (н. у.) необходим для полного сгорания 20 л (н. у.) бутана? (Принять, что в воздухе содержится 21% кислорода по объему.)
11. Карбид алюминия обработан 200 г 30%-го раствора серной кислоты. Выделившийся при этом метан занял объем 4,48 л (н. у.). Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
12. При обработке карбида алюминия раствором соляной кислоты массой 320 г и массовой долей HCl 22% выделилось 6,72 л (н. у.) метана. Рассчитайте массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.
13. Масса некоторого объема воздуха равна 0,123 г, а масса такого же объема газообразного алкана — 0,246 г (при одинаковых условиях). Определите молекулярную формулу алкана.
14. При полном сгорании 17,1 г жидкого углеводорода образовалось 26,88 л (н. у.) углекислого газа. Известно, что при радикальном хлорировании углеводорода образуется только одно монохлорпроизводное. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного алкана;
 - 2) приведите структурную формулу аммиака, однозначно отражающую порядок связи в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции с хлором на свету.

15. В результате сплавления органического вещества с гидроксидом натрия был получен алкан, 1,5 г которого занимают объем 1120 мл (н. у.). Известно, что исходное вещество относится к классу солей. В этом соединении количество атомов кислорода равно количеству атомов углерода. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного органического вещества и алкана;
 - 2) приведите структурную формулу алкана, однозначно отражающую порядок связей в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции сплавления.
16. В результате сплавления органического вещества с гидроксидом натрия был получен алкан, 0,9 г которого занимают объем 672 мл (н. у.). Известно, что исходное вещество относится к классу солей. В этом соединении количество атомов углерода в 1,5 раза больше количества атомов кислорода. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного органического вещества и алкана;
 - 2) приведите структурную формулу алкана, однозначно отражающую порядок связей в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции сплавления.

Глава 27

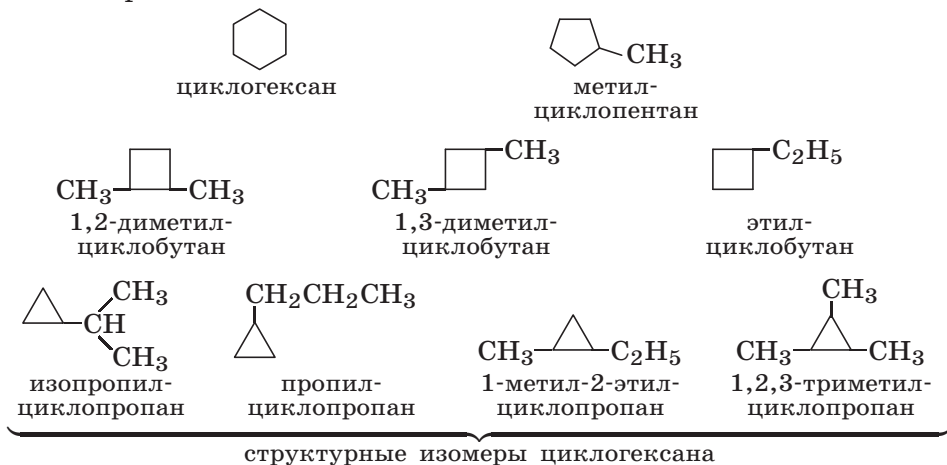
ЦИКЛОАЛКАНЫ

Циклоалканы (циклопарафины) — насыщенные углеводороды, в которых атомы углерода образуют цикл. Общая формула циклоалканов с одним циклом — C_nH_{2n} . Все атомы углерода в циклоалканах находятся в состоянии sp^3 -гибридизации.

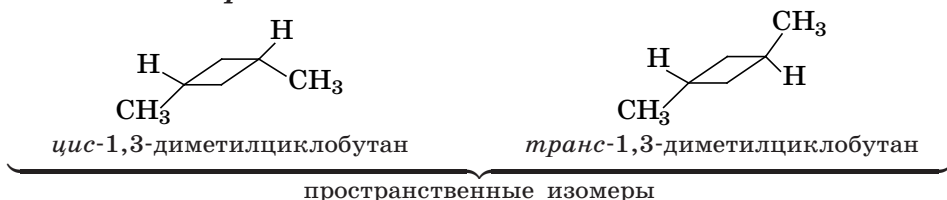


Все циклоалканы — бесцветные, малорастворимые в воде, горючие вещества. При обычных условиях C_3H_6 и C_4H_8 — газы, C_5H_{10} , C_6H_{12} — жидкости, начиная с $C_{11}H_{22}$ — твердые вещества.

Структурная изомерия циклоалканов связана с различной длиной циклов, видом и строением заместителей, а также их взаимным расположением:

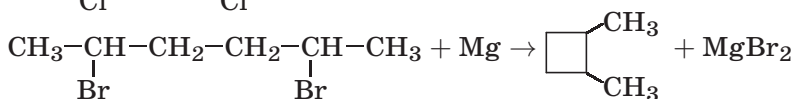
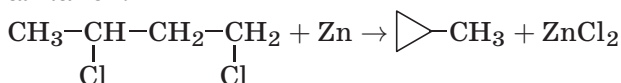


Для производных циклоалканов, имеющих два и более заместителя у разных атомов углерода, возможна, кроме того, **пространственная изомерия**:

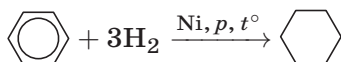


27.1. Получение циклоалканов

1. Общий способ получения циклоалканов и их производных — действие активных металлов (Zn, Mg) на дигалогенопроизводные алканов:



2. Циклогексан и его производные получают гидрированием ароматических углеводородов:



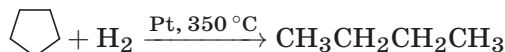
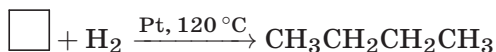
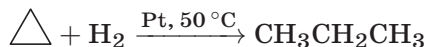
27.2. Химические свойства циклоалканов

Химические свойства этих углеводородов в значительной степени зависят от размера цикла. В малых циклах валентные углы сильно отличаются от нормальных валентных углов sp^3 -гибридизованного атома углерода ($109^\circ 28'$): 60° в циклопропане, $<90^\circ$ в циклобутане, $<108^\circ$ в циклопентане. В циклогексане и больших циклах валентные углы соответствуют нормальному значению для sp^3 -гибридизованного атома углерода из-за их неплоского строения.

Для малых циклов возможны реакции с раскрытием цикла, в то время как циклоалканы с большим размером цикла по свойствам практически не отличаются от алканов.

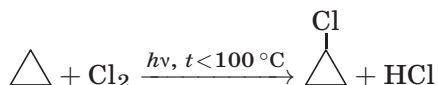
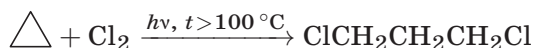
1. Гидрирование.

Циклопропан присоединяет водород на платиновом катализаторе при 50°C , циклобутан — при 120°C , циклопентан — при 350°C . Циклогексан не гидрируется.



2. Галогенирование.

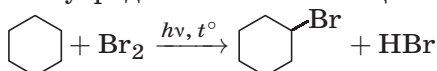
При хлорировании циклопропана на свету в зависимости от условий протекает реакция либо присоединения, либо замещения:



Бромирование циклопропана проходит исключительно с разрывом цикла:

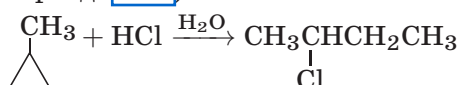


Хлорирование и бромирование других циклоалканов происходит по типу радикального замещения:



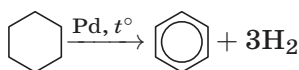
3. Гидрогалогенирование.

Бромоводород и хлороводород в водном растворе присоединяются к циклопропану. В алкилзамещенных циклопропанах присоединение происходит преимущественно по правилу Марковникова (см. разд. [28.2](#)):



4. Дегидрирование.

Циклогексан и его гомологи легко дегидрируются в ароматические углеводороды на палладиевом или платиновом катализаторе:



5. Окисление.

Под действием сильных окислителей незамещенные циклоалканы окисляются до двухосновных кислот или их солей:

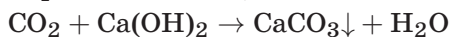


Примеры решения задач

Пример 1. Газовая смесь состоит из азота, CO_2 и циклопропана. Выделите химическим путем каждый компонент газовой смеси в чистом виде.

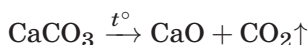
Решение:

- В газовой смеси находится углекислый газ, который, в отличие от углеводородов, реагирует с щелочами. Пропустим смесь через избыток раствора гидроксида кальция, при этом образуется осадок карбоната кальция:



Оставшаяся газовая смесь содержит C_3H_6 и N_2 .

Для того чтобы выделить CO_2 в чистом виде, отфильтруем осадок и прокалим его:



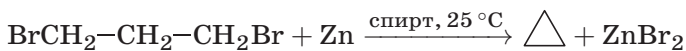
Собрав выделившийся газ, получим CO_2 в чистом виде.

2. Оставшуюся газовую смесь смешаем с парами брома и подвергнем действию света:



Непрореагировавший газ соберем и получим азот в чистом виде.

3. Для выделения циклопропана на оставшуюся жидкость действуем избытком Zn:



Собрав выделившийся газ, получим циклопропан в чистом виде.

Пример 2. В результате хлорирования 70 г циклоалкана, в молекуле которого содержится 40 электронов, было получено монохлорпроизводное массой 83,6 г. Определите выход в реакции галогенирования и массовые доли веществ в полученной жидкой органической смеси.

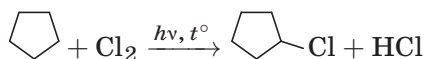
Решение:

1. Общая формула циклоалканов — C_nH_{2n} .

В одном атоме углерода содержится 6 электронов, в атоме водорода — 1 электрон, в молекуле C_nH_{2n} $n(e^-) = 6n + 2n = 8n$.

Составим уравнение: $8n = 40$; $n = 5$, следовательно, циклоалкан C_5H_{10} — цикlopентан.

2. Монохлорпроизводное образуется в реакции хлорирования без разрыва цикла:



3. Определим количество вещества циклоалкана:

$$M(\text{C}_5\text{H}_{10}) = 70 \text{ г/моль}, \quad n(\text{C}_5\text{H}_{10}) = \frac{m(\text{C}_5\text{H}_{10})}{M(\text{C}_5\text{H}_{10})} = \frac{70}{70} = 1 \text{ моль}.$$

4. Определим количество вещества монохлорпроизводного:

$$M(\text{C}_5\text{H}_9\text{Cl}) = 104,5 \text{ г/моль}, \quad n(\text{C}_5\text{H}_9\text{Cl}) = \frac{83,6}{104,5} = 0,8 \text{ моль}.$$

5. Выход вещества (продукта) в реакции (η) определяется как отношение реально полученного количества вещества ($n_{\text{практ}}$) к количеству вещества, рассчитанному по уравнению химической реакции (теоретически, $n_{\text{теор}}$):

$$\eta = \frac{n_{\text{практ}}}{n_{\text{теор}}} = \frac{0,8}{1} \cdot 100 = 80\%.$$

6. Таким образом, в жидкой органической смеси после реакции будут находиться хлорциклопентан и непрореагировавший цикlopентан:

$$m(\text{C}_5\text{H}_9\text{Cl}) = 83,6 \text{ г (по условию);}$$

$$n(\text{C}_5\text{H}_{10})_{\text{ост}} = 1,0 - 0,8 = 0,2 \text{ моль;}$$

$$m(\text{C}_5\text{H}_{10})_{\text{ост}} = 0,2 \cdot 70 = 14 \text{ г; } m(\text{смеси}) = 83,6 + 14 = 97,6 \text{ г}.$$

7. Рассчитаем массовые доли хлорциклопентана и оставшегося цикlopентана:

$$\omega(\text{C}_5\text{H}_9\text{Cl}) = \frac{m(\text{C}_5\text{H}_9\text{Cl})}{m(\text{смеси})} = \frac{83,6}{97,6} = 0,857 \text{ (85,7\%);}$$

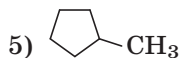
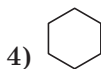
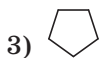
$$\omega(\text{C}_5\text{H}_{10}) = \frac{m(\text{C}_5\text{H}_{10})}{m(\text{смеси})} = \frac{14}{97,6} = 0,143 \text{ (14,3\%)}.$$

**Задачи и упражнения для самостоятельного решения**

1. С какими из перечисленных реагентов будет вступать в химическую реакцию метилциклобутан: бром, гидроксид натрия, натрий, водород, кислород, бромоводород? Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания.
2. Напишите структурные формулы всех дибромпроизводных алканов, из которых при нагревании с натрием может быть получен 1,2-диметил-3-этилциклопропан. Одно из веществ назовите по систематической номенклатуре. Приведите уравнения соответствующих химических реакций.
3. Напишите структурные формулы и назовите по систематической номенклатуре все дихлорпроизводные алканов, из которых при нагревании с цинком может быть получен 1-изопропил-2,5-диметил-3-этилциклопентан. Приведите уравнения соответствующих химических реакций.
4. В продуктах реакции гидрирования циклоалкана был обнаружен метилбутан. Напишите структурные формулы и назовите по систематической номенклатуре все циклоалканы, которые могли бы дать подобный результат.
5. Через избыток раствора бромоводорода с массовой долей кислоты 20% пропустили 6,72 л смеси этана и циклопропана с относительной плотностью по водороду, равной 19. Определите массу бромоводорода, вступившего в реакцию, если выход в ней составляет 40%.
Ответ. 6,48 г.
6. Для гидрирования некоторого циклоалкана массой 11,2 г требуется 4,48 л водорода (н. у.). Напишите возможные структурные формулы исходного циклоалкана.
Ответ. Циклобутан или метилциклопропан.
7. При горении предельного циклического углеводорода образовалось 3,60 г воды. Вычислите массу CO_2 , который образуется при этом.
Ответ. 8,8 г.
8. Рассчитайте, как изменится масса кварцевой склянки с раствором брома в CCl_4 , облучаемой УФ-светом, после пропускания через нее 22,4 л газовой смеси, состоящей из циклопропана и углекислого газа, если плотность газовой смеси равна 1,9196 г/л (н. у.).
Ответ. Увеличится на 21 г.
9. Для сгорания циклоалкана требуется в 4,5 раза больше объема кислорода, чем исходного углеводорода (при одинаковых условиях). Определите массу сгоревшего углеводорода, если масса осадка, образовавшегося при пропускании продуктов реакции через избыток раствора гидроксида бария, составила 1,97 г.
Ответ. 0,14 г.
10. При бромировании 92 г метилциклогексана образовалось 108 г монобромпроизводного. Определите выход реакции галогенирования и массовые доли веществ в полученной жидкой органической смеси.
Ответ. $\omega(\text{C}_7\text{H}_{14}) = 23,0\%$, $\omega(\text{C}_7\text{H}_{13}\text{Br}) = 77,0\%$; $\eta = 65\%$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Для циклоалканов характерна изомерия
 - по положению двойной связи
 - пространственная
 - межклассовая
 - углеродного скелета
 - по положению функциональной группы
- Среди приведенных соединений изомерами этилциклопентана являются
 - 1,2-диметилциклопентан
 - гептан
 - гептен-1
 - гексин-1
 - метилциклогексан
- Циклогексан можно получить
 - взаимодействием 1,6-дибромгексана с цинком
 - дегидрированием гексана
 - гидрированием бензола
 - взаимодействием 1-бромпропана с натрием
 - гидрированием гексена-3
- Взаимодействие циклопропана с бромом протекает
 - с разрывом связи C—C в молекуле циклопропана
 - с образованием 1,1-дибромпропана
 - с образованием 1,2-дибромпропана
 - с образованием 1,3-дибромпропана
 - на свету
- Взаимодействие циклогексана с бромом протекает
 - с разрывом связи C—C в молекуле циклогексана
 - с образованием бромциклогексана
 - с образованием 1-бромгексана
 - с образованием 1,6-дибромгексана
 - на свету
- Взаимодействие 1,2-диметилциклопропана с бромом протекает
 - с разрывом связи C—C в молекуле циклопропана
 - с преимущественным образованием 2,4-дибромпентана
 - с преимущественным образованием 1,2-дибромпентана
 - с образованием 1,3-дибромпентана
 - в присутствии катализатора
- Реакцией дегидроциклизации можно получить следующие циклоалканы



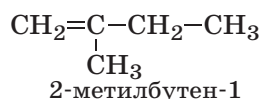
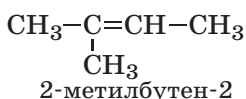
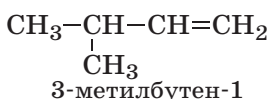
- Какие из приведенных в задании 7 соединений могут взаимодействовать с водородом?
- Циклогексан может вступать во взаимодействие с
 - кислородом
 - бромом
 - водородом
 - бромоводородом
 - азотной кислотой

10. При окислении циклоалканов в зависимости от условий могут образоваться
- 1) алканы
 - 2) двухосновные карбоновые кислоты
 - 3) углекислый газ
 - 4) спирты
 - 5) соли двухосновных карбоновых кислот
11. Дегидрирование органического вещества приводит к образованию ароматического углеводорода, 0,7 моль которого имеют массу 64,4 г. Количество вещества водорода, выделившегося при дегидрировании исходного вещества, в 3 раза превышает количество исходного углеводорода. Исходный углеводород не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного ароматического углеводорода;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции дегидрирования исходного вещества.
12. При сгорании 10,5 г органического вещества получили 16,8 л углекислого газа (н. у.) и 13,5 г воды. Плотность паров этого вещества (н. у.) составляет 1,875 г/л. Известно, что в результате присоединения бромоводорода к этому веществу образуется только одно монобромпроизводное. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с бромоводородом.

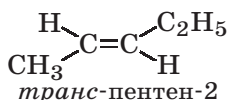
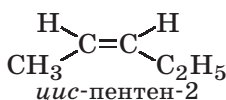
Алкены — непредельные углеводороды гомологического ряда C_nH_{2n} , молекулы которых содержат одну двойную углерод-углеродную связь ($C=C$). Первые три члена ряда C_2-C_4 — газообразные вещества, C_5-C_{17} — жидкости, C_{18} и выше — твердые вещества.

Атомы углерода, связанные двойной связью, находятся в состоянии sp^2 -гибридизации, остальные — в состоянии sp^3 -гибридизации.

Для алкенов возможна изомерия структурная (углеродного скелета и положения двойной связи) и пространственная (геометрическая). Например, для алкена C_5H_{10} существуют следующие изомеры:



структурные изомеры



пространственные изомеры

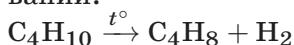
28.1. Получение алкенов

1. Крекинг нефтепродуктов.
2. Дегидродимеризация метана.

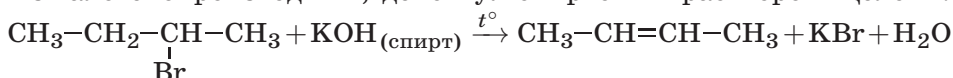
Этилен получают пропусканием смеси метана с небольшим количеством кислорода над нагретым катализатором, состоящим из оксидов ряда металлов:



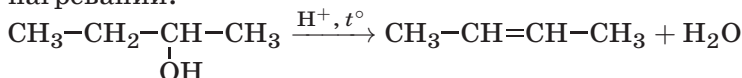
3. Каталитическое (Ni, Pt, Pd) дегидрирование алканов при нагревании:



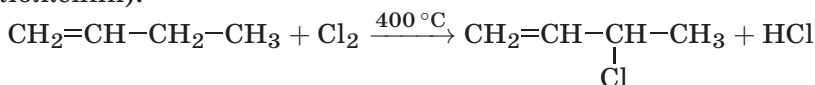
4. Из галогенопроизводных, действуя спиртовым раствором щелочи:



5. Из спиртов в присутствии кислоты или оксида алюминия при нагревании:



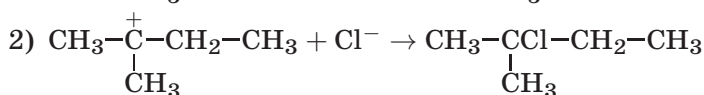
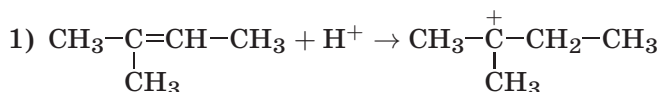
углерода, расположенного рядом с двойной связью (в аллильном положении):



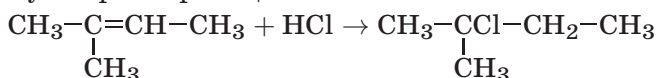
б) Гидрогалогенирование.

Присоединение галогеноводородов к алкенам также происходит по ионному механизму (первым присоединяется ион H^+) и соответствует *правилу Марковникова*, согласно которому водород присоединяется к наиболее гидрированному атому углерода.

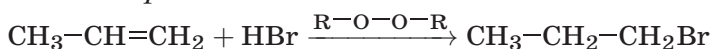
Реакция проходит через образование наиболее устойчивого карбокатиона:



Суммарная реакция:

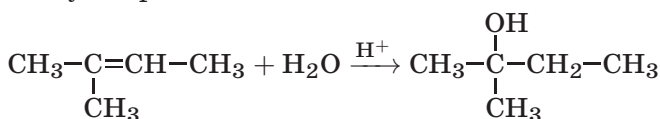


Присоединение бромоводорода в присутствии перекисей проходит по свободно-радикальному механизму и осуществляется *против правила Марковникова*:

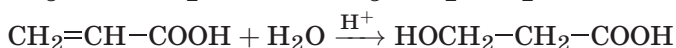


в) Гидратация.

Присоединение воды к алкенам требует кислотного катализа (высокой концентрации электрофила — ионов H^+) и также подчиняется правилу Марковникова:



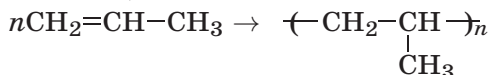
Следует иметь в виду, что правило Марковникова *применимо только к алкенам*. Для других классов соединений оно не работает. В частности, для соединений, содержащих электроноакцепторную группу ($-\text{COOH}$, $-\text{C(O)H}$, $-\text{NO}_2$, $-\text{CF}_3$) рядом с винильной группой, присоединение происходит против правила Марковникова:



3. Реакции полимеризации.

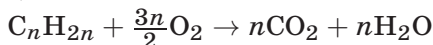
Полимеризация алкенов может проходить как по радикальному механизму (в качестве катализаторов выступают пероксиды), так и по ионному: катионному (катализаторы — кислоты, хлорид

алюминия и др.) и анионному (катализаторы — металлоорганические соединения):

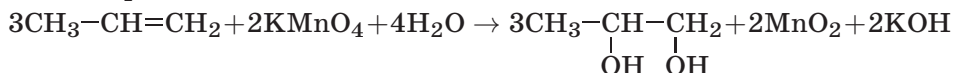


4. Реакции окисления.

а) *Реакции горения* (алкены горят на воздухе коптящим пламенем):

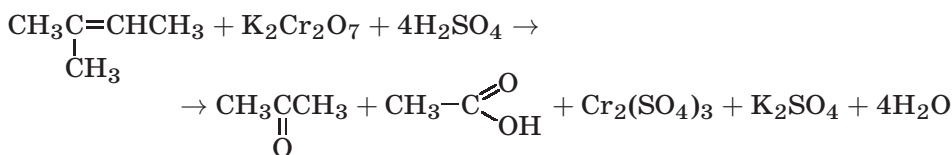
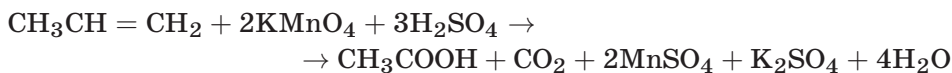


б) *Реакции мягкого окисления* водным раствором перманганата калия с образованием гликолей:

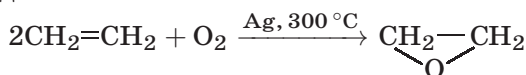


Обесцвечивание раствора перманганата — качественная реакция на алкены.

в) *Действие жестких окислителей* (азотной кислоты, перманганата калия и дихромата калия в кислой среде) приводит к разрыву молекулы алкена по месту расположения двойной связи с образованием кислот и кетонов:



г) *Каталитическое окисление кислородом* с образованием эпoxидов:

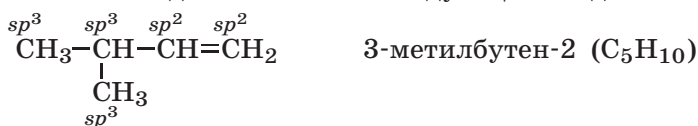


Примеры решения задач

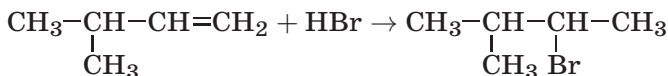
Пример 1. В молекуле нециклического углеводорода число sp^3 -гибридизованных атомов углерода равно трем, а число sp^2 -гибридизованных — двум. Установите строение этого углеводорода, если в его составе содержится только один третичный атом углерода. Определите, бромоводород какой массы может вступить в реакцию с 14 г этого углеводорода. Запишите уравнение реакции и определите массовую долю брома как элемента в полученном бромпроизводном.

Решение:

1. Условию задачи отвечает следующее соединение:



2. Запишем уравнение реакции алкена с бромоводородом:



3. Определим массу бромоводорода, вступившего в реакцию:

$$M(\text{C}_5\text{H}_{10}) = 70 \text{ г/моль}, \quad n(\text{C}_5\text{H}_{10}) = \frac{14}{70} = 0,5 \text{ моль}.$$

В соответствии с уравнением реакции

$$n(\text{HBr}) = n(\text{C}_5\text{H}_{10}) = 0,5 \text{ моль},$$

$$m(\text{HBr}) = n(\text{HBr}) \cdot M(\text{HBr}) = 0,5 \cdot 81 = 40,5 \text{ г}.$$

4. Определим массовую долю брома в полученном бромпроизводном $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Br}$:

$$\omega(\text{Br}) = \frac{M(\text{Br})n(\text{Br})}{M(\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Br})} = 80 \cdot \frac{1}{151} \cdot 100 = 0,5298 \text{ (52,98\%)}. \quad \text{}$$

Пример 2. Газовую смесь, состоящую из этена и водорода и имеющую относительную плотность по водороду 3,6, пропустили над нагретым никелевым катализатором. При этом образовалась газовая смесь с относительной плотностью по водороду 4,23. Определите выход по этану в реакции гидрирования и объемные доли веществ в полученной газовой смеси.

Решение:

1. Пусть количество вещества исходной смеси C_2H_4 и H_2 равно 1 моль.

2. Вычислим средние молярные массы исходной и конечной газовых смесей:

$$M_{\text{ср.}}(\text{исходной смеси}) = D_{\text{H}_2}^{\text{газ.см}} \cdot M(\text{H}_2) = 3,6 \cdot 2 = 7,2 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{ср.}}(\text{конечной смеси}) = D_{\text{H}_2}^{\text{газ.см}} \cdot M(\text{H}_2) = 4,23 \cdot 2 = 8,46 \text{ г/моль}.$$

3. Рассчитаем состав исходной смеси:

$$M_{\text{ср.}}(\text{исходной смеси}) = \chi(\text{C}_2\text{H}_4)M(\text{C}_2\text{H}_4) + \chi(\text{H}_2)M(\text{H}_2).$$

Если общее количество вещества равно 1 моль, молярные доли компонентов равны их количествам веществ. Пусть $\chi(\text{C}_2\text{H}_4) = x$, тогда $\chi(\text{H}_2) = 1 - x$.

$$x \cdot 28 + (1 - x) \cdot 2 = 7,2; \quad 26x = 5,2; \quad x = 0,2.$$

Исходная смесь содержит 0,2 моль C_2H_4 и 0,8 моль H_2 .

4. После реакции гидрирования $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ получим смесь C_2H_4 , H_2 и C_2H_6 .

5. Согласно закону сохранения массы масса газовой смеси в результате гидрирования не меняется:

$$m(\text{конечной смеси}) = m(\text{исходной смеси}) = 7,2 \text{ г}.$$

6. Вычислим количество вещества конечной газовой смеси:

$$n(\text{конечной смеси}) = \frac{m}{M_{\text{ср}}} = \frac{7,2}{8,46} = 0,851 \text{ моль}.$$

7. Определим состав конечной смеси. Пусть в реакцию вступает z моль H_2 , тогда в реакцию вступает также z моль C_2H_4 и в результате реакции образуется z моль C_2H_6 . Изменение общего количества веществ в результате реакции Δn составляет $2z - z = z$. Рассчитав $\Delta n = 1 - 0,851 = 0,149$ моль, найдем: $z = 0,149$.

В конечной смеси

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,2 - 0,149 = 0,051 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2) = 0,8 - 0,149 = 0,651 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,149 \text{ моль}.$$

8. Выход в реакции гидрирования вычисляем как отношение полученного практически количества вещества C_2H_6 к количеству вещества, рассчитанному по уравнению химической реакции (т. е. теоретическому). Теоретическое количество вещества C_2H_6 рассчитываем по недостатку. В недостатке в исходной смеси находится этилен.

$$n(\text{C}_2\text{H}_6)_{\text{теор}} = 0,2 \text{ моль},$$

$$\eta(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{0,149 \cdot 100}{0,2} = 74,5\%.$$

9. Определяем объемные доли веществ в полученной газовой смеси. Поскольку для газов $\varphi = \chi$:

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{0,149}{0,851} \cdot 100 = 17,5\%;$$

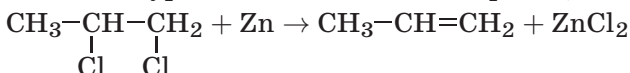
$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{0,051}{0,851} \cdot 100 = 6\%;$$

$$\varphi(\text{H}_2) = \frac{0,651}{0,851} \cdot 100 = 76,5\%.$$

Пример 3. Определите массу 1,2-дихлорпропана, необходимую для получения 3,36 г пропена, учитывая, что реакция 1,2-дихлорпропана с избытком цинка протекает с выходом 72,7%.

Решение:

1. Запишем уравнение химической реакции получения пропена:



2. Вычислим количество вещества практически полученного продукта:

$$n(\text{C}_3\text{H}_6) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_6)}{M(\text{C}_3\text{H}_6)} = \frac{3,36}{42} = 0,08 \text{ моль}.$$

3. Определим теоретически возможное количество вещества пропена и соответственно количество вещества исходного дихлорпропана:

$$n(\text{теор}) = \frac{n(\text{практ})}{\eta} = \frac{0,08}{0,727} = 0,11 \text{ моль}.$$

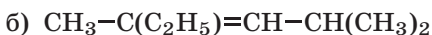
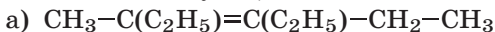
4. Масса 1,2-дихлорпропана, взятая для реакции:

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2) = 0,11 \cdot 111 = 12,2 \text{ г}.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Приведите структурные формулы всех возможных изомерных алкенов состава C_6H_{12} , назовите каждый изомер.
- Назовите следующие соединения:



Для какого из этих соединений возможны *цис*- и *транс*-изомеры?

3. С какими из перечисленных реагентов будет вступать в реакцию 3-метилпентен-1: бромная вода, хлорид натрия, натрий, вода, водород, перманганат калия в кислой среде, бромоводород? Напишите соответствующие химические уравнения реакций, укажите условия их протекания.
4. При пропускании каких из перечисленных веществ через раствор перманганата калия происходит его обесцвечивание: бутена-1, пропана, углекислого газа, этана, пропена? Приведите соответствующие уравнения химических реакций.
5. Предложите схему получения 2-метилбутена-2 из 1-бром-3-метилбутана.
6. Запишите уравнения химических реакций и назовите вещества А, В, С для следующих превращений:
 - а) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}, \text{H}^+} \text{A} \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{H}^+, t^\circ} \text{B} \xrightarrow{\text{Cl}_2, t^\circ} \text{C}$
 - б) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{Br}_2} \text{A} \xrightarrow{\text{Zn}} \text{B} \xrightarrow{\text{H}_2, \text{Ni}} \text{C}$
 - в) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Br}_2, h\nu} \text{A} \xrightarrow{\text{KOH (спирт)}} \text{B} \xrightarrow{\text{Br}_2} \text{C}$
 - г) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{HBr}} \text{A} \xrightarrow{\text{KOH (спирт)}} \text{B} \xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}_2\text{O}} \text{C}$
7. Предложите схемы следующих превращений, назовите вещество X:
 - а) $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{Br} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCH}_3$
 - б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHBrCH}_2\text{Br} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHONCH}_2\text{OH}$
 - в) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHBrCH}_3$
 - г) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHONCH}_3$
8. Предложите схему получения 2-бромбутана из 1-бромбутана.
9. Определите строение этиленового углеводорода, если на полное каталитическое гидрирование 21 г этого вещества потребовалось 6,72 л (н. у.) водорода. Напишите структурную формулу продукта гидрирования, если известно, что он содержит один третичный атом углерода.
 Ответ. C_5H_{12} .
10. При добавлении какого газообразного углеводорода к газовой смеси, состоящей из азота и оксида углерода(II), плотность газовой смеси будет равна 1,25 г/л (н. у.)?
 Ответ. C_2H_4 .
11. 15 г смеси гексана, циклогексана и циклогексена обесцветили 76,8 г раствора брома в тетрахлорметане с массовой долей брома 10%. Определите массовую долю циклогексена в смеси.
 Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_{10}) = 26,2\%$.
12. Через 450 г раствора брома в тетрахлорметане с массовой долей брома 3,2% пропустили смесь бутана, бутена-1 и бутена-2. Раствор брома полностью обесцветился после пропускания 3,36 л (н. у.) этой смеси, а исходные углеводороды прореагировали полностью. Определите объем кислорода (н. у.), необходимый для сжигания этой смеси.
 Ответ. 20,8 л.
13. После пропускания смеси этана и этена через склянку с бромной водой масса склянки увеличилась на 16 г. При полном сгора-

нии исходной смеси образовалось 8,96 л (н. у.) оксида углерода(IV). Определите объемные доли веществ в исходной смеси углеводородов.
 Ответ. $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = \varphi(\text{C}_2\text{H}_4) = 50\%$.

14. 77,4 г смеси насыщенного и этиленового углеводородов, содержащих одинаковое количество атомов углерода, реагирует с 20,16 л (н. у.) бромоводорода. Определите объемные доли веществ в смеси и напишите структурные формулы углеводородов, если известно, что продукт взаимодействия этиленового углеводорода с бромом в 50,5 раз тяжелее гелия.

Ответ. $\varphi(\text{C}_3\text{H}_6) = \varphi(\text{C}_3\text{H}_8) = 50\%$.

15. Газовую смесь, состоящую из этена и водорода и имеющую относительную плотность по водороду 4,9, пропустили над платиновым катализатором. При этом образовалась газовая смесь с плотностью на 20% больше плотности исходной газовой смеси. Определите объемные доли веществ в полученной газовой смеси.

Ответ. $\varphi(\text{H}_2) = 64\%$, $\varphi(\text{C}_2\text{H}_4) = 16\%$, $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 20\%$.

16. Метилбутан пропустили над нагретым платиновым катализатором, при этом плотность газовой смеси уменьшилась на 12%, а часть исходного вещества превратилась в алкен. Определите объемные доли веществ в полученной газовой смеси и выход в реакции дегидрирования.

Ответ. $\varphi(\text{H}_2) = \varphi(\text{C}_5\text{H}_{10}) = 12\%$, $\varphi(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 76\%$; $\eta = 13,6\%$.

17. Газовую смесь, состоящую из пентена и водорода и имеющую относительную плотность по гелию 12, пропустили над никелевым катализатором. При этом образовалась газовая смесь с относительной плотностью по гелию 14,1. Определите выход в реакции гидрирования и объемные доли веществ в полученной газовой смеси.
 Ответ. $\eta = 22\%$; $\varphi(\text{H}_2) = 20,5\%$, $\varphi(\text{C}_5\text{H}_{10}) = 62,0\%$, $\varphi(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 17,5\%$.

18. При сжигании углеводорода, плотность паров которого равна 3,75 г/л (н. у.), получено 13,44 л углекислого газа и 10,8 г воды. Определите формулу углеводорода.

Ответ. C_6H_{12} .

19. Смесь этена с бутаном с относительной плотностью по водороду 21,5 сожгли. Продукты сгорания этой смеси, занимающие объем 22,4 л (н. у.), пропустили через избыток раствора гидроксида кальция. Определите массу выпавшего осадка.

Ответ. 300 г.

20. Смесь бутана, пропана и пропена массой 35,2 г занимает объем 16,8 л (н. у.). Определите объемный состав смеси, если известно, что массовая доля углерода как элемента в смеси равна 83,52%.

Ответ. $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4,48$ л, $V(\text{C}_3\text{H}_8) = 5,6$ л, $V(\text{C}_3\text{H}_6) = 6,72$ л.

21. Смесь алкана и алкена, содержащих по 26 и 16 электронов в молекуле соответственно, сожгли в избытке кислорода. На сжигание алкена требуется в три раза больший объем кислорода, чем на сжигание алкана. Определите состав исходной смеси в массовых долях.

Ответ. $\omega(\text{C}_2\text{H}_4) = 76\%$, $\omega(\text{C}_3\text{H}_8) = 24\%$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. К алкенам могут относиться

1) C_7H_8 2) C_4H_8 3) C_8H_{18} 4) C_5H_{10} 5) C_6H_{14}

2. Изомерами бутена-1 являются
- 1) бутин-1
 - 2) циклобутан
 - 3) метилпропен
 - 4) 3-метилбутен-1
 - 5) бутен-2
3. В виде *цис*- и *транс*-изомеров могут существовать
- 1) бутен-1
 - 2) пропен
 - 3) бутен-2
 - 4) 2-метилбутен-2
 - 5) пентен-2
4. Реакция гидрирования возможна для
- 1) *цис*-бутена-2
 - 2) *транс*-бутена-2
 - 3) бутана
 - 4) бутена-1
 - 5) изобутана
5. Алкены можно получить
- 1) дегидрированием алканов
 - 2) дегидратацией спиртов в присутствии кислоты
 - 3) взаимодействием моногалогенопроизводных со спиртовым раствором щелочи
 - 4) взаимодействием моногалогенопроизводных с натрием
 - 5) гидрированием гомологов бензола
6. Взаимодействие метилпропена с водой протекает
- 1) с разрывом π -связи в молекуле метилпропена
 - 2) в присутствии кислотного катализатора
 - 3) с образованием ионов
 - 4) с преимущественным образованием 2-метилпропанола-1
 - 5) с преимущественным образованием 2-метилпропанола-2
7. В реакцию гидрирования могут вступать
- 1) 2-метилбутен-1
 - 2) полиэтилен
 - 3) пентен-2
 - 4) метилциклопропан
 - 5) полипропилен
8. Гексан и гексен-1 можно различить с помощью реактивов:
- 1) бромная вода
 - 2) подкисленный раствор перманганата калия
 - 3) водный раствор перманганата калия
 - 4) гидроксид меди(II)
 - 5) аммиачный раствор оксида серебра
9. Продуктами реакции пропена с хлором в различных условиях могут быть
- 1) 1,2-дихлорпропен
 - 2) 3-хлорпропен
 - 3) 2-хлорпропан
 - 4) 1,2-дихлорпропан
 - 5) 1,2,3-трихлорпропан
10. В соответствии с правилом Марковникова в реакцию с HCl вступают
- 1) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$
 - 2) $\text{CF}_3\text{-CH=CH}_2$
 - 3) $\text{CH}_2\text{=CH-C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$
 - 4) $\text{CH}_3\text{CH=CHCH}_3$
 - 5) CHCl=CH_2
11. При взаимодействии одного и того же количества алкена с различными галогеноводородами образуется 7,85 г хлорпроизводного и 12,3 г бромпроизводного соответственно. Определите молекулярную формулу алкена и напишите уравнение его реакции с HBr .
12. При взаимодействии одного и того же количества алкена с галогеном и галогеноводородом образуется соответственно 11,3 г дихлорпроизводного и 7,85 г монохлорпроизводного. Определите молекулярную формулу алкена и напишите уравнение его реакции с хлором.

13. Углеводород нециклического строения массой 8,4 г, реагирующий с водородом в одну стадию, способен присоединить 3,36 л (н. у.) водорода в присутствии катализатора. В результате присоединения бромоводорода к этому углеводороду образуется только одно бромпроизводное. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с бромоводородом.
14. Массовая доля углерода в углеводороде составляет 85,71%. Данный углеводород вступает в реакцию гидратации, при этом образуется соединение, молярная масса которого в 1,214 раз превышает молярную массу исходного углеводорода. В молекуле углеводорода присутствуют только первичные и третичные атомы углерода. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции гидратации исходного вещества.
15. При сгорании 17,5 г органического вещества получили 28 л (н. у.) углекислого газа и 22,5 мл воды. Плотность паров этого вещества (н. у.) составляет 3,125 г/мл. Известно, что вещество было получено в результате дегидратации третичного спирта. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции получения данного вещества дегидратацией соответствующего спирта.
16. Смесь *цис*- и *транс*-изомеров этиленового углеводорода общим объемом 1,568 л (н. у.) пропустили через избыток водного раствора перманганата калия, в результате образовался двухатомный спирт массой 6,30 г. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу алкена;
 - 2) приведите структурную формулу его *транс*-изомера;
 - 3) напишите уравнение его реакции с подкисленным раствором перманганата калия.
17. При действии избытка водного раствора перманганата калия на 10,5 г этиленового углеводорода образовалось органическое вещество массой 15,6 г. Известно, что в результате реакции этого алкена с горячим подкисленным раствором перманганата калия образуются кетон и углекислый газ. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного алкена;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с горячим подкисленным раствором перманганата калия.

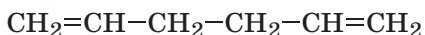
ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Диеновые углеводороды (алкадиены) — ненасыщенные углеводороды состава C_nH_{2n-2} , молекулы которых содержат две двойные связи между атомами углерода.

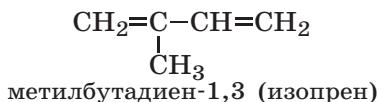
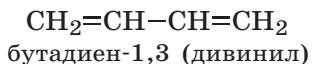
В зависимости от взаимного расположения двойных связей различают алкадиены с кумулированными двойными связями (аллены), сопряженные диены и диены с изолированными двойными связями.

Аллены — это алкадиены, у которых обе двойные связи находятся у одного атома углерода, например $H_2C=C=CH_2$. Центральный атом углерода в аллене имеет sp -гибридизацию.

Изолированные диены — это диены, в которых между двойными связями имеется больше одной одинарной связи $C-C$, например гексадиен-1,5:



Наибольшее практическое значение имеют **сопряженные диены**, в которых двойные связи разделены в цепи только одной σ -связью, например:



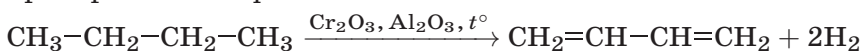
Сопряженные диены являются исходным сырьем для получения синтетических полимерных материалов, поэтому далее будут рассмотрены только они. В сопряженных диенах p -электронные облака двойных связей перекрываются между собой, образуя единое p -электронное облако, при этом p -электроны не принадлежат определенным связям, а делокализованы по всем четырем атомам сопряженной системы (π, π -сопряжение, см. разд. [25.3.2](#)), как, например, в молекуле бутадиена-1,3.

Бутадиен-1,3 — легко сжижающийся газ с неприятным запахом. Изопрен — легкокипящая жидкость ($t_{кип} = 34^\circ C$).

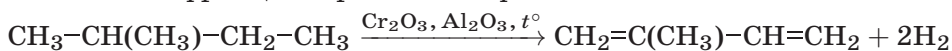
29.1. Получение сопряженных алкадиенов

1. Основной промышленный способ получения диенов — дегидрирование алканов.

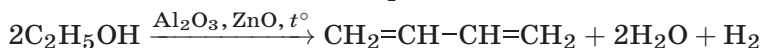
Бутадиен получают из бутан-бутеновой фракции, выделяемой при крекинге нефти:



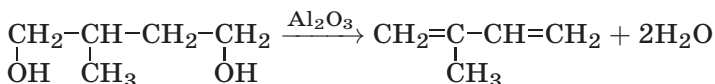
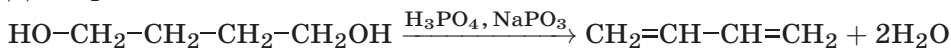
Аналогичным способом получают изопрен из изопентан-изопентеновой фракции крекинга нефти:



2. По методу Лебедева бутадиен-1,3 получают в результате одновременно протекающих процессов дегидратации и дегидрирования на смешанных катализаторах:



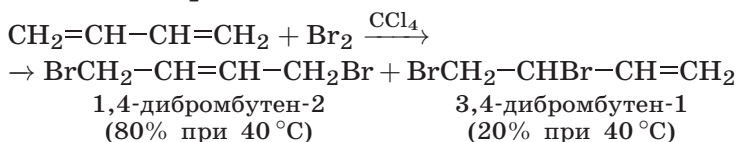
3. Дегидратация диолов:



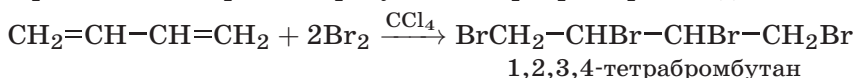
29.2. Химические свойства алкадиенов

Для диеновых углеводородов, как и для алкенов, характерны реакции электрофильного присоединения. Однако из-за сопряжения при присоединении 1 моль реагента к 1 моль диена образуется смесь двух продуктов: продукт 1,4-присоединения по концам сопряженной системы с перемещением двойной связи в центр и продукт 1,2-присоединения по одной из двойных связей. Соотношение продуктов присоединения зависит от конкретных условий — температуры реакции, природы растворителя.

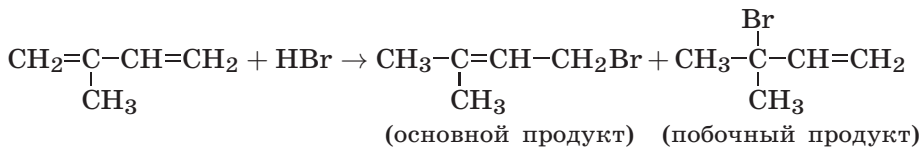
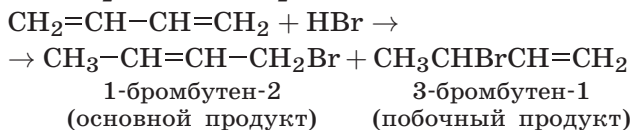
1. Галогенирование.



При избытке брома образуется тетрабромпроизводное:

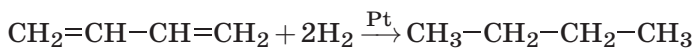
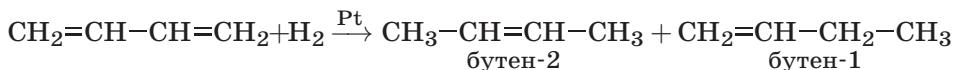


2. Гидрогалогенирование — присоединение галогеноводородов.



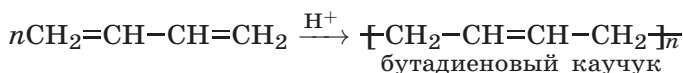
3. Гидрирование.

В зависимости от состава реакционной смеси и продолжительности процесса возможно присоединение одного или двух молей водорода:

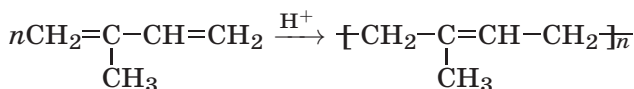


4. Полимеризация.

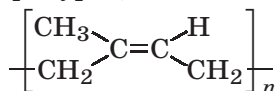
Диеновые углеводороды легко полимеризуются в присутствии многих катализаторов, в частности в кислой среде при нагревании. Полимеризация бутадиена-1,3 обычно происходит как 1,4-присоединение, но с примесью 1,2-полимера:



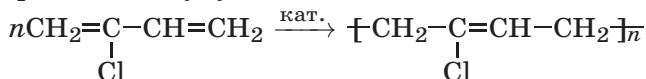
При полимеризации метилбутадиена-1,3 получают изопреновый каучук:



В природном каучуке изопреновые звенья имеют *цис*-конфигурацию:



Полимеризацией 2-хлорбутадиена-1,3 (хлоропрена) получают хлоропреновый каучук:



Пример решения задачи

Пример. При полном каталитическом гидрировании некоторого диенового углеводорода массой 6,8 г было получено 7,2 г алкана. Определите молекулярную формулу исходного алкадиена, напишите структурные формулы возможных изомерных диенов такого состава и назовите их.

Решение:

1. Напишем уравнение реакции гидрирования диена:



2. Вычислим массу и количество вещества водорода, вступившего в реакцию:

$$m(\text{H}_2) = 7,2 - 6,8 = 0,4 \text{ г}; \quad n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,4}{2} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. В соответствии с уравнением в реакции гидрирования вступает в 2 раза меньшее количество диена:

$$n(\text{C}_n\text{H}_{2n-2}) = \frac{n(\text{H}_2)}{2} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ моль.}$$

4. Определим молярную массу и формулу диенового углеводорода:

$$M(C_nH_{2n-2}) = \frac{m(C_nH_{2n-2})}{n(C_nH_{2n-2})} = \frac{6,8}{0,1} = 68 \text{ г/моль.}$$

$$12n + 2n - 2 = 68; 14n = 70; n = 5.$$

Формула исходного вещества — C_5H_8 .

5. Напишем формулы возможных изомеров и назовем их:

$CH_2=CH-CH=CH-CH_3$	пентадиен-1,3
$CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$	пентадиен-1,4
$CH_3-CH=C=CH-CH_3$	пентадиен-2,3
$CH_2=C=CH-CH_2-CH_3$	пентадиен-1,2
$CH_2=C=C(CH_3)-CH_3$	3-метилбутадиен-1,2



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Сколько диеновых углеводородов изомерно циклобутену? Напишите формулы этих веществ и назовите их по систематической номенклатуре.
- Напишите структурные формулы изомерных диенов состава C_6H_{10} и назовите их по систематической номенклатуре.
- Какой метилгексадиен существует в форме четырех пространственных изомеров?
 Ответ. 3-Метилгексадиен-2,4.
- Углеводород X, подвергающийся полимеризации, в реакции с избытком брома образует соединение состава $C_5H_8Br_4$, а при гидрировании превращается в разветвленный углеводород C_5H_{12} . Назовите соединение X и напишите уравнения соответствующих химических реакций.
 Ответ. Метилбутадиен-1,3.
- С какими из перечисленных ниже веществ будет взаимодействовать изопрен: H_2 , Na, HBr, Br_2 , NaOH, O_2 ? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
- Предложите способ получения бутадиена-1,3 исходя из углерода и любых неорганических реагентов.
- При полном гидрировании смеси трех изомеров, одним из которых являлся бутадиен-1,3, был получен только один алкан. Предложите структурные формулы соединений, которые могут быть получены при обработке HBr этой смеси изомеров, назовите все соединения.
- Относительная плотность некоторого алкадиена по гелию равна 13,5. Определите углеводород, напишите формулы его изомеров и назовите их.
 Ответ. C_4H_6 .
- После пропускания смеси бутадиена-1,3 с избытком водорода над платиновым катализатором ее плотность возросла на 20%. Определите объемную долю бутадиена-1,3 в исходной смеси, учитывая, что диен гидрировался полностью.
 Ответ. 8,3%.
- Замкнутый сосуд наполнили находящимся в газообразном состоянии алкадиеном. После полного термического разложения вещества и приведения к исходной температуре давление в сосуде увеличилось

в 4 раза. Укажите углеводороды, которые могли бы дать подобный результат.

Ответ. C_5H_8 .

11. Определите объем водорода, который потребуется для полного каталитического гидрирования 44,8 л (н. у.) смеси пропена и бутадиена-1,3, если ее плотность равна 2,143 г/л (н. у.).

Ответ. 67,2 л.

12. Смесь этилена и диенового углеводорода разветвленного строения объемом 4,48 л (н. у.) обесцвечивает 148 мл раствора брома в тетрагидрохлориде углерода с массовой долей брома 15% и плотностью 1,802 г/мл. Определите структурную формулу диенового углеводорода, если известно, что при сжигании такого же количества исходной смеси образуется 9 г воды.

Ответ. Изопрен.

13. При полном каталитическом гидрировании некоторого диенового углеводорода массой 24,6 г получено 25,8 г алкана. Определите формулу исходного алкадиена, напишите структурные формулы не менее пяти его возможных изомеров и назовите их.

Ответ. C_6H_{10} .

14. На сжигание одного объема паров некоторого диенового углеводорода требуется в 33,3 раза больший объем воздуха (объемы газов измерены при одинаковых условиях). Определите углеводород, напишите структурные формулы его возможных изомеров и назовите их по систематической номенклатуре. (Считайте, что в воздухе содержится 21% кислорода по объему.)

Ответ. C_5H_8 .

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. К алкадиенам могут относиться

1) C_3H_4 2) C_4H_8 3) C_5H_8 4) C_6H_{10} 5) C_6H_{14}

2. Изомерами изопрена являются

1) пентин-1 2) циклопентен 3) бутадиен-1,3
4) метилбутадиен-1,3 5) пентадиен-1,3

3. При производстве каучуков в качестве мономеров используются

1) стирол 2) изопрен 3) этилен
4) бутадиен-1,3 5) 2-хлорбутадиен-1,3

4. Строение каучуков отражают формулы

1) $\text{—CH}_2\text{—CH=CH—CH}_2\text{—CH(C}_6\text{H}_5\text{)CH}_2\text{—}_n$ 2) $\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}_n$
3) $\text{—CH}_2\text{—CH=CH—CH}_2\text{—}_n$ 4) $\text{—CH}_2\text{—CH=CH—CH}_2\text{—}_n$
5) $\text{—CH}_2\text{—CH(Cl)—}_n$

5. Бутадиен-1,3 может быть получен при определенных условиях из следующих веществ:

1) *цис*-бутен-2 2) *транс*-бутен-2 3) пентан
4) бутандиол-1,4 5) 1,4-дихлорбутан

6. Взаимодействие бутадиена-1,3 с равным количеством бромоводорода при 40 °С протекает

1) с разрывом π -связи в молекуле бутадиена
2) с образованием свободных радикалов

- 3) с образованием ионов
 - 4) с преимущественным образованием 1,2-дибромбутена-1
 - 5) с преимущественным образованием 1,4-дибромбутена-2
7. Реакция вулканизации каучука протекает
- 1) с разрывом π -связей в молекуле полимера
 - 2) в присутствии серы в качестве реагента
 - 3) при пониженной температуре
 - 4) с образованием полимера, представляющего пространственную сетку
 - 5) при повышенной температуре
8. Сколько граммов бромной воды, массовая доля брома в которой равна 2%, потребуется для взаимодействия с 1,12 л бутадиена? Запишите число с точностью до целых.
9. Какое количество (кг) 96%-го раствора этанола потребуется для получения 1,3-бутадиена массой 180 кг по методу Лебедева? Запишите число с точностью до десятых.
10. При сгорании углеводорода образовалось 17,92 л углекислого газа (н. у.) и 10,8 г воды. Известно, что данное соединение может вступать в реакции присоединения и служит мономером при получении каучука. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу углеводорода;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции полимеризации исходного вещества.

Глава 30

АЛКИНЫ

Алкины — ненасыщенные углеводороды с одной тройной связью, относящиеся к гомологическому ряду соединений с общей формулой C_nH_{2n-2} . Атомы углерода при тройной связи имеют *sp*-гибридизацию. Для алкинов возможна изомерия, обусловленная изомерией углеродного скелета, изомерия положения тройной связи и межклассовая изомерия с циклоалкенами и алкадиенами.

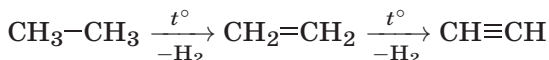
По физическим свойствам алкины напоминают алканы и алкены. Низшие алкины C_2-C_4 представляют собой бесцветные газы, C_5-C_{16} — жидкости, высшие алкины — твердые вещества.

Температуры кипения алкинов несколько выше, чем соответствующих алкенов. Подобно алканам и алкенам, алкины не растворимы в воде, но растворимы в полярных растворителях.

30.1. Получение алкинов

1. Реакция пиролиза метана (промышленный способ получения).

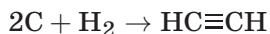
2. Пиролиз этана или этилена:



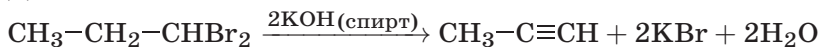
3. Взаимодействие карбидов металлов с водой (получение в лабораторных условиях):



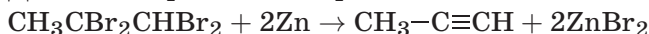
4. Прямой синтез проводится на электрической дуге между угольными электродами в атмосфере водорода при температурах выше $3000^\circ C$:



5. Дегидрогалогенирование дигалогеналканов:

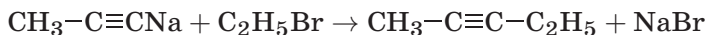


6. Дегалогенирование тетрагалогеналканов:



7. Взаимодействие ацетиленидов металлов с галогенопроизводными.

Таким способом получают высшие гомологи ацетилена:

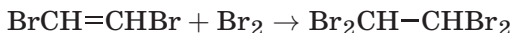
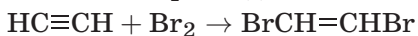


30.2. Химические свойства алкинов

Химические свойства алкинов обусловлены наличием в их молекулах тройной связи. Тройная связь является сочетанием одной σ - и двух π -связей. Типичными для алкинов являются реакции *электрофильного присоединения*. Однако эти реакции у алкинов протекают медленнее, чем у алкенов.

1. Галогенирование.

Галогены присоединяются к алкинам в две стадии:

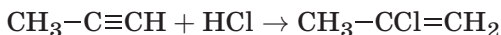


2. Гидрогалогенирование.

Галогеноводороды присоединяются к тройной связи труднее, чем к двойной. Для активации реакции используется катализатор HgCl_2 . Из ацетилена при этом можно получить винилхлорид (хлорэтен), который используется для получения важного полимера — поливинилхлорида:

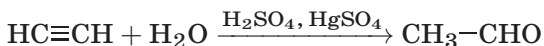


В случае избытка галогеноводорода происходит полное гидрогалогенирование, причем для несимметричных алкинов на каждой стадии присоединение идет по правилу Марковникова:

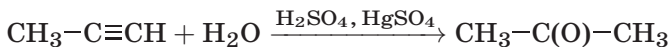


3. Гидратация.

Присоединение воды к алкинам (реакция Кучерова) проводится в кислой среде и катализируется солями ртути(II). При этом из ацетилена получается этаналь:



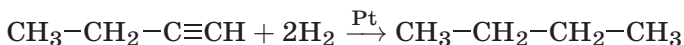
Гомологи ацетилена при гидратации дают кетоны:



В этих реакциях на первой стадии образуются неустойчивые виниловые спирты (енолы), в которых гидроксигруппа находится непосредственно у атома углерода при двойной связи. Енолы быстро изомеризуются в более устойчивые карбонильные соединения.

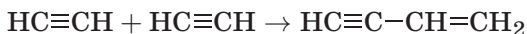
4. Гидрирование.

Алкины присоединяют водород в присутствии металлических катализаторов (Pt, Pd, Ni). Реакция протекает в две стадии, однако промежуточный алкен при этом трудно выделить:

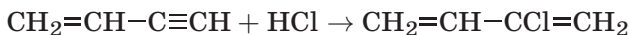


5. Димеризация и тримеризация.

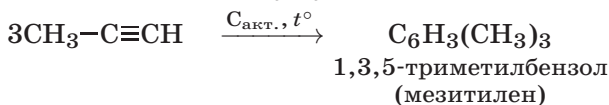
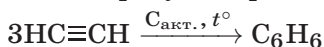
В присутствии катализаторов алкины могут реагировать друг с другом, причем в зависимости от условий образуются различные продукты. Например, под действием водного раствора CuCl и NH_4Cl ацетилен димеризуется, образуя винилацетилен:



Винилацетилен, присоединяя хлороводород, образует хлоропрен, используемый для получения хлоропренового каучука:

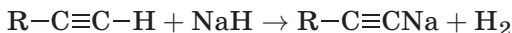


При пропускании ацетилена над активированным углем при 600 °С происходит его *тримеризация* с образованием бензола, другие алкины образуют при этом гомологи бензола:

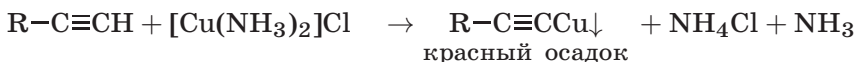
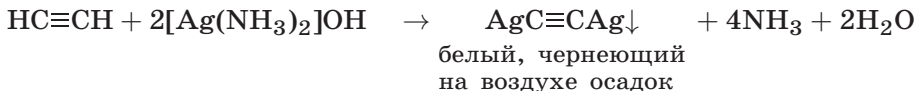


6. Кислотные свойства алкинов.

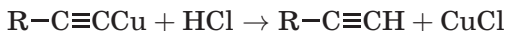
Алкины с концевой тройной связью, в которых атом водорода связан с углеродом, находящимся в *sp*-гибридном состоянии, способны отщеплять протон под действием сильных оснований, т.е. проявляют слабые кислотные свойства. Алкины, в отличие от алканов и алкенов, способны образовывать соли, называемые ацетиленидами:



Ацетилениды серебра и меди(I) легко образуются и выпадают в осадок при пропускании алкина через аммиачный раствор оксида серебра или хлорида меди(I). Эти реакции используются для обнаружения алкинов с концевой тройной связью:



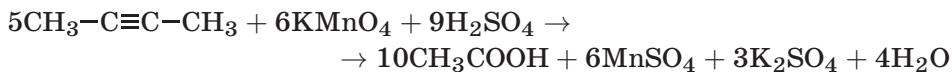
Ацетилениды легко разлагаются под действием сильных кислот с выделением исходного алкина:



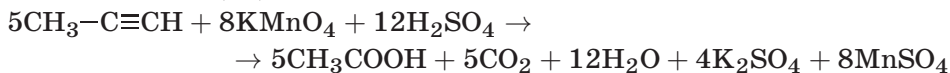
Таким образом, используя реакции образования и разложения ацетиленидов, можно выделять алкины из их смеси с другими углеводородами.

7. Окисление.

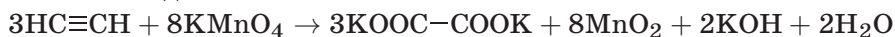
Алкины окисляются различными окислителями, например перманганатом калия. В кислой среде происходит разрыв молекулы и образование карбоновых кислот:



Алкины с концевой тройной связью дают карбоновую кислоту и оксид углерода(IV):

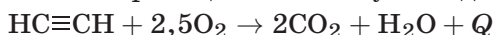


В нейтральном водном растворе ацетилен окисляется перманганатом калия до оксалата калия:



8. Горение.

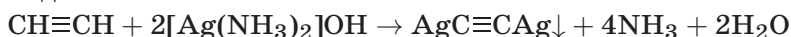
Ацетилен горит в кислороде с выделением большого количества тепла. Эта реакция используется для сварочных работ.



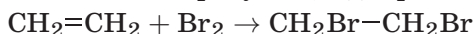
Примеры решения задач

Пример 1. Предложите химический способ разделения смеси, состоящей из пропана, пропена и пропина, с выделением компонентов в чистом виде.

Решение: Пропустим через аммиачный раствор оксида серебра, при этом будет образовываться ацетиленид серебра, который выпадает в осадок:

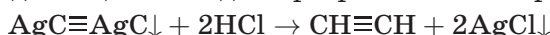


Оставшуюся газовую смесь пропустим через раствор брома в CCl_4 , при этом этен образует 1,2-дибромэтан, который останется в растворе:

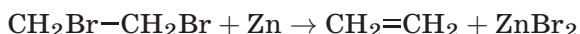


В результате остается чистый пропан.

Чтобы выделить ацетилен в чистом виде, необходимо обработать осадок ацетиленида серебра избытком раствора соляной кислоты:

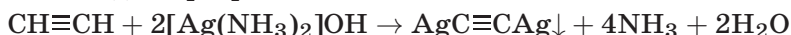


Для выделения этена из 1,2-дибромэтана обработаем последний цинковой пылью:



Пример 2. Смесь этана, этена и этина объемом 15,68 л (н. у.) пропустили через избыток аммиачного раствора оксида серебра, при этом образовалось 36 г осадка. При пропускании такого же объема смеси через раствор брома в четыреххлористом углероде объем смеси газов уменьшился на 5,6 л (н. у.). Определите объемные доли веществ в исходной газовой смеси.

Решение: При пропускании исходной смеси через аммиачный раствор оксида серебра в реакцию будет вступать этин с образованием осадка ацетиленида серебра:

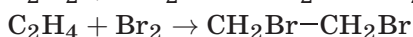
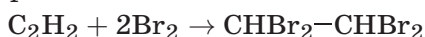


1) Определим количество вещества и объем этина:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{Ag}_2\text{C}_2) = \frac{m(\text{Ag}_2\text{C}_2)}{M(\text{Ag}_2\text{C}_2)} = \frac{36}{240} = 0,15 \text{ моль};$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,15 \cdot 22,4 = 3,36 \text{ л.}$$

При пропускании исходной смеси через раствор брома объем смеси газов уменьшается на 5,6 л за счет взаимодействия этина и этена с бромом:



2) Определим объем этена и этана:

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = 5,6 - V(\text{C}_2\text{H}_2) = 5,6 - 3,36 = 2,24 \text{ л},$$

тогда $V(\text{C}_2\text{H}_6) = 15,68 - 5,6 = 10,08 \text{ л}$.

3) Найдем объемные доли веществ в исходной газовой смеси:

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_2)}{15,68} = \frac{3,36}{15,68} \cdot 100 = 21,43\%;$$

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_4)}{15,68} = \frac{2,24}{15,68} \cdot 100 = 14,29\%;$$

$$\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_6)}{15,68} = \frac{10,08}{15,68} \cdot 100 = 64,28\%.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Относительная плотность некоторого газообразного алкина по водороду равна 27. Определите формулу алкина.
Ответ. C_4H_6 .
- Сколько σ -связей в молекуле четвертого члена гомологического ряда алкинов?
Ответ. 12 связей.
- Как можно выделить бутадиен-1,3 из его смеси с бутином-1 и этином?
- Напишите структурные формулы всех алкинов состава C_6H_{10} , имеющих в своем составе только один третичный атом углерода, и назовите их.
- Напишите структурные формулы изомерных ацетиленовых углеводородов состава C_7H_{12} , главная цепь которых состоит из пяти атомов, и назовите их.
- Какие из перечисленных углеводородов: гексин-3; 3-метилпентин-1; гексин-2; пентин-2; 3-метилбутин-1 — являются изомерами, а какие — гомологами?
- Изобразите структурные формулы всех алкинов, изомерных пентину-1, и назовите их.
- Выберите пары изомеров из перечисленных веществ: 3-метилпентин-1; пентен-2; 2-метилбутадиен-1,3; 1-метилциклопентен.
- Выберите изомеры и гомологи из перечисленных веществ: метилбутин-1; пентен-2; гексин-3; циклопентен; 2-метилгексин-3; гексадиен-1,3; 3-метилбутен-1.
- Напишите структурные формулы всех ацетиленовых углеводородов, которые при каталитическом гидрировании образуют 2-метилпентан. Назовите их по систематической номенклатуре.
Ответ. 4-метилпентин-1; 4-метилпентин-2.
- При полном гидрировании смеси трех изомеров, один из которых — бутин-1, был получен только один алкан. Предложите структурные формулы соединений, которые могут быть получены при обработке избытком HCl этой смеси изомеров.
- Как химическим путем можно выделить бутин-2 из его смеси с бутином-1? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
- Предложите способ разделения газовой смеси, состоящей из бутина-1, бутина-2, бутана и углекислого газа, и выделения компо-

нентов смеси в чистом виде. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

14. Предложите способы получения: а) ацетилена из этилена; б) бутина-2 из бутена-2. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
15. Осуществите превращения:
а) карбонат кальция $\rightarrow$ оксид кальция $\rightarrow$ карбид кальция $\rightarrow$ этин $\rightarrow$ $\rightarrow$ винилацетилен $\rightarrow$ бутан $\rightarrow$ метилпропан
б) ацетилен $\rightarrow$ винилацетилен $\rightarrow$ бутадиен-1,3 $\rightarrow$ 1,4-дибромбутан
16. Предложите способы получения:
а) 2,3-дибромбутана из ацетилена б) бензола из метана
в) 1-хлорэтена из этана г) бутен-1-ина-3 из углерода
17. Газовая смесь состоит из пропана, пропина и циклопропана. Предложите способ выделения каждого компонента газовой смеси в индивидуальном виде. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
18. Предложите способ идентификации веществ в смесях:
а) циклогексан, циклогексен, пентин-1
б) этан, циклопропан, пропин
в) углекислый газ, ацетилен, метан, циклопропан
19. При полном гидрохлорировании алкина массой 2,16 г образуется вещество, масса которого равна 5,08 г. Установите строение алкина, если известно, что он не взаимодействует с аммиачным раствором оксида серебра.
Ответ. Бутин-2.
20. После пропускания 100 л (н. у.) смеси этана, пропена и пропина через аммиачный раствор оксида серебра ее объем стал равным 80 л (н. у.). После пропускания точно такого же объема смеси через бромную воду ее объем уменьшился на 40 л (н. у.). Определите объемные доли веществ в исходной смеси.
Ответ. $\varphi(\text{C}_3\text{H}_4) = \varphi(\text{C}_3\text{H}_6) = 20\%$, $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 60\%$.
21. Определите массу гидроксида калия, прореагировавшего с 1,2-дибром-3,3-диметилпентаном в спиртовом растворе, если при этом образовалось 24 г алкина. Назовите алкин.
Ответ. 28 г; 3,3-диметилпентин-1.
22. 1,2-дибромпропан массой 4,04 г обработали 19,6 г 20%-го раствора гидроксида калия в этаноле. Вычислите массу остатка, который был получен после окончания реакции и выпаривания раствора.
Ответ. $m(\text{KBr}) = 4,76$ г и $m(\text{KOH}) = 1,68$ г.
23. При обработке водой пропина в присутствии солей ртути и серной кислоты было получено 23,2 г ацетона с выходом 40%. Какой объем пропина (н. у.) был взят?
Ответ. 22,4 л.
24. Ацетиленовый углеводород, содержащий пять углеродных атомов в главной цепи, присоединяет 40 г брома. При этом образуется 52 г продукта реакции. Определите строение углеводорода, если известно, что он не вступает в реакцию с аммиачным раствором оксида серебра.
Ответ. 4,4-Диметилпентин-2.

25. Смесь карбида алюминия и карбида кальция общей массой 2,72 г обработали избытком соляной кислоты. Выделившуюся смесь углеводородов сожгли, а продукты сгорания пропустили через избыток раствора гидроксида бария, при этом образовалось 13,8 г осадка. Определите объемные доли веществ в газовой смеси углеводородов, образовавшейся при гидролизе карбидов.
 Ответ. $\varphi(\text{CH}_4) = 60\%$, $\varphi(\text{C}_2\text{H}_2) = 40\%$.
26. 7,84 л (н. у.) смеси газообразных этиленового и ацетиленового углеводородов, содержащих одинаковое число атомов углерода, может присоединить 80 г брома. Образовавшаяся при этом смесь продуктов присоединения брома имеет массу 94,4 г. Определите строение и состав (в % по массе) исходной смеси углеводородов.
 Ответ. $\omega(\text{C}_3\text{H}_4) = 41,67\%$, $\omega(\text{C}_3\text{H}_6) = 58,33\%$.
27. Смесь алкана, алкена и алкина, содержащих одинаковое число атомов углерода, объемом 2,8 л (н. у.) может прореагировать с 17,4 г оксида серебра (в аммиачном растворе) или обесцветить 875 г бромной воды с массовой долей брома 3,2%. Определите качественный состав и объемные доли веществ в исходной смеси углеводородов, если ее масса составляла 3,4 г.
 Ответ. $\varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = \varphi(\text{C}_2\text{H}_4) = 20\%$, $\varphi(\text{C}_2\text{H}_2) = 60\%$.
28. Определите углеводород ацетиленового ряда, если некоторое количество его присоединяет 96,00 г брома с образованием 112,2 г продукта реакции. Известно также, что углеводород не реагирует с аммиачным раствором оксида серебра.
 Ответ. Бутин-2.
29. Масса твердого вещества, образующегося при пропускании смеси ацетилена и бутина-1 через избыток аммиачного раствора оксида серебра, в 7,4 раза больше массы смеси углеводородов. Вычислите объемные доли веществ в исходной смеси углеводородов.
 Ответ. $\omega(\text{C}_2\text{H}_2) = 83,4\%$, $\omega(\text{C}_4\text{H}_6) = 16,6\%$.
30. Раствор изопрена и пентина-2 в гексане общей массой 4,56 г может прореагировать с 2,8 г брома. Вычислите массовую долю гексана в исходной смеси.
 Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_{14}) = 86,95\%$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- К алкинам могут относиться
 - 1) C_7H_8
 - 2) C_4H_6
 - 3) C_8H_{14}
 - 4) C_5H_{10}
 - 5) C_6H_{10}
- Вещество, формула которого C_5H_8 , можно отнести к
 - 1) алкадиенам и циклоалкенам
 - 2) алкинам и алкадиенам
 - 3) алкинам и алкенам
 - 4) алкенам и циклоалкенам
 - 5) алкадиенам и циклоалкенам
- Из гомологов состоят
 - 1) этен и этилен
 - 2) циклобутен и бутин-1
 - 3) пропин и гексин-1
 - 4) ацетилен и пентин-1
 - 5) бутин-2 и гептин-1
- Третичный атом углерода могут иметь молекулы алкинов
 - 1) C_3H_4
 - 2) C_5H_8
 - 3) C_4H_6
 - 4) C_8H_{14}
 - 5) C_6H_{10}

5. Как бутен-2, так и бутин-2
 - 1) при гидратации образуют спирты
 - 2) обесцвечивают бромную воду
 - 3) реагируют с раствором KMnO_4
 - 4) подвергаются гидрированию
 - 5) реагируют с аммиачным раствором оксида серебра
6. Отличить гексин-1 от гексина-2 можно при использовании
 - 1) бромной воды
 - 2) подкисленного раствора KMnO_4
 - 3) аммиачного раствора оксида серебра
 - 4) гидрида натрия
 - 5) аммиачного раствора хлорида меди(I)
7. Ацетилен в промышленности можно получить
 - 1) перегонкой сырой нефти
 - 2) термическим крекингом метана
 - 3) выделением из природного газа
 - 4) дегидрированием этана
 - 5) прямым синтезом из углерода и водорода
8. Взаимодействие пропина с избытком бромоводорода протекает
 - 1) по ионному механизму
 - 2) с разрывом π -связей в молекуле пропина
 - 3) с образованием свободных радикалов
 - 4) с преимущественным образованием 2,2-дибромпропана
 - 5) с преимущественным образованием 1,2-дибромпропана
9. И для ацетилена, и для пропина характерны
 - 1) тетраэдрическая форма молекулы
 - 2) sp -гибридизация всех атомов углерода в молекуле
 - 3) реакция гидрирования
 - 4) наличие σ - и π -связей в молекулах
 - 5) реакция с аммиачным раствором хлорида меди(I)
10. Взаимодействие пропина с водой протекает
 - 1) по ионному механизму
 - 2) с разрывом π -связи в молекуле пропина
 - 3) с образованием ацетона
 - 4) с образованием пропанола-2
 - 5) в присутствии катализатора
11. Карбид кальция обработали избытком воды. Выделившийся газ занял объем 4,48 л (н. у.). Рассчитайте, какой объем 20%-й соляной кислоты плотностью 1,10 г/мл пойдет на полную нейтрализацию образовавшейся щелочи.
12. Некоторый углеводород содержит 12,19% водорода по массе. Известно, что молекула этого углеводорода содержит один четвертичный атом углерода. Кроме того, данный углеводород может взаимодействовать с аммиачным раствором оксида серебра с образованием бурого осадка. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного углеводорода;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;

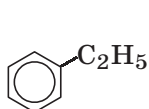
- 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с аммиачным раствором оксида серебра.
13. Жидкий при обычных условиях ацетиленовый углеводород массой 4,51 г может полностью прореагировать с 440 г бромной воды с массовой долей брома 4%. Известно, что молекула этого углеводорода содержит один четвертичный атом углерода, а также то, что данный углеводород может взаимодействовать с аммиачным раствором оксида серебра с образованием бурого осадка. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу углеводорода;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с водой.
14. При полной гидратации 20,5 г ацетиленового углеводорода образовалось органическое вещество массой 25,0 г. Этот углеводород может взаимодействовать с аммиачным раствором оксида серебра с образованием бурого осадка, а в состав его молекулы входят три метильные группы. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного алкина;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с избытком хлороводорода.

АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

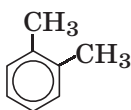
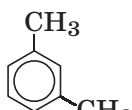
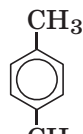
Ароматическими углеводородами ряда бензола (аренами) называются циклические ненасыщенные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n-6} , где $n \geq 6$, обладающие системой сопряженных π -связей. Простейшим ароматическим углеводородом является бензол C_6H_6 . Электронное строение молекулы бензола было рассмотрено в гл. 27.

Ближайшим гомологом бензола является толуол (метилбензол) $C_6H_5CH_3$.

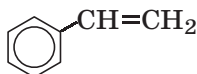
Для следующего гомолога C_8H_{10} существует 4 изомера:



этилбензол

орто-ксилол
1,2-диметилбензолмета-ксилол
1,3-диметилбензолпара-ксилол
1,4-диметилбензол

Важным производным бензола является стирол, который, вообще говоря, не относится к аренам, так как имеет в боковой цепи двойную связь:

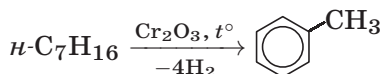


винилбензол (стирол)

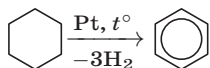
Арены плохо растворимы в воде, хорошо — в органических растворителях. Сами являются хорошими растворителями органических и некоторых неорганических веществ. Плотность их меньше, чем плотность воды, следовательно, в смесях с водой слой арена будет сверху, а водный — снизу. Температуры кипения относительно невысокие: у бензола $t_{\text{кип}} = 80^\circ\text{C}$, а у толуола $t_{\text{кип}} = 110^\circ\text{C}$. Арены имеют характерный запах. Легко воспламеняются, горят ярким, но сильно коптящим пламенем.

31.1. Получение аренов

1. Дегидроциклизация (ароматизация) природных алканов с главной цепью, содержащей шесть и более атомов углерода, — основной промышленный способ получения аренов. При нагревании над катализатором (Cr_2O_3 или Pt) происходит замыкание цикла и одновременное отщепление водорода, например:



2. Дегидрирование циклогексана и его производных над платиновым катализатором — другой промышленный способ:

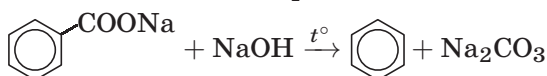


3. Циклотримеризация ацетилена над раскаленным активированным углем:

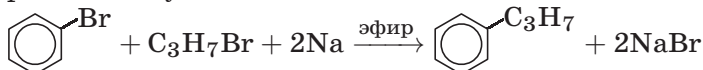


4. Гомологи бензола получают каталитическим алкилированием бензола алкенами или галогеноалканами (реакция Фриделя—Крафтса). Более подробно этот тип реакций будет разобран при изложении химических свойств аренов.

5. Сплавление солей ароматических кислот с щелочами, например:



6. Реакция Вюрца—Фиттига. Обработкой натрием смеси галогенопроизводных бензола и галогеноалканов в органическом растворителе получают гомологи бензола:



31.2. Химические свойства аренов

Шесть p -электронов бензольного кольца образуют единую энергетически выгодную электронную ароматическую систему, что делает ароматические соединения более устойчивыми и химически менее активными, чем другие ненасыщенные вещества. Поэтому для аренов более характерны реакции замещения, при которых сохраняется ароматичность.

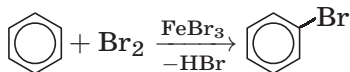
Различают реакции, происходящие в бензольном кольце, и реакции боковых цепей гомологов бензола.

31.2.1. Реакции бензольного кольца

1. Электрофильное замещение в бензольном кольце:

а) Галогенирование.

Реакции замещения водорода в бензольном кольце на галоген проходят в присутствии катализаторов — хлоридов или бромидов железа или алюминия:

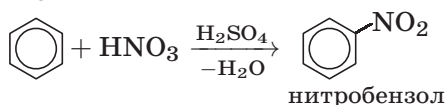


Реакция проходит по ионному механизму, катализатор необходим для образования электрофильной частицы — положительно заряженного иона галогена, который атакует p -электронное облако бензольного кольца:



б) *Нитрование.*

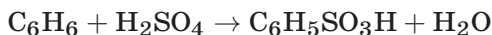
Для введения нитрогруппы в бензольное кольцо обычно используется так называемая *нитрующая смесь* — смесь концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 :



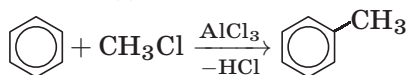
Электрофильной частицей в этой реакции является катион NO_2^+ .

в) *Сульфирование.*

При взаимодействии ароматических углеводородов с концентрированной серной кислотой или олеумом образуются сульфоновые кислоты:

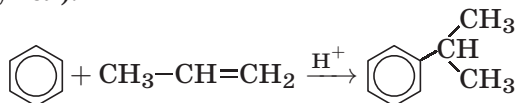
г) *Алкилирование.*

Как уже упоминалось выше, алкилирование по Фриделю—Крафтсу является одним из основных способов получения гомологов бензола:



Роль катализатора в этой реакции такая же, как в реакции галогенирования, — образование электрофильной частицы CH_3^+ (карбокатиона).

В промышленности широко используется катализируемое кислотами алкилирование алкенами. Роль катализатора в этом случае также состоит в образовании карбокатиона. При алкилировании этеном получается этилбензол, а в случае пропена образуется изопропилбензол (кумол):

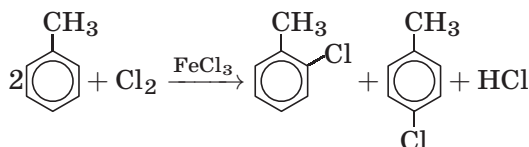


Правила ориентации при электрофильном замещении в бензольном кольце

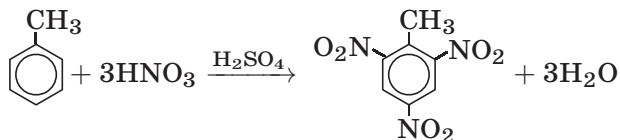
Место введения второго и последующих заместителей в бензольное кольцо определяется природой уже имеющегося заместителя.

Электронодонорные заместители, обладающие $+I$ и $+M$ -эффектами (ориентанты I рода), увеличивают электронную плотность в бензольном кольце, облегчают протекание реакции и направляют замещение в *орто*- и *пара*-положения. К ним относятся: алкильные радикалы ($-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$ и др.), атомы галогенов, группы $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$.

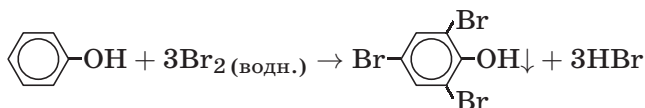
Так, толуол хлорируется в присутствии катализатора с образованием смеси *орто*- и *пара*-хлортолуолов:



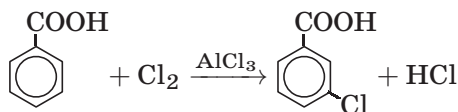
Нитрованием толуола можно получить 2,4,6-тринитротолуол, в то время как из бензола можно получить только моно- и динитробензол:



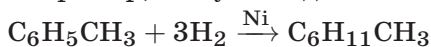
Наиболее сильным активирующим действием обладают гидроксигруппы и аминогруппы. Например, при обработке фенола или анилина бромной водой происходит замещение водорода бромом сразу по трем положениям — двум *орто*- и одному *пара*- (бензол с бромной водой не реагирует):



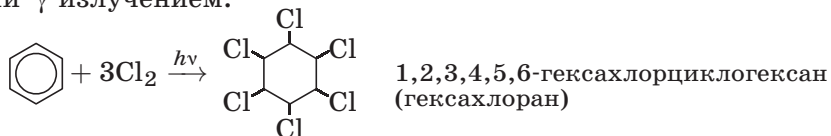
Электронноакцепторные заместители, обладающие $-I$ и $-M$ -эффектами (ориентанты II рода), уменьшают электронную плотность в бензольном кольце, затрудняют протекание реакции и направляют замещение в *мета*-положения. К ним относятся: группы $-\text{CF}_3$, $-\text{NO}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{C}(\text{O})\text{H}$ и некоторые другие. В качестве примера приведем реакцию хлорирования бензойной кислоты:



2. Каталитическое гидрирование бензола и его гомологов происходит при повышенном давлении с использованием катализаторов (Ni, Pt). При этом бензол гидрируется до циклогексана, а, например, толуол — до метилциклогексана:



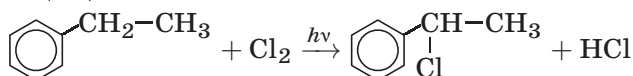
3. Присоединение хлора к бензолу протекает по радикальному механизму при взаимодействии паров бензола с хлором в отсутствие катализатора при облучении реакционной смеси УФ-светом или γ -излучением:



31.2.2. Реакции боковых цепей гомологов бензола

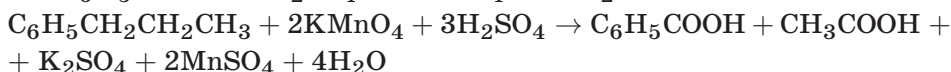
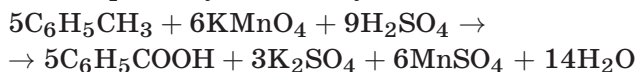
1. Радикальное галогенирование.

Гомологи бензола, имеющие один или несколько атомов водорода при атоме углерода, непосредственно связанном с бензольным кольцом, легко обменивают их на галоген на свету:



2. Окисление.

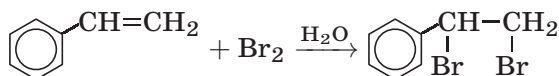
В отличие от бензола, его гомологи легко окисляются подкисленным раствором перманганата, причем окисление происходит у атома углерода, непосредственно связанного с бензольным кольцом. При окислении алкилбензолов образуется бензойная кислота, а остаток алкильного заместителя превращается либо в CO_2 , либо в кетон, либо в карбоновую кислоту:



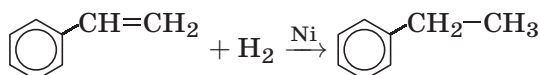
Некоторые свойства стирола

Молекула стирола содержит двойную углерод-углеродную связь, поэтому основным типом химических реакций для него будут реакции, характерные для алкенов, — присоединения, окисления и полимеризации.

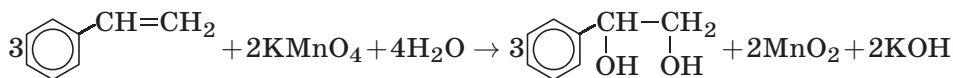
Так, стирол легко реагирует с бромной водой, обесцвечивая ее, что является качественной реакцией на двойную связь:



При гидрировании стирола на никелевом катализаторе образуется этилбензол (бензольное кольцо гидрируется в более жестких условиях):

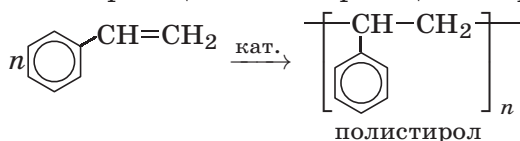


Окисление стирола водным раствором перманганата калия приводит к образованию двухатомного спирта:



В кислой среде перманганат калия окисляет стирол аналогично гомологам бензола.

Важной реакцией, имеющей большое практическое значение, является реакция полимеризации стирола:



Примеры решения задач

Пример 1. Относительная плотность по озону газовой смеси, состоящей из паров бензола и водорода, равна 0,2. После пропускания смеси через контактный аппарат для синтеза циклогексана относительная плотность увеличилась до 0,25. Определите

объемную долю паров циклогексана в конечной смеси и выход циклогексана.

Решение:

1. Найдем молярную массу исходной смеси:

$$M_{\text{ср.}}(\text{исх. см.}) = D_{\text{O}_3}^{\text{газ. см.}} \cdot M(\text{O}_3) = 0,2 \cdot 48 = 9,6 \text{ г/моль.}$$

2. Молярная масса конечной смеси равна $0,25 \cdot 48 = 12$ (г/моль).

3. Найдем молярное соотношение компонентов в исходной смеси:

$$M_{\text{ср.}}(\text{исх. см.}) = \chi M(\text{C}_6\text{H}_6) + (1 - \chi)M(\text{H}_2),$$

где χ — молярная доля бензола;

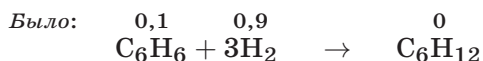
$$9,6 = 78\chi + 2(1 - \chi); \quad 7,6 = 76\chi; \quad \chi = 0,1.$$

Значит, молярная доля водорода равна 0,9.

Следовательно, водород взят в избытке, поэтому расчет ведем по бензолу.

4. Пусть количество исходной смеси равно 1 моль. Тогда $n(\text{C}_6\text{H}_6) = 0,1$ моль, $n(\text{H}_2) = 0,9$ моль.

5. Обозначим количество прореагировавшего бензола через z моль и составим количественный баланс этой реакции:



6. Найдем общее количество веществ в конечной реакционной смеси:

$$n(\text{кон. см.}) = 0,1 - z + 0,9 - 3z + z = 1 - 3z.$$

Так как общая масса веществ в контактном аппарате не изменилась,

$$n(\text{исх. см.}) \cdot M(\text{исх. см.}) = n(\text{кон. см.}) \cdot M(\text{кон. см.}) = 1 \cdot 9,6 = (1 - 3z) \cdot 12.$$

$$36z = 12 - 9,6 = 2,4; \quad z = \frac{2,4}{36} = 0,0667 \text{ моль.}$$

$$n(\text{кон. см.}) = 1 - 3 \cdot 0,0667 = 0,8 \text{ моль.}$$

7. Рассчитаем объемную долю циклогексана:

$$\varphi = \frac{0,067}{0,8} \cdot 100 = 8,4\%.$$

8. Теоретически возможное количество циклогексана составляет 0,1 моль, однако образовалось всего 0,067 моль. Определяем выход продукта:

$$\eta(\text{C}_6\text{H}_{12}) = \frac{0,067}{0,1} \cdot 100 = 67,0\%.$$

Пример 2. На нейтрализацию смеси ароматических кислот, полученных окислением смеси этилбензола и его изомеров, требуется объем раствора гидроксида натрия, в пять раз меньший, чем минимальный объем такого же раствора, необходимого для поглощения всего углекислого газа, полученного при сжигании такой же порции смеси изомеров. Определите массовую долю этилбензола в исходной смеси.

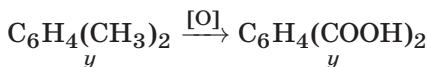
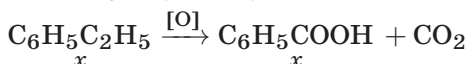
Решение:

1. Этилбензол — $\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5$; $M = 106$ г/моль; его изомерами являются диметилбензолы, имеющие одинаковую молекулярную формулу $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$ и ту же молярную массу, что и этилбензол.

Пусть количество вещества этилбензола равно x моль, а количество смеси диметилбензолов — y моль.

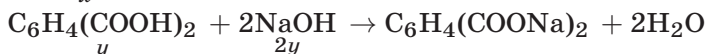
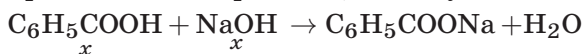
2. Напишем уравнения реакций окисления этилбензола и его изомеров.

При окислении этилбензола образуется бензойная кислота $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, а при окислении диметилбензолов — фталевые кислоты $\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$:



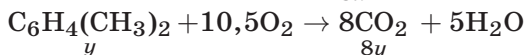
Очевидно, что количества веществ бензойной кислоты и смеси фталевых кислот тоже равны x и y соответственно.

3. Уравнения нейтрализации полученных органических кислот:



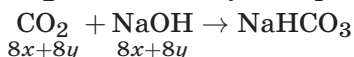
Общее количество щелочи, пошедшее на нейтрализацию смеси кислот, составляет $x + 2y$.

4. Запишем уравнения сгорания углеводородов:



Общее количество углекислого газа после сжигания исходной смеси аренов составляет $8x + 8y$.

5. Минимальное количество щелочи, необходимое для поглощения CO_2 , соответствует образованию кислой соли:



Таким образом, количество щелочи, пошедшей на нейтрализацию CO_2 , тоже равно $8x + 8y$. По условию задачи $8x + 8y = 5(x + 2y)$; откуда $y = 1,5x$.

6. Поскольку молярные массы исходных веществ одинаковы, их массовые доли равны молярным долям:

$$\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5) = \frac{n(\text{этилбензола})}{n(\text{общ})} = \frac{x}{x+y} = \frac{1}{1+1,5} \cdot 100 = 40\%.$$

Пример 3. Смесь толуола и стирола сожгли в избытке воздуха. При пропускании продуктов сгорания через избыток известковой воды образовалось 220 г осадка. Найдите массовые доли компонентов в исходной смеси, если известно, что она может присоединить 2,24 л HBr (н. у.).

Решение:

1. С бромоводородом реагирует только стирол в соотношении 1 : 1:



2. Найдем количество вещества бромоводорода:

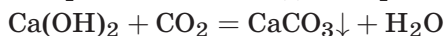
$$n(\text{HBr}) = n(\text{C}_8\text{H}_8) = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль.}$$

3. Запишем уравнение реакции сгорания стирола:



В соответствии с уравнением реакции при сгорании 0,1 моль стирола образуется 0,8 моль углекислого газа.

4. Углекислый газ реагирует с избытком гидроксида кальция с образованием осадка карбоната кальция:

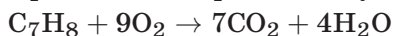


5. Рассчитаем общее количество вещества карбоната кальция:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{220}{100} = 2,2 \text{ моль.}$$

Таким образом, при сгорании смеси углеводородов образовалось 2,2 моль CO_2 , из которых 0,8 моль — в результате сгорания стирола. На долю толуола приходится $2,2 - 0,8 = 1,4$ моль CO_2 .

6. Уравнение сгорания толуола:



Количество толуола в 7 раз меньше, чем количество образовавшегося при его сгорании углекислого газа:

$$n(\text{C}_7\text{H}_8) = \frac{1,4}{7} = 0,2 \text{ моль.}$$

7. Масса стирола $m(\text{C}_8\text{H}_8) = n(\text{C}_8\text{H}_8) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_8) = 0,1 \cdot 104 = 10,4$ г; масса толуола $m(\text{C}_7\text{H}_8) = n(\text{C}_7\text{H}_8) \cdot M(\text{C}_7\text{H}_8) = 0,2 \cdot 92 = 18,4$ г.

8. Общая масса смеси углеводородов $10,4 + 18,4 = 28,8$ г. Отсюда

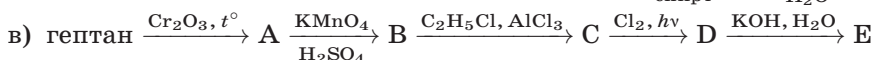
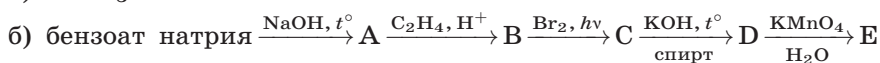
$$\omega(\text{C}_8\text{H}_8) = \frac{10,4}{28,8} = 0,361 \text{ (36,1\%);}$$

$$\omega(\text{C}_7\text{H}_8) = 0,639 \text{ (63,9\%).}$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Изобразите структурные формулы всех изомеров аренов с общей формулой C_9H_{12} . Назовите эти соединения.
- Используя любые неорганические вещества и катализаторы, предложите способ получения: а) *мета*-нитротолуола из метана; б) стирола из этана; в) бензилового спирта из гептана.
- В пробирках без этикеток находятся следующие соединения: а) бензол, стирол, толуол; б) гексен, циклогексан, толуол; в) этилбензол, стирол, фенол. Предложите методы идентификации этих соединений. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
- Напишите уравнения химических реакций, соответствующих цепочкам превращений.



5. Ароматический углеводород C_9H_{12} прореагировал с избытком брома при нагревании. В результате было получено соединение состава $C_9H_5Br_7$. Напишите структурные формулы всех углеводородов, которые могли бы дать такой результат.
6. Приведите структурную формулу ближайшего гомолога стирола, имеющего *цис*- и *транс*-изомеры. Укажите типы гибридизации атомов углерода в этом соединении.
7. В каких из перечисленных веществ все атомы углерода имеют sp^2 -гибридизацию: толуол, бутadiен-1,3, циклогексан, этилбензол, стирол, бензол?
8. Предложите способ получения этилбензола из этанола без использования других органических реагентов. Можно использовать любые неорганические вещества и катализаторы.
9. Сколько изомеров имеет арен, молекула которого содержит 58 протонов? Приведите соответствующие структурные формулы и назовите эти изомеры.
10. При циклотримеризации ацетилена при $500^\circ C$ образовалась газовая смесь с относительной плотностью по воздуху 2,24. Рассчитайте выход бензола.
Ответ. $\eta(C_6H_6) = 90\%$.
11. Какая масса толуола потребуется для получения 113,5 г тринитротолуола, если выход продукта составляет 82% от теоретического?
Ответ. $m(C_6H_5CH_3) = 56$ г.
12. Какой объем бензола ($\rho = 0,88$ г/мл) можно получить из 33,6 л (н. у.) ацетилена?
Ответ. $V(C_6H_6) = 44,32$ мл.
13. Для получения изопропилбензола взяли 70,21 мл 2-бромпропана с плотностью 1,314 г/мл и 39 г бензола. Объем полученного изопропилбензола оказался равным 61,25 мл ($\rho = 0,862$ г/мл). Вычислите выход изопропилбензола.
Ответ. $\eta(C_6H_5CH(CH_3)_2) = 88\%$.
14. Углеводород обесцвечивает бромную воду, при действии подкисленного раствора $KMnO_4$ образует бензойную кислоту с выделением диоксида углерода. При обработке избытком аммиачного раствора оксида серебра наблюдается выделение осадка. При комнатной температуре исходный углеводород находится в жидком состоянии, а массовая доля водорода в нем составляет 6,9%. Определите углеводород.
Ответ. Бензилацетилен.
15. Смесь бензола и циклогексена с молярной долей бензола 80% обесцвечивает 200 г 16%-го раствора брома в тетрахлорметане. Какая масса воды образуется при сгорании в кислороде такого же количества этой смеси?
Ответ. 61,2 г.
16. При нитровании одного из аренов массой 31,8 г образовалось только одно мононитропроизводное массой 45,3 г. Определите формулу арена и продукта нитрования.
Ответ. 1,4-Диметилбензол; 2-нитро-1,4-диметилбензол.
17. Смесь бензола и циклогексана массой 5 г прореагировала с бромом (в темноте и без нагревания) в присутствии бромида железа(III). Объ-

ем выделившегося бромоводорода составил 1,12 л (н. у.). Определите состав исходной смеси в массовых долях.

Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_6) = 78\%$, $\omega(\text{C}_6\text{H}_{12}) = 22\%$.

18. При каталитическом бромировании 53,1 мл толуола ($\rho = 0,867$ г/мл) с выходом 70% была получена смесь двух монобромпроизводных и газ, который пропустили через 70 г 40%-го раствора бутена-1 в бензоле. Найдите массовые доли веществ в полученном растворе.
Ответ. $\omega(\text{C}_4\text{H}_8) = 8,54\%$; $\omega(\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}) = 48,76\%$.
19. Смесь стирола и циклогексена обесцвечивает 25 г бромной воды с массовой долей брома 9,6%. При сжигании такого же количества исходной смеси в избытке кислорода и пропускании образовавшихся газов через раствор баритовой воды выпадает 19,7 г осадка. Определите массовые доли углеводородов в исходной смеси.
Ответ. $\omega(\text{C}_8\text{H}_8) = 38,81\%$, $\omega(\text{C}_6\text{H}_{10}) = 61,19\%$.
20. Газ, выделившийся при получении бромбензола из 44,34 мл бензола ($\rho = 0,88$ г/мл), прореагировал с 8,96 л (н. у.) метилпропена. Выход бромбензола составил 80% от теоретического, а реакция с метилпропеном прошла с выходом 100%. Рассчитайте массы полученных веществ.
Ответ. $m[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}] = 54,8$ г; $m(\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}) = 62,8$ г.
21. Смесь бензола, толуола и этилбензола массой 13,45 г окислили перманганатом калия в кислой среде. При этом образовалось 12,2 г бензойной кислоты и 1,12 л (н. у.) углекислого газа. Найдите массовые доли углеводородов в исходной смеси.
Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5) = 39,4\%$, $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3) = 34,2\%$, $\omega(\text{C}_6\text{H}_6) = 26,4\%$.
22. Относительная плотность паров углеводорода по неону равна 6. Известно, что углеводород не реагирует с бромной водой, окисляется подкисленным раствором перманганата калия до терефталевой (1,4-бензолдикарбоновой) кислоты, а количество атомов углерода составляет 75% от количества атомов водорода. Определите углеводород.
Ответ. C_9H_{12} .



Готовимся к ЕГЭ

1. К аренам могут относиться вещества
 - 1) C_7H_8
 - 2) C_8H_{10}
 - 3) C_8H_{18}
 - 4) $C_{10}H_{12}$
 - 5) $C_{10}H_{14}$
2. Гомологами являются
 - 1) бензол и этилбензол
 - 2) изопропилбензол и кумол
 - 3) этилбензол и *пара*-ксилол
 - 4) этилбензол и кумол
 - 5) бензол и толуол
3. Структурными изомерами являются
 - 1) пропилбензол
 - 2) *пара*-ксилол
 - 3) изопропилбензол
 - 4) 1-метил-2-этилбензол
 - 5) этилбензол
4. В отличие от бензола, стирол взаимодействует
 - 1) с галогенами
 - 2) с азотной кислотой
 - 3) с перманганатом калия
 - 4) с кислородом
 - 5) с галогеноводородами

5. Для аренов характерны реакции
- 1) гидрирования
 - 2) гидрогалогенирования
 - 3) нитрования
 - 4) окисления
 - 5) гидратации
6. При действии на этилбензол нитрующей смеси может образоваться
- 1) *орто*-нитроэтилбензол
 - 2) *мета*-нитроэтилбензол
 - 3) *пара*-нитроэтилбензол
 - 4) 1-нитро-4-этилбензол
 - 5) 2,4,6-тринитроэтилбензол
7. В цепочке превращений $\text{C}_6\text{H}_6 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{C}_{\text{акт.}}, t^\circ} \text{X}_2 \xrightarrow{\text{CH}_3\text{Cl}, \text{AlCl}_3} \text{X}_3 \xrightarrow{\text{KMnO}_4, t^\circ} \text{X}_4$ неизвестными веществами X являются
- 1) бензойная кислота
 - 2) бензол
 - 3) ацетилен
 - 4) толуол
 - 5) 4-хлорбензойная кислота
- | | | | |
|----------------|----------------|----------------|----------------|
| X ₁ | X ₂ | X ₃ | X ₄ |
| | | | |
8. И для этилена, и для бензола характерны
- 1) реакция гидрирования
 - 2) наличие только π -связей в молекулах
 - 3) sp^2 -гибридизация атомов углерода в молекулах
 - 4) высокая растворимость в воде
 - 5) взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра
 - 6) горение на воздухе
9. Взаимодействие толуола с бромом на свету протекает
- 1) по радикальному механизму
 - 2) с разрывом π -связей в молекуле толуола
 - 3) как реакция присоединения
 - 4) как реакция замещения
 - 5) в присутствии катализатора
 - 6) по ионному механизму
10. Взаимодействие между бензолом и хлором на свету протекает
- 1) с разрывом π -связей в молекуле бензола
 - 2) с образованием гексахлорана
 - 3) как реакция присоединения
 - 4) как реакция замещения
 - 5) в присутствии катализатора
 - 6) по ионному механизму
11. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующее превращение:
- $$\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow[600^\circ\text{C}]{\text{AlCl}_3} \text{X}_1 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5 \xrightarrow[h\nu]{\text{Br}_2} \text{X}_2 \xrightarrow[\text{спирт}, t^\circ]{\text{KOH}} \text{X}_3 \xrightarrow[0-20^\circ\text{C}]{\text{KMnO}_4, \text{H}_2\text{O}} \text{X}_4$$
12. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующее превращение:
- $$\text{карбид алюминия} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{X}_2 \xrightarrow[t^\circ, \text{кат.}]{\text{бензол}} \text{X}_3 \xrightarrow[\text{Cl}_2, \text{УФ}]{\text{CH}_3\text{Cl}, \text{AlCl}_3} \text{X}_4$$
13. При сгорании органического вещества массой 11,25 г выделилось 26,4 л углекислого газа (н. у.), 2,24 л хлороводорода (н. у.) и 3,6 г воды. Относительная плотность паров вещества по азоту составила 4,018. Установлено, что при нитровании данного вещества образуется смесь двух изомеров. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;

- 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с нитрующей смесью.
14. При сгорании 24,6 г вещества образовалось 26,88 л углекислого газа (н. у.), 9 г воды 2,24 л азота (н. у.). 1 литр паров этого вещества имеет массу 5,491 г (н. у.). Установлено, что при взаимодействии с хлором в присутствии хлорида алюминия образуется единственное моноклорпроизводное. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с хлором в присутствии хлорида алюминия.
15. При нитровании 26,5 г гомолога бензола получено 30,2 г моноклорпроизводного. Выход продукта реакции составил 80%, других нитропроизводных не образовалось. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного углеводорода;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с хлором на свету.
16. При бромировании 28,8 г гомолога бензола в присутствии железа получено 35,82 г монобромпроизводного. Выход продукта реакции составил 75%, других нитропроизводных не образовалось. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного арена;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с хлором на свету.

Спирты — это органические соединения, в которых гидроксигруппа непосредственно связана с sp^3 -гибридизованным атомом углерода.

По числу гидроксильных групп спирты подразделяют на одноатомные и многоатомные (двухатомные, трехатомные и т. д.). По характеру углеводородного радикала различают спирты насыщенные, ненасыщенные, циклические, ароматические. Спирты, у которых гидроксильная группа находится у первичного атома углерода, называются первичными, у вторичного атома углерода — вторичными, у третичного атома углерода — третичными. Изомерия спиртов может быть связана со строением углеродного скелета и положением гидроксигруппы, изомерный класс соединений — простые эфиры.

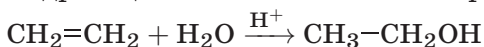
Примеры различных спиртов:



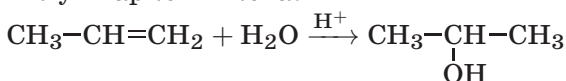
Низшие спирты являются жидкостями с относительно высокими температурами кипения, первые три члена гомологического ряда одноатомных спиртов ($\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$) неограниченно растворимы в воде. Эти свойства обусловлены образованием межмолекулярных водородных связей.

32.1. Получение спиртов

1. Гидратация алкенов в кислой среде:

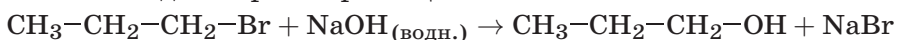


Замещенные несимметричные алкены реагируют согласно правилу Марковникова:



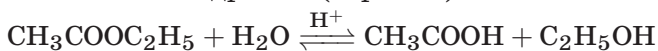
2. Гидролиз алкилгалогенидов (реакция нуклеофильного замещения S_N).

Реакцию проводят, обрабатывая галогенопроизводное разбавленным водным раствором щелочи:

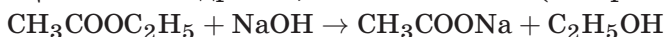


3. Гидролиз сложных эфиров.

а) Кислотный гидролиз (обратим):

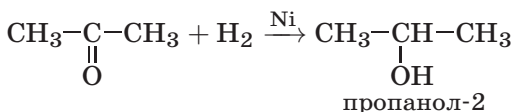
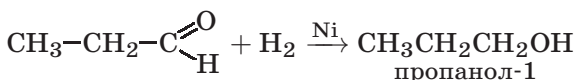


б) Щелочной гидролиз, или омыление (необратим):

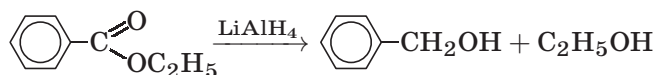


4. Восстановление других кислородсодержащих соединений.

а) Альдегиды и кетоны обычно восстанавливают водородом в присутствии катализатора, при этом из альдегидов получают первичные спирты, а из кетонов — вторичные:

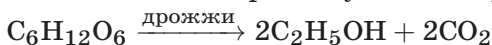


б) Восстановление сложных эфиров и особенно карбоновых кислот требует более мощных восстановителей — комплексных гидридов металлов. Чаще всего применяется алюмогидрид лития:



5. Биохимические методы.

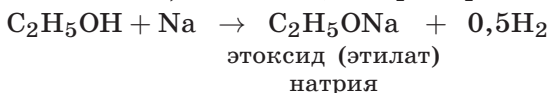
Этиловый спирт получают спиртовым брожением глюкозы:



32.2. Химические свойства спиртов

1. Кислотные свойства.

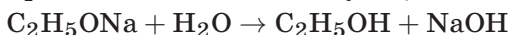
Спирты обладают очень слабыми кислотными свойствами, более слабыми, чем вода, поэтому они практически не реагируют с водными растворами щелочей. Водород в гидроксильной группе спирта можно заместить путем взаимодействия спирта с щелочными и щелочноземельными металлами, при этом образуются алкоксиды (алкоголяты^{*)}) металлов, например:



^{*)} Устаревшее название.

Поскольку спирты очень слабые кислоты, их соли (алкоксиды) очень сильные основания. Основность алкоксид-аниона зависит от типа исходного спирта. В растворе наиболее сильными основаниями являются алкоксиды третичных спиртов.

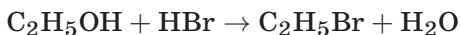
Алкоксиды представляют собой твердые вещества ионного строения, растворимые в спирте. Они легко гидролизуются водой с образованием соответствующего спирта и щелочи:



2. Реакции замещения гидроксильной группы на галоген (реакции нуклеофильного замещения).

 **Нуклеофил** — частица, образующая новую ковалентную связь за счет собственной электронной пары. Она либо несет отрицательный заряд, либо обладает неподеленной парой электронов.

Спирты реагируют с галогеноводородами, образуя галогенопроизводные, например:

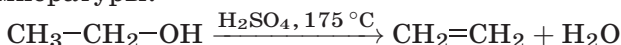


В случае первичных спиртов обычно используют галогеноводород в момент выделения, обрабатывая смесь спирта с галогенидом натрия концентрированной серной кислотой. Третичные спирты легко взаимодействуют с концентрированными водными растворами галогеноводородных кислот.

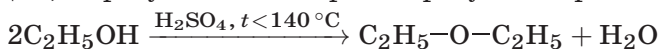
3. Дегидратация (отщепление воды).

Внутримолекулярная дегидратация спиртов с образованием алкенов происходит при их нагревании с кислотными реагентами (серной или фосфорной кислотой) или при пропускании паров спирта через нагретый оксид алюминия.

Дегидратация первичных спиртов требует достаточно высокой температуры:

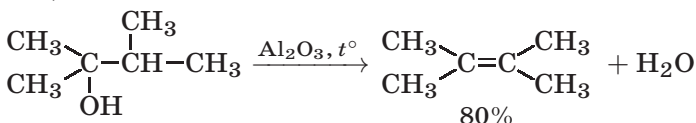


Конкурирующим процессом является межмолекулярная дегидратация, в результате которой образуется простой эфир:



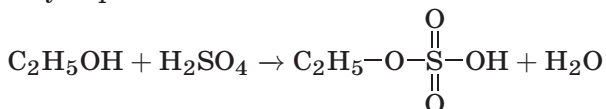
Вторичные и особенно третичные спирты превращаются в алкены в гораздо более мягких условиях, и их дегидратация, как правило, не осложняется образованием простых эфиров.

В случаях когда дегидратация может привести к нескольким изомерам, основной продукт образуется в соответствии с *правилом Зайцева*: атом водорода отщепляется от наименее гидрогенизированного атома углерода, т. е. преимущественно образуется наиболее замещенный алкен:

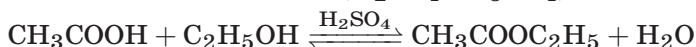


4. Этерификация (образование сложных эфиров).

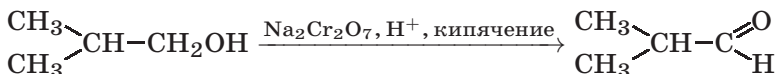
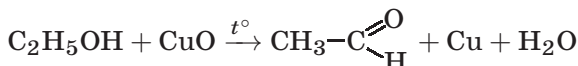
Сложные эфиры образуются при действии на спирты кислородсодержащих кислот, например при действии концентрированной серной кислоты на этиловый спирт. При охлаждении образуется этилсульфат:



С органическими кислотами реакция протекает в присутствии кислотного катализатора (H_2SO_4 , H_3PO_4), например:

**5. Окисление спиртов.**

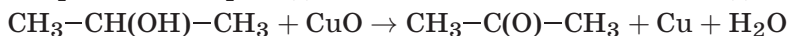
При окислении первичных спиртов на первой стадии образуются альдегиды, а на второй — карбоновые кислоты. Чтобы остановить окисление на стадии образования альдегида, его необходимо удалять из сферы реакции, например пропусканием паров спирта над нагретым оксидом меди или удалением низкокипящего альдегида кипячением:



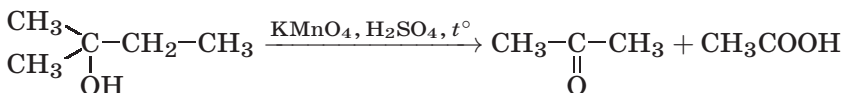
Окисление первичных спиртов в соответствующие карбоновые кислоты легко осуществляют, действуя концентрированной азотной кислотой или раствором перманганата калия в кислой среде:



Вторичные спирты достаточно легко окисляются до кетонов:



Третичные спирты окисляются только в очень жестких условиях с расщеплением углеродного скелета:

**32.3. Многоатомные спирты**

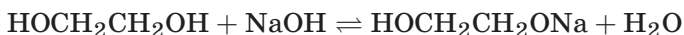
Многоатомные спирты способны к ассоциации в значительно большей степени, чем одноатомные, поскольку в их молекулах содержится большее число гидроксильных групп, участвующих в образовании водородных связей. Этим объясняется их хорошая растворимость в воде и существенно более высокие температуры кипения.

Многие химические свойства многоосновных спиртов похожи на свойства одноатомных спиртов.

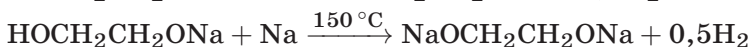
1. Кислотные свойства.

Многоатомные спирты обладают более сильными кислотными свойствами, чем одноатомные. Это связано с накоплением электроноакцепторных гидроксильных групп в молекуле.

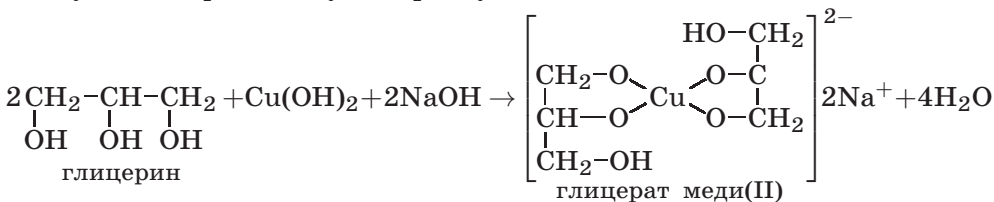
С безводными щелочами такие спирты взаимодействуют обратимо с образованием мононатриевых производных:



Реагируя с натрием, они сначала образуют мононатриевую соль, дальнейшая реакция натрия с другими гидроксильными группами протекает в более жестких условиях:

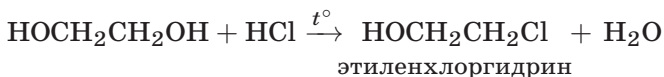


Качественной реакцией на многоатомные спирты является взаимодействие с гидроксидом меди(II) в щелочной среде, приводящее к образованию внутрикомплексного соединения, имеющего интенсивную сине-фиолетовую окраску:



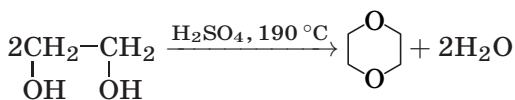
2. Замещение гидроксильных групп на галоген.

Замещение одной гидроксильной группы на галоген происходит сравнительно легко. Последующие гидроксильные группы замещаются значительно труднее — требуются более жесткие условия или применение соответствующих галогенидов фосфора:

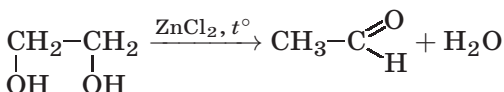


3. Дегидратация многоатомных спиртов.

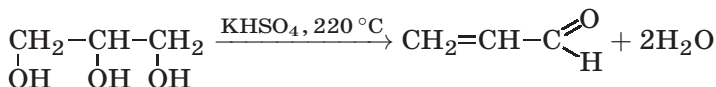
Направление дегидратации этиленгликоля зависит от условий ее проведения. Так, в присутствии концентрированной серной кислоты при нагревании происходит межмолекулярная реакция и образуется 1,4-диоксан:



При нагревании с хлоридом цинка дегидратация происходит внутримолекулярно и приводит к уксусному альдегиду:



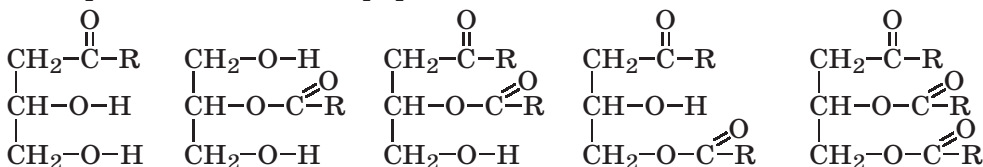
При дегидратации глицерина отщепляется две молекулы воды и образуется непредельный альдегид — акролеин $\text{CH}_2=\text{CHCHO}$:



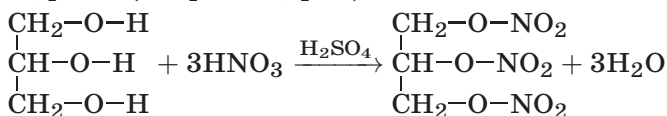
4. Этерификация.

Этиленгликоль и глицерин дают несколько сложных эфиров в зависимости от соотношения реагентов, а следовательно, от того, сколько гидроксильных групп участвовало в реакции этерификации.

Например, глицерин с карбоновой кислотой может образовать пять разных сложных эфиров:

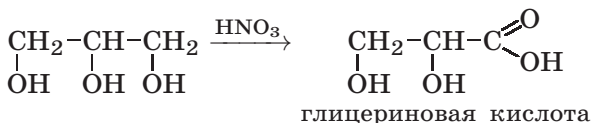
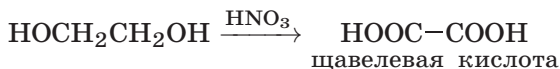


При действии на глицерин избытка нитрующей смеси образуется полный сложный эфир глицерина и азотной кислоты — тринитрат глицерина (нитроглицерин):



5. Окисление сильными окислителями (KMnO_4 в кислой среде при нагревании) приводит к разрыву углерод-углеродных связей между атомами, связанными с гидроксигруппами, с образованием кетонов, карбоновых кислот или CO_2 .

Азотной кислотой полиолы можно окислить до карбоновых кислот:



Примеры решения задач

Пример 1. При обработке 166 г смеси пропанола и этанола металлическим натрием выделилось 33,6 л (н. у.) водорода. Рассчитайте массовую долю спиртов в исходной смеси.

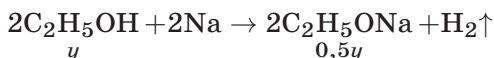
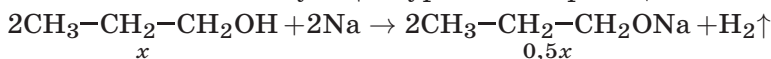
Решение:

1. Обозначим количество вещества пропанола через x , а количество вещества этанола — через y . Тогда масса соответствующих спиртов будет

$$m(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 60x \text{ и } m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46y.$$

$$\text{Масса смеси спиртов равна } 60x + 46y = 166.$$

2. Напишем соответствующие уравнения реакций:



3. Найдем количество вещества водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_M} = \frac{33,6}{22,4} = 1,5 \text{ моль.}$$

4. Выразим общее количество вещества водорода, выделившегося в результате реакции:

$$0,5x + 0,5y = 1,5 \implies x + y = 3$$

5. Решим систему двух уравнений с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} x + y = 3 \\ 60x + 46y = 166 \end{cases} \left| \begin{array}{l} x = 2, \\ y = 1. \end{array} \right.$$

6. Определим массовые доли спиртов.

Масса этанола равна $46 \cdot 1 = 46$ г, масса пропанола $60 \cdot 2 = 120$ г.

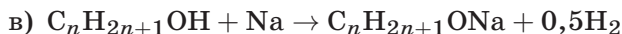
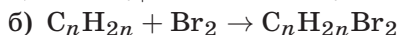
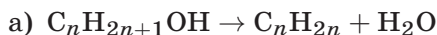
$$\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{46}{166} = 0,2771 = (27,71\%);$$

$$\omega(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = \frac{120}{166} = 0,7229 = (72,29\%).$$

Пример 2. При дегидратации предельного одноатомного спирта и последующем взаимодействии с бромом было получено 150,4 г дибромпроизводного. При действии на такое же количество спирта избытком натрия выделяется 8,96 л (н. у.) водорода. Каково строение исходного спирта?

Решение:

1. Напишем уравнения соответствующих реакций:



2. Найдем количество вещества водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_M} = \frac{8,96}{22,4} = 0,4 \text{ моль.}$$

3. В соответствии с уравнениями (а), (б) и (в) количество вещества $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2$ равно количеству вещества спирта и равно удвоенному количеству вещества водорода, т. е. $n(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2) = 0,8$ моль.

4. Выразим молярную массу дибрида и найдем n :

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2) = 14n + 160;$$

$$(14n + 160) \cdot 0,8 = 150,4;$$

$$14n + 160 = 188; 14n = 28, \text{ откуда } n = 2.$$

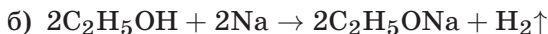
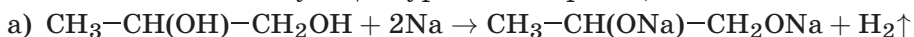
Исходный спирт: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Пример 3. При обработке 56,4 г смеси этанола и пропандиола-1,2 избытком натрия выделился водород в количестве, достаточном для полного гидрирования 0,5 моль смеси этена и этина

с относительной плотностью по водороду 13,6. Определите состав исходной смеси в % по массе.

Решение:

1. Запишем соответствующие уравнения реакций:



2. Рассчитаем среднюю молярную массу и массу смеси газов:

$$M_{\text{ср. (смеси)}} = D_{\text{H}_2}^{\text{газ.см.}} \cdot M(\text{H}_2) = 13,6 \cdot 2 = 27,2 \text{ г/моль};$$

$$m = M(\text{смеси}) \cdot n(\text{смеси}) = 27,2 \cdot 0,5 = 13,6 \text{ г.}$$

3. Найдем количества веществ этена и этина в газовой смеси:

$$m(\text{смеси}) = M(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot n(\text{C}_2\text{H}_4) + M(\text{C}_2\text{H}_2) \cdot n(\text{C}_2\text{H}_2),$$

$$\text{где } n(\text{C}_2\text{H}_4) + n(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,5;$$

$$13,6 = 28 \cdot n(\text{C}_2\text{H}_4) + 26 \cdot [0,5 - n(\text{C}_2\text{H}_4)];$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,3 \text{ моль}; \quad n(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

4. Согласно уравнениям (в) и (г) общее количество требуемого водорода равно

$$n(\text{H}_2) = 0,3 + 0,4 = 0,7 \text{ моль.}$$

Такое же количество водорода должно выделиться при взаимодействии спиртов с натрием.

5. Пусть $n(\text{пропандиола-1,2}) = x$ моль, а $n(\text{этанола}) = y$ моль. Согласно уравнениям (а) и (б)

$$x + 0,5y = 0,7.$$

6. Масса смеси спиртов равна

$$76x + 46y = 56,4.$$

7. Составим систему уравнений и решим ее:

$$\begin{cases} 76x + 46y = 56,4 \\ x + 0,5y = 0,7 \end{cases} \quad \begin{cases} x = 0,5, \\ y = 0,4. \end{cases}$$

$$m(\text{пропандиола-1,2}) = 0,5 \cdot 76 = 38 \text{ г.}$$

$$m(\text{этанола}) = 0,4 \cdot 46 = 18,4 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{пропандиола-1,2}) = \frac{38}{56,4} = 0,674 \text{ (67,4\%).}$$

$$\omega(\text{этанола}) = 0,326 \text{ (32,6\%).}$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Приведите общие формулы гомологических рядов одноатомных и двухатомных насыщенных спиртов и одноатомных ненасыщенных спиртов, содержащих одну и две двойные связи между атомами углерода.
2. Приведите формулы всех изомеров бутанола-1.
3. Приведите формулы изомеров этанола, пропанола и диэтилового эфира.

4. На примере пропанола-1 и бутанола-1 покажите, как превратить первичный спирт во вторичный.
5. Некоторое количество пропанола-1 нагревали в закрытом сосуде в присутствии нескольких капель концентрированной серной кислоты. Приведите формулы трех простых эфиров, которые могут образоваться в этих условиях.
6. Смесь бутанола-1 и этанола нагрели в замкнутом сосуде в присутствии нескольких капель концентрированной серной кислоты. Какие алкены и какие простые эфиры могут при этом образоваться?
7. Какие из перечисленных ниже веществ реагируют с этанолом: кислород, гидрокарбонат натрия, натрий, углекислый газ, оксид меди(II), гидроксид натрия, бромоводородная кислота, гидроксид меди(II)?
8. Напишите уравнения реакций окисления метанола, пропанола-1 и пропанола-2.
9. В трех пробирках без этикеток находятся: этанол, пропен-2-ол-1 и пентин-1. Предложите способ идентификации этих веществ.
10. Сравните количества вещества оксида углерода(IV) и воды, образующихся при сгорании любого нециклического одноатомного спирта, содержащего одну π -связь.
11. Смесь двух изомерных спиртов подвергли последовательно дегидратации, окислению перманганатом калия в нейтральной среде, обработке бромоводородом, обработке спиртовым раствором гидроксида натрия, исчерпывающему гидрированию и изомеризации в присутствии хлорида алюминия. Конечным продуктом был только: а) изопентан; б) изобутан. Назовите исходные спирты.
12. В результате нагревания смеси двух первичных спиртов с небольшим количеством концентрированной серной кислоты в замкнутом сосуде среди продуктов были найдены алкены, изопропилэтиловый эфир и другие простые эфиры. Приведите формулы всех полученных веществ и формулы исходных спиртов.
13. Дегидратация бутанола-2 может привести к образованию трех изомерных бутенов. Напишите соответствующие реакции, укажите условия их протекания и изобразите структурные формулы изомеров.
14. Предложите способ получения метилпропанола-2 из метана, используя только продукты реакций, кислород и катализаторы.
15. Предложите способ получения двух изомерных алканов из пропанола-1, серной кислоты и бромида калия, не используя никаких других органических соединений.
16. Предложите способ получения этанола из карбида алюминия.
17. Предложите способ получения метилпропанола-2 из карбида кальция.
18. Предложите способ получения этандиола из метана.
19. Как различить этанол и этандиол? Напишите уравнения соответствующих реакций.
20. Напишите уравнения химических реакций пропандиола-1,2 с натрием, бромоводородом и гидроксидом натрия.
21. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно различить 1-хлорпентан и 1,2,3-трихлорпропан.
22. Назовите предельный одноатомный спирт, в котором массовая доля углерода равна 60%.

Ответ. Пропанол.

23. Определите формулу одноатомного предельного спирта, при внутримолекулярной дегидратации 30 г которого выделилось 9 г воды.
Ответ. Пропанол.
24. При обработке 83 г смеси пропанола и этанола металлическим натрием выделилось 16,8 л (н. у.) водорода. Рассчитайте массовые доли спиртов в исходной смеси.
Ответ. $\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 27,7\%$, $\omega(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 72,3\%$.
25. При сжигании 31,4 г смеси этанола и бутанола образовалось 35,84 л (н. у.) углекислого газа. Рассчитайте массовые доли спиртов в исходной смеси.
Ответ. $\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 29,3\%$, $\omega(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}) = 70,7\%$.
26. В 200 мл этанола ($\rho = 0,8$ г/мл) растворили такое количество натрия, что массовая доля алкоголята стала равна 18,0%. Рассчитайте массу растворенного натрия.
Ответ. 10,35 г.
27. При дегидратации предельного одноатомного спирта и последующем взаимодействии с бромом образовавшегося алкена было получено 20,2 г дибромпроизводного. При действии избытка натрия на такое же количество спирта выделяется 1,12 л (н. у.) водорода. Назовите исходный спирт.
Ответ. Пропанол.
28. При дегидратации предельного одноатомного первичного спирта с разветвленным углеродным скелетом образовался алкен, который смешали с равным объемом азота. Плотность полученной газовой смеси стала равна плотности пропена при тех же условиях. Установите строение спирта.
Ответ. Метилпропанол-1.
29. В 50 мл метанола ($\rho = 0,79$ г/мл) растворили столько лития, что массовая доля алкогольта стала равна 36,28%. К этому раствору добавили 20 мл воды и пропустили через него 6,72 л (н. у.) углекислого газа. Рассчитайте массовые доли веществ в конечной смеси.
Ответ. $\omega(\text{Li}_2\text{CO}_3) = 9,85\%$, $\omega(\text{LiHCO}_3) = 18,1\%$, $\omega(\text{CH}_3\text{OH}) = 52,6\%$.
30. При дегидратации предельного одноатомного спирта и последующей обработке образовавшегося алкена бромоводородом получили 12,3 г бромпроизводного, из которого действием водного раствора гидроксида натрия получили 6 г изомера исходного спирта. Определите структурную формулу исходного спирта.
Ответ. Пропанол-1.
31. При обработке некоторого количества двухатомного спирта избытком натрия выделилось 2,24 л (н. у.) газа, а при сжигании такого же количества спирта выделилось 6,72 л (н. у.) углекислого газа. Назовите спирт.
Ответ. Пропандиол.

Готовимся к ЕГЭ

1. Среди предложенных соединений выберите соединения, являющиеся структурными изомерами.
- | | |
|-------------------------|------------------|
| 1) бутанол-1 | 2) пропанол-2 |
| 3) метилпропиловый эфир | 4) бутандиол-1,2 |
| 5) пентанол-2 | 6) гексанол-3 |

2. Среди предложенных в задании 1 соединений выберите спирты, являющиеся гомологами.
3. Дегидратация спиртов может приводить к образованию
 - 1) альдегидов 2) кетонов 3) алкенов
 - 4) алкинов 5) простых эфиров
4. Свежеприготовленный осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ растворится, если к нему добавить
 - 1) пропандиол-1,2 2) глицерин 3) пропен
 - 4) пропанол-2 5) этиленгликоль
5. Ярко-синий раствор образуется при взаимодействии свежееосажденного гидроксида меди(II) с
 - 1) этанолом 2) пропантриолом-1,2,3
 - 3) этаналем 4) толуолом 5) этандиолом-1,2
6. Этандиол-1,2 может реагировать с
 - 1) гидроксидом меди(II) 2) оксидом железа(II)
 - 3) хлороводородом 4) азотной кислотой
 - 5) калием 6) фосфором
7. Для осуществления превращений по схеме $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$ необходимо последовательно провести реакции
 - 1) гидратации 2) гидрирования 3) окисления
 - 4) этерификации 5) дегидрирования
8. Пропанол-1 вступает в реакции
 - 1) дегидратации 2) этерификации 3) полимеризации
 - 4) дегидрирования 5) горения
9. Из предложенного перечня веществ выберите соединения, с которыми реагирует этанол.
 - 1) бромоводород 2) вода 3) натрий
 - 4) оксид меди(II) 5) гидроксид натрия 6) уксусная кислота
10. Глицерин реагирует с
 - 1) бромоводородом 2) гидроксидом меди(II) 3) натрием
 - 4) оксидом меди(II) 5) водородом 6) азотной кислотой
11. При сжигании образца органического соединения массой 2,55 г получили 3,36 л (н. у.) углекислого газа и 3,15 г воды. Исходное соединение не вступает в реакцию этерификации и не реагирует с металлическим натрием. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции получения исходного вещества из изопропилового спирта.
12. При сжигании образца органического соединения массой 7,4 г получили 13,44 л (н. у.) углекислого газа и 9,0 г воды. Исходное соединение взаимодействует с оксидом меди(II) с образованием альдегида. На основании данных условия задачи:
 - 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;

- 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с оксидом меди(II).
13. При сжигании образца органического соединения массой 29,6 г получили 70,4 г углекислого газа и 36,0 г воды. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 2,552. Исходное соединение взаимодействует с оксидом меди(II) с образованием кетона. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с оксидом меди(II).

Глава 33

ФЕНОЛЫ

Фенолы — органические соединения, содержащие одну или несколько гидроксигрупп, непосредственно связанных с атомами углерода ароматического кольца. Формула гомологического ряда одноатомных фенолов — $C_nH_{2n-7}OH$.

Сам фенол, а также *орто*-, *мета*- и *пара*-метилфенолы (крезолы) содержатся в продуктах коксования угля. Некоторые фенолы входят в состав душистых масел, например, 2-изопропил-5-метилфенол (тимол) и изомерный ему 3-изопропил-6-метилфенол (карвакрол) входят в состав душистых масел чабреца и тмина.

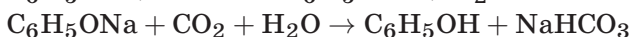
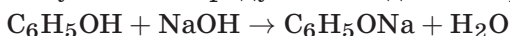
Одноатомные и многоатомные фенолы в виде различных производных применяются в медицине, парфюмерии (таннин, резорцин и др.), как антиоксиданты и дезинфицирующие средства.

Фенолы представляют собой твердые кристаллические вещества с резким характерным запахом. Они хорошо растворяются в спирте и эфире, плохо растворимы в холодной воде, но намного лучше — в горячей.

33.1. Получение фенолов

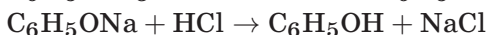
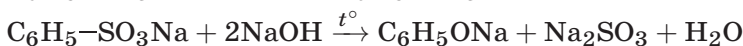
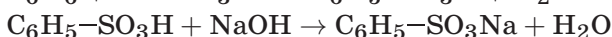
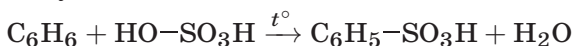
1. Выделение из каменноугольной смолы.

Каменноугольную смолу обрабатывают раствором щелочи и из полученных продуктов выделяют фенолы действием CO_2 :



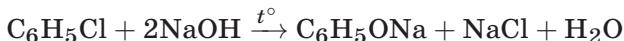
2. Щелочное плавление солей ароматических сульфокислот.

Сульфокислоты, полученные сульфированием ароматических соединений, нейтрализуют щелочью, а образовавшиеся соли сплавляют с гидроксидом натрия. Фенолы выделяют подкислением полученного сплава:

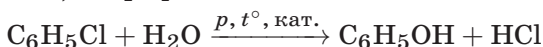


3. Гидролиз галогенопроизводных ароматических углеводородов.

а) Действие щелочей при высокой температуре под давлением:

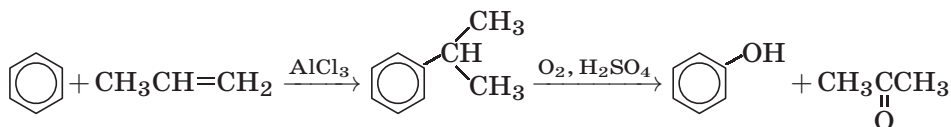


б) Парофазный каталитический гидролиз хлорбензола:



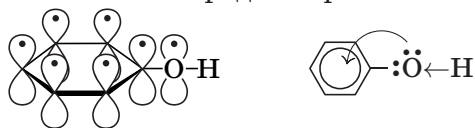
4. Кумольный способ (окисление изопропиларенов).

Бензол алкилируют пропеном с образованием кумола, который затем окисляют кислородом воздуха в гидропероксидное соединение. Расщеплением последнего раствором серной кислоты получают фенол и не менее важный продукт — ацетон:



33.2. Химические свойства фенолов

Особенности химического поведения фенолов связаны с наличием в их молекуле p, π -сопряжения одной из неподеленных пар электронов атома кислорода с ароматическим кольцом:



В результате сопряжения электронная плотность в ароматическом ядре повышается и одновременно усиливается полярность связи $\text{O}-\text{H}$.

1. Кислотные свойства.

Фенолы являются слабыми кислотами. Однако их кислотные свойства выражены сильнее, чем такие свойства спиртов.

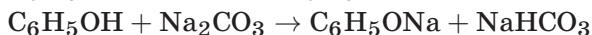
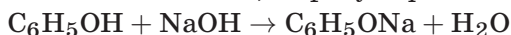
а) В водных растворах фенолы частично диссоциируют:



б) С активными металлами реагируют аналогично спиртам:

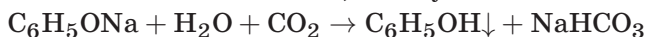


в) В отличие от спиртов, реагируют с щелочами и с карбонатами щелочных металлов, образуя феноксиды (феноляты):

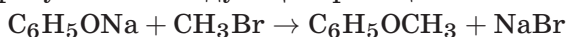


Феноксиды, будучи солями слабых кислот, частично гидролизуются в водных растворах, поэтому эти растворы имеют щелочную реакцию.

Фенолы можно выделить из феноксидов подкислением даже такими слабыми кислотами, как угольная:



г) Простые эфиры фенолов получают алкилированием феноксидов. Например, простейший из них — анизол (метилфениловый эфир) образуется в следующей реакции:

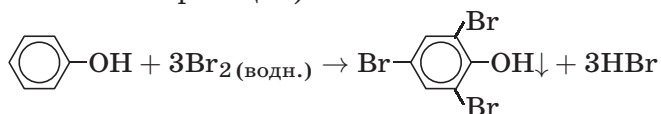


д) В водных растворах фенол взаимодействует с FeCl_3 с образованием комплексных соединений, имеющих красно-фиолетовые оттенки. Эта реакция является качественной реакцией на фенолы.

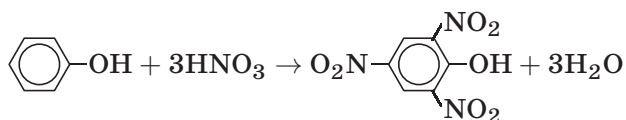
2. Реакции электрофильного замещения в бензольном кольце.

Гидроксильная группа является электронодонорным заместителем (+*M*-эффект ОН-группы намного сильнее ее *-I*-эффекта), поэтому реакции электрофильного замещения атомов водорода в ароматическом ядре фенолов протекают значительно легче, чем в бензоле, и замещение преимущественно происходит в *орто*- и *пара*-положения по отношению к гидроксильной группе.

а) В отличие от бензола, фенол взаимодействует с бромной водой, причем сразу образуется 2,4,6-трибромфенол. Наблюдается обесцвечивание бромной воды и выпадение белого творожистого осадка (качественная реакция):



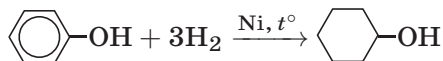
б) При нитровании фенола концентрированной азотной кислотой образуется 2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота). Благодаря наличию трех электроноакцепторных групп $-\text{NO}_2$, образующих с ароматическим ядром единую π -систему, связь О—Н еще больше поляризуется, и пикриновая кислота является кислотой средней силы, превосходя по силе не только уксусную, но и фосфорную кислоты:



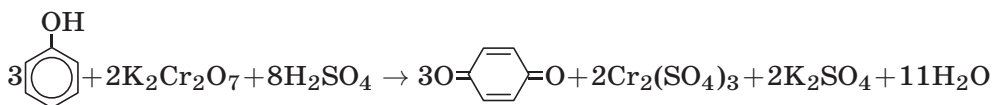
При использовании 30%-й азотной кислоты получают смесь *орто*- и *пара*-мононитропроизводных.

3. Окислительно-восстановительные реакции.

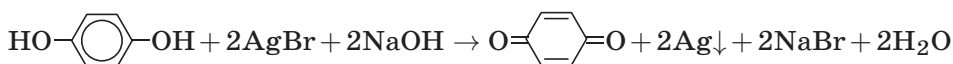
а) Гидрирование. Фенол достаточно легко гидрируется водородом на никелевом катализаторе до циклогексанола:



б) Окисление. Фенолы чувствительны к действию окислителей, при этом образуются циклические ненасыщенные соединения хиноидной структуры. Например, при окислении фенола дихроматом калия в кислой среде образуется *пара*-хинон:



Особенно легко окисляются двухатомные фенолы, например гидрохинон:

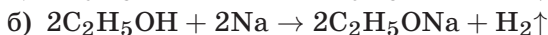
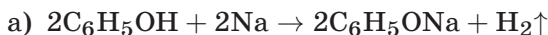


**Пример решения задачи**

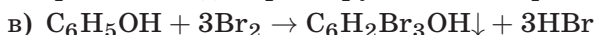
Пример. При обработке смеси фенола с этанолом избытком металлического натрия выделилось 0,672 л (н. у.) водорода. При обработке такой же массы смеси избытком бромной воды образовался осадок массой 6,62 г. Определите массовые доли фенола и этанола в смеси.

Решение:

1. Запишем уравнения реакций:



С бромной водой реагирует только фенол:



2. Определим количество вещества полученного 2,4,6-трибромфенола:

$$n(\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH})}{M(\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH})} = \frac{6,62}{331} = 0,02 \text{ моль.}$$

3. Определим количество вещества фенола. Из уравнения реакции (в) следует:

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}) = 0,02 \text{ моль.}$$

4. Определим массу фенола в смеси:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) \cdot M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,02 \cdot 94 = 1,88 \text{ г.}$$

5. Определим количество вещества водорода при взаимодействии смеси с натрием:

$$n(\text{H}_2) = \frac{0,672}{22,4} = 0,03 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции (а) на долю фенола приходится $\frac{0,02}{2} = 0,01$ моль, тогда на долю спирта — $0,03 - 0,01 = 0,02$ моль водорода.

6. В соответствии с уравнением (б)

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,02 \cdot 2 = 0,04 \text{ моль;}$$

$$m(\text{этанола}) = 0,04 \cdot 46 = 1,84 \text{ г;}$$

$$m(\text{смеси}) = 1,88 + 1,84 = 3,72 \text{ г.}$$

7. Массовые доли компонентов в смеси:

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{1,84}{3,72} = 0,495 \text{ (49,5\%);}$$

$$\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = \frac{1,88}{3,72} = 0,505 \text{ (50,5\%).}$$

**Задачи и упражнения для самостоятельного решения**

1. Напишите структурные формулы следующих веществ:

а) 2,3-диметилфенол; 2-метил-4-этилфенол

б) изомерные фенолы состава $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$

в) ароматические спирты состава $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}$

г) *мета*-хлорфенол; 2,4-динитрофенол; 2,4,6-трибромфенол

д) *пара*-гидроксифениловый спирт

2. Объясните, почему кислотные свойства фенола выражены сильнее, чем такие свойства алифатических спиртов. Какой реакцией это можно подтвердить?
3. В чем причина большей реакционной способности бензольного кольца фенола по сравнению с ароматическими углеводородами? Какой реакцией это можно подтвердить?
4. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать фенол: гидроксид калия, металлический натрий, гидрокарбонат натрия, азотная кислота? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
5. Предложите способ идентификации: а) пропена; б) фенола; в) пропина. Что наблюдается при этом? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
6. Составьте уравнения химических реакций, соответствующих схеме: карбид алюминия $\rightarrow$ А $\rightarrow$ В $\rightarrow$ бензол $\rightarrow$ изопропилбензол $\rightarrow$ фенол.
7. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно из карбида кальция получить 2,4,6-тринитрофенол.
8. В трех пробирках без этикеток находятся водные растворы этанола, глицерина и фенола. Как можно узнать, в какой пробирке находится конкретное вещество? Опишите наблюдаемые явления и напишите уравнения соответствующих химических реакций.
9. Хлорбензол какой массы был израсходован для получения 4,7 г фенола (выход продукта составил 80%)? Ответ приведите в граммах.
Ответ. $m = 7,0$ г.
10. Какую массу фенола можно получить из 10 кг феноксида калия? Какой объем углекислого газа (н. у.) при этом израсходуется?
Ответ. 7,12 кг; 1,7 м³.
11. При бромировании 28,2 г фенола получили осадок массой 79,44 г. Вычислите выход продукта реакции.
Ответ. 80%.
12. При взаимодействии 200 г раствора фенола в бензоле с избытком бромной воды получили 66,2 г бромпроизводного. Рассчитайте массовую долю фенола в исходном растворе.
Ответ. 9,4%.
13. При обработке некоторого количества смеси фенола с этанолом металлическим натрием выделилось 2,24 л (н. у.) газа, а при взаимодействии такого же количества исходной смеси с бромной водой выпало 33,1 г осадка. Рассчитайте массовую долю фенола в исходной смеси.
Ответ. 67,14%.
14. К 200 г водного раствора фенола с массовой долей 5% добавили гидроксид натрия. Определите массовую долю феноксида натрия в образовавшемся растворе, учитывая, что исходные вещества прореагировали полностью.
Ответ. 6,02%.
15. При действии на 31,41 г смеси, состоящей из фенола и 2-хлорэтанола, металлическим натрием выделился водород в количестве, необходимом для восстановления 14,4 г оксида меди(II). Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.
Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}) = 53,87\%$, $\omega(\text{C}_2\text{H}_4\text{ClOH}) = 46,13\%$.

16. Какой объем 9,4%-го раствора фенола в этаноле с плотностью 0,9 г/мл должен полностью прореагировать с избытком металлического натрия, чтобы выделившегося водорода было достаточно для полного гидрирования 11,2 л (н. у.) ацетилен?

Ответ. 107,4 мл.

17. На нейтрализацию водного раствора фенола потребовалось 25 мл раствора КОН с массовой долей 40% и плотностью 1,4 г/мл. Рассчитайте массу 1%-го раствора брома, которую необходимо добавить к исходному раствору фенола такой же массы, чтобы весь фенол перевести в осадок.

Ответ. 12 кг.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Из предложенного перечня веществ выберите соединения, проявляющие кислотные свойства, и расставьте их в порядке повышения кислотности

1) фенол 2) дипропиловый эфир 3) этанол
4) глицерин 5) пикриновая кислота

2. Фенол вступает в реакцию с

1) соляной кислотой 2) гидроксидом натрия
3) хромовой смесью 4) метаном
5) формальдегидом

3. Фенол вступает в реакции

1) бромирования 2) полимеризации 3) окисления
4) гидролиза 5) поликонденсации

4. Фенол реагирует с

1) FeCl_3 2) HNO_3 3) H_2O 4) Na 5) CH_3COOH

5. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые преимущественно образуются при их взаимодействии.

ИСХОДНЫЕ
ВЕЩЕСТВА

А) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$
Б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow$
В) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
Г) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Br}_2 (\text{p-p}) \rightarrow$

ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

1) 2,4,6-трибромфенол +
+ HBr
2) 3,5-дибромфенол + HBr
3) феноксид натрия + H_2
4) 2,4,6-тринитрофенол + H_2O
5) 3,5-динитрофенол + HNO_3
6) феноксид натрия + H_2O

А	Б	В	Г

6. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые преимущественно образуются при их взаимодействии.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

А) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t^\circ}$
Б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$
В) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow$
Г) $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} +$
+ $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

1) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaHCO}_3$
4) $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{OH}$
5) $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2$
6) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaOH}$

А	Б	В	Г

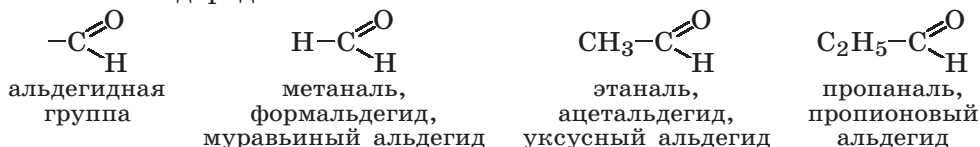
7. Фенол взаимодействует с растворами
- | | | |
|--------------------------------|--|-----------------------------|
| 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 2) FeCl_3 | 3) H_2SO_4 |
| 4) $\text{Br}_{2(\text{p-p})}$ | 5) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ | 6) Na_2CO_3 |
8. Фенол реагирует с
- | | | |
|-------------------|-------------|------------------------|
| 1) кислородом | 2) бензолом | 3) гидроксидом натрия |
| 4) хлороводородом | 5) натрием | 6) оксидом кремния(IV) |
9. Для фенола характерна(-о)
- 1) sp^2 -гибридизация атомов углерода
 - 2) реакция гидрогалогенирования
 - 3) жидкое агрегатное состояние (н. у.)
 - 4) взаимодействие с формальдегидом
 - 5) реакция с бромом
 - 6) взаимодействие с углекислым газом
10. Какую массу можно получить из 1500 г 25%-го раствора феноксида натрия?
11. Феноксид натрия какой массы образуется при взаимодействии 9,4 г фенола с 50 г 12%-го раствора гидроксида натрия?
12. При сжигании образца органического соединения массой 18,8 г получили 26,88 л (н. у.) углекислого газа и 10,8 мл воды. Исходное соединение взаимодействует как с гидроксидом натрия, так и с бромной водой. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с бромной водой.
13. При сжигании некоторого органического вещества массой 5,4 г получили 15,4 г углекислого газа и 3,6 г воды. Исходное соединение взаимодействует с гидроксидом натрия, а в реакции с бромной водой образуется трибромпроизводное. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с бромной водой.

КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ)

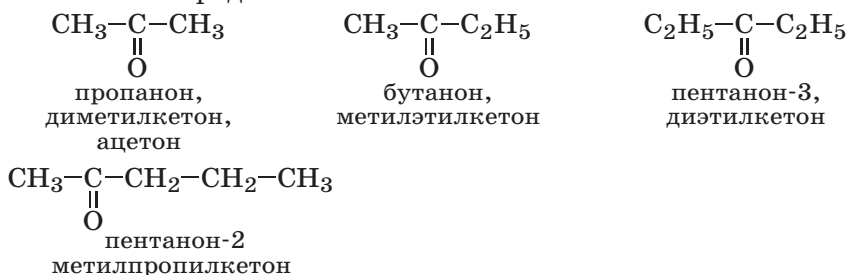
К карбонильным соединениям (альдегидам и кетонам) относятся вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу $C=O$. Названия альдегидов образуют добавлением к корневому слову суффикса *-аль*, кетонов — суффикса *-он*.

Молекулярная формула насыщенных альдегидов и кетонов — $C_nH_{2n}O$.

В **альдегидах** атом углерода карбонильной группы связан с атомом водорода:



В **кетонах** атом углерода карбонильной группы связан с двумя органическими радикалами:

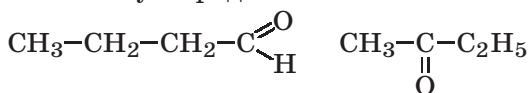


Структурная изомерия карбонильных соединений связана с:

а) изомерией углеродного скелета радикала внутри каждого класса;



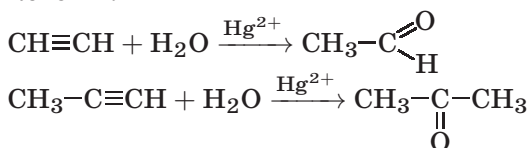
б) межклассовой изомерией альдегидов и кетонов с одним и тем же числом углеродных атомов.



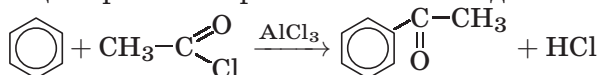
Атом углерода карбонильной группы находится в sp^2 -гибридном состоянии и образует три σ -связи, которые располагаются в одной плоскости под углом 120° друг к другу, и одну π -связь с атомом кислорода. Более электроотрицательный атом кислорода притягивает к себе подвижную электронную пару π -связи. В результате

4. Гидратация алкинов (реакция Кучерова).

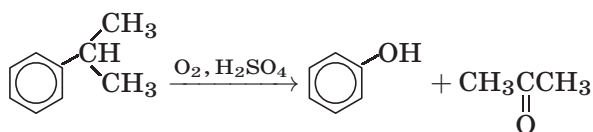
Воду к алкинам присоединяют в присутствии солей Hg^{2+} . Из ацетилена образуется ацетальдегид, из гомологов ацетилена — кетоны:



5. Ацилирование ароматических соединений по Фриделю—Крафтсу:



6. Получение ацетона в промышленности — при кумольном синтезе фенола:

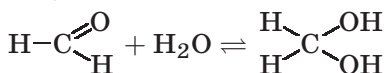


34.2. Химические свойства карбонильных соединений

1. Реакции нуклеофильного присоединения по карбонильной группе.

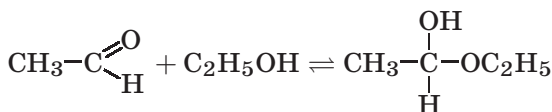
а) Гидратация.

Альдегиды обратимо присоединяют воду, образуя гидраты (геминальные диолы). Формальдегид в водном растворе гидратирован на 99%:



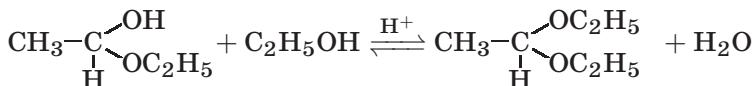
Ацетальдегид гидратируется на 50%. Кетоны практически не гидратируются.

б) Присоединение спиртов. Спирты присоединяются по карбонильной группе альдегидов, образуя полуацетали. Реакция обратима:



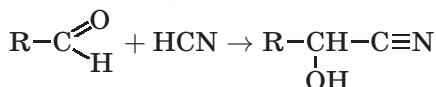
Образование циклических форм моносахаридов представляет собой внутримолекулярный вариант этой реакции (см. с. 409).

В кислой среде при избытке спирта происходит нуклеофильное замещение гидроксигруппы в полуацетале с образованием ацетала:

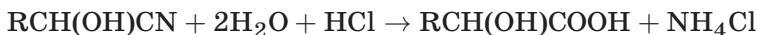


в) Присоединение циановодородной кислоты.

В результате присоединения HCN образуются гидроксинитрилы (циангидрины):

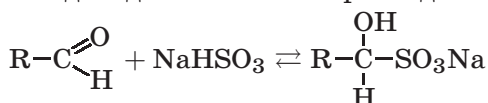


Реакция приводит к увеличению углеродной цепи на один атом углерода. Циангидрины в кислой среде легко гидролизуются с образованием соответствующих α -гидроксикислот:



г) Образование гидросульфитных производных.

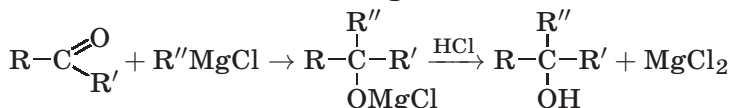
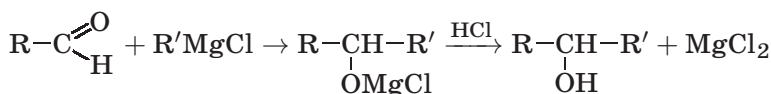
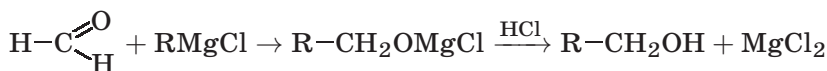
Альдегиды и кетоны присоединяют гидросульфит натрия:



Реакция обратима, поэтому может использоваться для выделения и очистки карбонильных соединений.

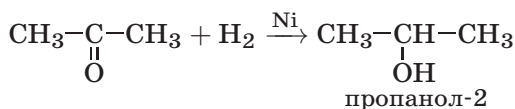
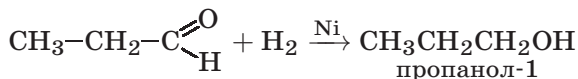
д) Реакции с магнийорганическими соединениями (реактивами Гриньяра).

Взаимодействие магнийорганических соединений с альдегидами позволяет получать спирты — первичные (из формальдегида), вторичные (из других альдегидов) и третичные (из кетонов):



2. Гидрирование.

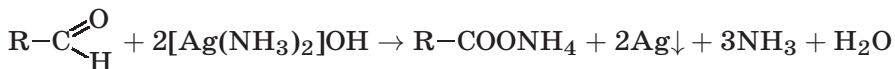
Альдегиды восстанавливаются до первичных спиртов, кетоны — до вторичных спиртов водородом или комплексными гидридами металлов (LiAlH_4):



3. Окисление.

Альдегиды очень легко окисляются до карбоновых кислот, например кислородом воздуха, галогенами в водной среде, аммиачным раствором оксида серебра, гидроксидом меди(II). Две последние реакции используются для идентификации альдегидной группы.

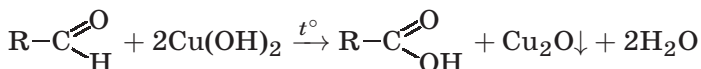
а) Реакция «серебряного зеркала»:



Формальдегид избытком аммиачного раствора оксида серебра (реактива Толленса) окисляется до угольной кислоты, которая в аммиачной среде образует карбонат аммония:



б) Окисление гидроксидом меди(II):

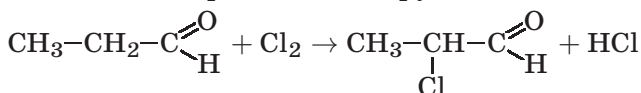


В результате этой реакции образуется осадок Cu_2O красно-кирпичного цвета (качественная реакция).

Кетоны окисляются в очень жестких условиях сильными окислителями с разрывом углерод-углеродной связи у карбонильного атома углерода и образованием смеси карбоновых кислот.

4. Взаимодействие с галогенами.

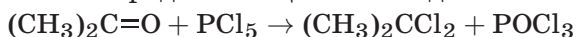
Альдегиды и кетоны в безводной среде вступают в реакции галогенирования, причем замещение происходит в α -положение по отношению к карбонильной группе:



Для кетонов реакция проходит без осложнений, в случае альдегидов она осложняется реакциями окисления, особенно в присутствии воды.

5. Взаимодействие с галогенидами фосфора(V).

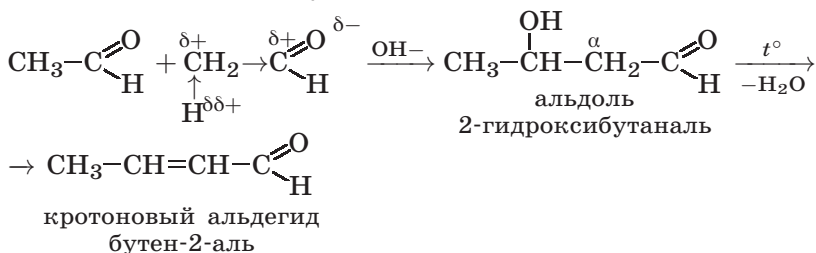
При действии хлорида или бромид фосфора(V) карбонильный атом кислорода замещается на два атома галогена:



В водных растворах дигалогениды гидролизуются до исходных соединений.

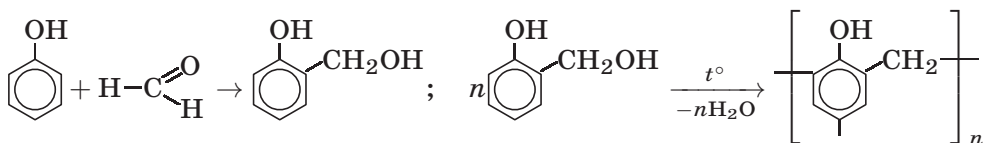
6. Альдольная конденсация.

Альдегиды и кетоны, содержащие атомы водорода при α -углеродном атоме, способны вступать в щелочной среде в реакции конденсации, приводящие к усложнению углеродного скелета. В результате такого взаимодействия образуется α -гидроксикарбонильное соединение (альдоль), которое при нагревании постепенно отщепляет воду, превращаясь в α, β -ненасыщенное карбонильное соединение:



7. Реакции поликонденсации.

При нагревании фенола с формальдегидом в присутствии кислотных или основных катализаторов происходит поликонденсация с образованием высокомолекулярного соединения — фенолформальдегидной смолы:



Примеры решения задач

Пример 1. При окислении 13,8 г этанола оксидом меди(II) массой 34 г получили 9,24 г альдегида. Определите выход продукта реакции.

Решение:

1. Запишем уравнение реакции:



2. Определим количества веществ этанола и оксида меди:

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{13,8}{46} = 0,3 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuO}) = \frac{m(\text{CuO})}{M(\text{CuO})} = \frac{34}{80} = 0,425 \text{ моль}.$$

3. Согласно уравнению реакции спирт взаимодействует с оксидом меди в молярном соотношении 1 : 1. Так как на 0,3 моль спирта приходится 0,425 моль оксида меди, то этанол находится в недостатке. При 100%-м выходе из 0,3 моль этанола может образоваться 0,3 моль этанала.

4. Определим массу этанала, который может образоваться теоретически:

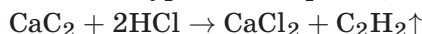
$$m(\text{CH}_3\text{CHO}) = n(\text{CH}_3\text{CHO}) \cdot M(\text{CH}_3\text{CHO}) = 0,3 \cdot 44 = 13,2 \text{ г}.$$

$$5. \eta(\text{CH}_3\text{CHO}) = \frac{m(\text{практ})}{m(\text{теор})} = \frac{9,24}{13,2} \cdot 100 = 70\%.$$

Пример 2. При действии на смесь карбида кальция и карбоната кальция избытком соляной кислоты образовалась смесь газов с относительной плотностью по озону 0,8042. Какую массу этанала можно получить из 108,375 г этой смеси?

Решение:

1. Запишем уравнения реакций карбида и карбоната кальция с HCl:



2. Рассчитаем среднюю молярную массу газовой смеси: $M_{\text{ср}}(\text{газ. см.}) = D_{\text{озон}}^{\text{газ. см.}} \cdot M(\text{O}_3) = 0,8042 \cdot 48 = 38,6 \text{ г/моль}.$

3. Определим количество вещества газовой смеси:

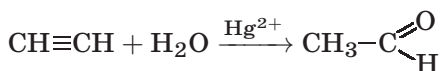
$$n(\text{газ. см.}) = \frac{m(\text{газ. см.})}{M_{\text{ср}}(\text{газ. см.})} = \frac{108,375}{38,6} = 2,81 \text{ моль.}$$

4. Пусть количество вещества ацетилен в газовой смеси равно x моль, тогда количество вещества углекислого газа будет равно $(2,81 - x)$ моль.

5. Выразим массу газовой смеси через x и найдем $n(\text{C}_2\text{H}_2)$:

$$26x + 44 \cdot (2,81 - x) = 108,375; x = 0,85 \text{ моль.}$$

6. По реакции гидратации ацетилен



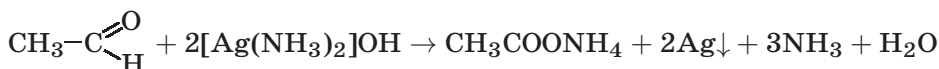
из 0,85 моль ацетилен можно получить 0,85 моль ацетальдегида, следовательно, масса альдегида

$$m(\text{CH}_3\text{CHO}) = 0,85 \cdot 44 = 37,4 \text{ г.}$$

Пример 3. Рассчитайте массу ацетата аммония, который образуется при обработке 110 г 20%-го водного раствора ацетальдегида избытком аммиачного раствора оксида серебра.

Решение:

1. Запишем уравнение реакции:



2. Определим массу ацетальдегида в растворе:

$$m(\text{CH}_3\text{CHO}) = \omega \cdot m(\text{раствора}) = 0,2 \cdot 110 = 22 \text{ г.}$$

3. Определим количество вещества ацетальдегида:

$$n(\text{CH}_3\text{CHO}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{CHO})}{M(\text{CH}_3\text{CHO})} = \frac{22}{44} = 0,5 \text{ моль.}$$

4. Согласно уравнению реакции, из 0,5 моль ацетальдегида образуется 0,5 моль ацетата аммония, следовательно,

$$m(\text{CH}_3\text{COONH}_4) = n \cdot M = 0,5 \cdot 77 = 38,5 \text{ г.}$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Напишите структурные формулы следующих соединений:

- | | |
|-----------------------|----------------------------|
| а) 2,2-диэтилбутаналь | б) 2,2,3-триметилпентаналь |
| в) пентанон-2 | г) 4-метилгексанон-2 |
| д) бутен-3-аль | е) пентин-4-он-2 |

2. Напишите структурные формулы следующих альдегидов, образующихся при окислении:

- | | |
|---------------------|--------------------|
| а) пропиловый спирт | б) бутиловый спирт |
| в) амиловый спирт | |

3. Напишите уравнения реакций гидрирования

- | | |
|------------------------|------------------|
| а) этанала | б) формальдегида |
| в) масляного альдегида | г) ацетона |

4. Напишите уравнения реакций окисления оксидом меди следующих спиртов:

- | | | | |
|---------------|---------------|------------|-----------|
| а) пропанол-1 | б) пропанол-2 | в) метанол | г) этанол |
|---------------|---------------|------------|-----------|

5. Определите, какие спирты были использованы для получения указанных карбонильных соединений.

а) метилпропаналь б) 4-метилгексанон-2 в) пропеналь

Напишите уравнения соответствующих реакций окисления.

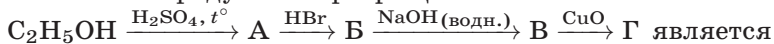
6. Для идентификации альдегида, надо выбрать его реакцию с

а) водой б) этиловым спиртом

в) аммиачным раствором оксида серебра

Ответ подтвердите уравнением химической реакции.

7. Конечным продуктом превращения



а) альдегид б) первичный спирт в) кетон

Приведите соответствующие уравнения химических реакций.

8. Напишите формулы изомеров карбонильных соединений, отвечающих составу $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Какие из них реагируют с аммиачным раствором оксида серебра? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

9. Напишите последовательность уравнений химических реакций, отражающих превращения пропаналя с избытком метанола в кислой среде.

10. Напишите уравнение реакции хлорирования бутаналя в безводной среде.

11. Напишите уравнение реакции формальдегида с фенолом.

12. Напишите уравнение реакции гидратации метаналя.

13. Определите, какие два вещества и при каких условиях вступают в реакцию, если в результате образовались следующие соединения (продукты реакции указаны без коэффициентов):

а) бензальдегид, хлорид калия и вода б) фенол и ацетон

в) пентанон-2, медь и вода

г) $\text{H}-\text{CH}(\text{OH})_2$

д) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{CHO}$

е) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$

ж) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OCH}_3)_2$

з) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{C}\equiv\text{N}$

Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

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

а) карбонат кальция $\rightarrow$ карбид кальция $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ ацетальдегид

б) $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow$ этанол $\rightarrow$ бромэтан $\rightarrow$ этилен $\rightarrow$ $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow$ уксусная кислота

в) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{HBr}} \text{A} \xrightarrow{\text{KOH (спирт)}} \text{B} \xrightarrow{\text{Cl}_2} \text{B} \xrightarrow{2\text{KOH (спирт)}} \text{Г} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}, \text{Hg}^{2+}} \text{Д}$

г) $\text{CH}_3\text{COONa} \xrightarrow{\text{NaOH}, t^\circ} \text{A} \xrightarrow{t^\circ} \text{B} \xrightarrow{\text{Сакт.}, t^\circ} \text{B} \xrightarrow{\text{CH}_3\text{Cl}, \text{AlCl}_3} \text{Г} \xrightarrow{2\text{Br}_2, h\nu} \rightarrow \text{Д} \xrightarrow{2\text{KOH (водн.)}} \text{Е}$

В цепочках превращений (в) и (г) назовите все органические вещества.

15. Вещество, в состав молекулы которого входят три атома углерода, восемь атомов водорода и один атом кислорода, при окислении оксидом меди(II) превращается в соединение, которое при взаимодействии с избытком аммиачного раствора оксида серебра выделяет 21,6 г осадка. Какой из трех изомеров исходного соединения был взят? Какова его масса? Все процессы протекают с количественным выходом.

Ответ. Пропанол-1; 6 г.

16. Определите массу карбида кальция, содержащего 20% примесей, необходимую для двухстадийного синтеза такого количества этанала, чтобы из него можно было получить 200 г 20%-го водного раствора. Выход продукта на каждой стадии составляет 80%.
Ответ. 113,6 г.
17. При окислении 4,6 г этанола оксидом меди(II) получили 3,6 г альдегида. Определите выход продукта реакции.
Ответ. 81,8%.
18. При восстановлении водородом уксусного альдегида массой 52,8 г получили 41,4 г этанола. Определите выход спирта.
Ответ. 75%.
19. Рассчитайте объем раствора формальдегида с массовой долей HCHO 40% и плотностью 1,1 г/мл, который можно получить при окислении 200 мл метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл), если выход в реакции составляет 60%.
Ответ. 204,5 мл.
20. Вычислите массу ацетата аммония, образующегося при обработке 150 г 20%-го водного раствора ацетальдегида избытком аммиачного раствора оксида серебра при нагревании.
Ответ. 52,5 г.
21. Соединение состоит из 24,24% углерода, 4,04% водорода и 71,72% хлора (по массе). При обработке этого вещества водным раствором щелочи образуется кислородсодержащее соединение, которое дает реакцию «серебряного зеркала». Определите строение исходного соединения.
Ответ. 1,1-Дихлорэтан.
22. Водный раствор, содержащий 7,4 г смеси метанала и этанала, обработали избытком натрия, при этом выделилось 56 л (н. у.) водорода. При обработке исходного раствора той же массы избытком аммиачного раствора оксида серебра выделилось 64,8 г серебра. Рассчитайте массовые доли альдегидов в водном растворе.
Ответ. $\omega(\text{CH}_2\text{O}) = 3,98\%$; $\omega(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 4,52\%$.
23. Какой объем кислорода необходимо затратить для окисления метанола над медным катализатором, чтобы получить 1 кг 40%-го формалина?
Ответ. 149,33 л.
24. Смесь массой 21 г, состоящая из 17,14% насыщенного спирта и 82,86% (по массе) альдегида с предельным углеводородным радикалом, может прореагировать с аммиачным раствором оксида серебра, полученным из 102 г нитрата серебра. Определите структурные формулы спирта и альдегида, учитывая, что они содержат одинаковое количество атомов углерода в молекуле и могут быть получены один из другого.
Ответ. Пропанол-1 и пропаналь.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Структурными изомерами являются
- | | | |
|-------------------|---------------|--------------------|
| 1) бутаналь | 2) бутанон | 3) пропанон |
| 4) метилпропаналь | 5) пентанон-2 | 6) пропилэтилкетон |
2. Из перечисленных в задании 1 соединений выберите соединения, при восстановлении которых образуются вторичные спирты.

3. Ацетальдегид можно получить

- 1) окислением этанола
- 2) гидратацией ацетилен
- 3) восстановлением пропанона
- 4) окислением этилена
- 5) щелочным гидролизом 1,1-дихлорэтана

4. Уксусный альдегид реагирует с

- 1) аммиачным раствором оксида серебра
- 2) свежееосажденным гидроксидом меди(II)
- 3) водой
- 4) гидроксидом натрия
- 5) этанолом

5. С водородом реагируют

- 1) изобутан
- 2) этаналь
- 3) ацетон
- 4) пропанол-1
- 5) дивинил

6. Метаналь может реагировать с

- 1) N_2
- 2) C_6H_5OH
- 3) Na
- 4) $[Ag(NH_3)_2]OH$
- 5) $C_6H_5CH_3$
- 6) H_2

7. Формальдегид взаимодействует с

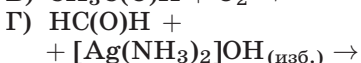
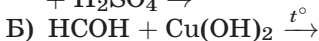
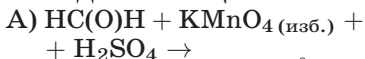
- 1) H_2
- 2) HNO_3
- 3) $Cu(OH)_2$
- 4) $[Ag(NH_3)_2]OH$
- 5) $FeCl_3$
- 6) CH_3COOH

8. Бензальдегид вступает во взаимодействие с

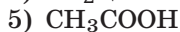
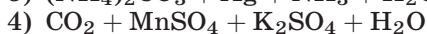
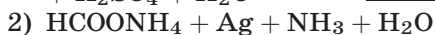
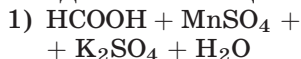
- 1) аммиачным раствором оксида серебра
- 2) гидросульфитом натрия
- 3) свежееосажденным $Cu(OH)_2$
- 4) оксидом меди(II) при нагревании
- 5) реактивом Гриньяра
- 6) циановодородом
- 7) азотом

9. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

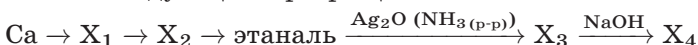


ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

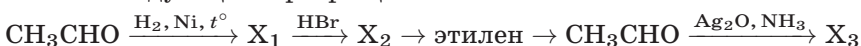


А	Б	В	Г

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



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



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

метоксид калия $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$ $\text{X}_1 \rightarrow$ бромметан $\xrightarrow{\text{Na}}$ $\text{X}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}}$ $\text{X}_3 \xrightarrow{\text{O}_2, \text{Pd}^{2+}}$
 $\rightarrow$ этаналь

13. При сжигании образца органического соединения массой 2,9 г получили 3,36 л (н. у.) углекислого газа и 2,7 г воды. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 29. Исходное соединение взаимодействует с аммиачным раствором оксида серебра и способно окисляться до карбоновой кислоты. На основании данных условия задачи:

- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
- 2) установите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
- 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с аммиачным раствором оксида серебра.

14. Некоторое органическое соединение массой 5,8 г, взаимодействуя с гидроксидом меди(II) при нагревании, образовало 14,4 г осадка оксида меди(I). Также известно, что это соединение вступает в реакции присоединения с гидросульфитом натрия и этанолом. На основании данных условия задачи:

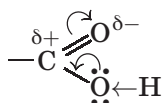
- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
- 2) установите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
- 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с гидросульфитом натрия.

15. Некоторое органическое соединение содержит 62,1% углерода и 27,6% кислорода по массе. Известно, что это соединение может быть получено в результате термического разложения кальциевой соли соответствующей карбоновой кислоты. На основании данных условия задачи:

- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
- 2) установите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
- 3) напишите уравнение реакции получения исходного вещества термическим разложением кальциевой соли соответствующей карбоновой кислоты.

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

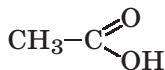
Карбоновые кислоты — соединения, содержащие в молекуле одну или несколько карбоксильных групп:



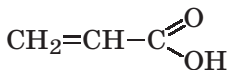
Атом углерода карбоксильной группы находится в sp^2 -гибридизации. Он образует три σ -связи, располагающиеся в одной плоскости под углом $\sim 120^\circ$ друг к другу, и одну π -связь с атомом кислорода. Более электроотрицательный атом кислорода притягивает к себе электронную пару π -связи. В результате этого на карбонильном атоме кислорода карбоксильной группы создается частичный отрицательный заряд δ^- , а на атоме углерода возникает частичный положительный заряд δ^+ , который существенно ниже, чем в альдегидах и кетонах. Связь O—H сильно поляризована вследствие p, π -сопряжения одной из неподеленных пар атома кислорода гидроксильной группы с электронами π -связи.

Карбоновые кислоты классифицируют:

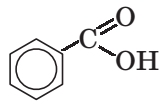
- 1) по природе радикала (насыщенные $C_nH_{2n+1}COOH$, ненасыщенные, ароматические);



уксусная кислота

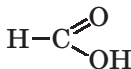


акриловая кислота

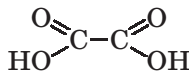


бензойная кислота

- 2) по числу карбоксильных групп (одноосновные, двухосновные, и т. д.).



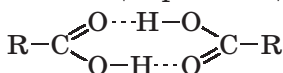
муравьиная кислота



щавелевая кислота

Первые три члена гомологического ряда насыщенных карбоновых кислот — жидкости, имеющие резкий запах, неограниченно растворимые в воде. Следующие жидкие гомологи, начиная с масляной кислоты, также обладают резким неприятным запахом, но в воде плохо растворимы. Высшие кислоты, с числом атомов углерода 10 и более, представляют собой твердые вещества, нерастворимые в воде.

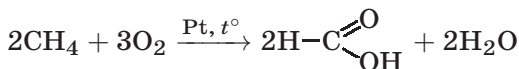
Температуры кипения карбоновых кислот существенно выше температур кипения соответствующих альдегидов и спиртов из-за прочных межмолекулярных водородных связей. Низшие карбоновые кислоты ассоциированы даже в газообразном состоянии:



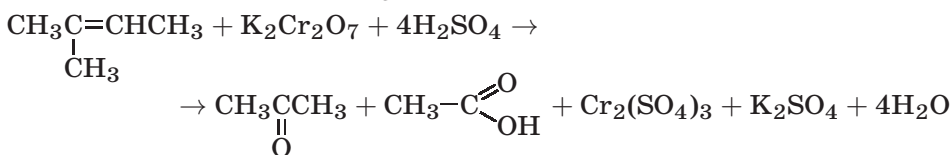
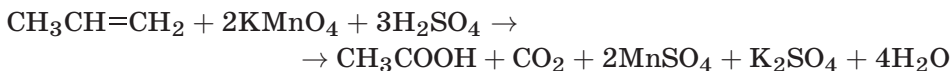
35.1. Получение карбоновых кислот

1. Окисление различных органических соединений.

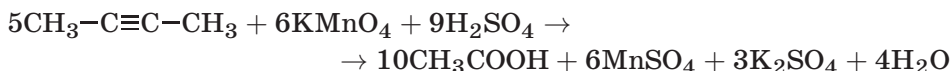
а) Окисление алканов и циклоалканов:



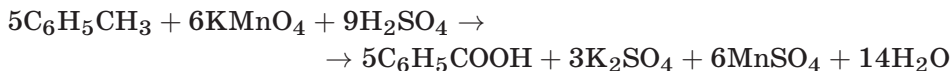
б) Окисление алкенов:



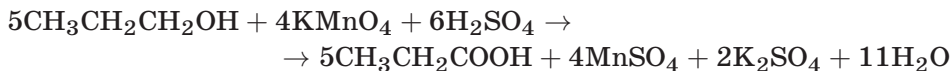
в) Окисление алкинов:



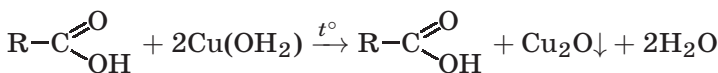
г) Окисление гомологов бензола:



д) Окисление спиртов:

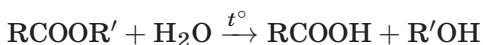


е) Окисление альдегидов:



2. Гидролиз производных карбоновых кислот.

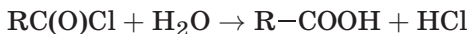
а) Гидролиз сложных эфиров:



б) Гидролиз ангидридов кислот:



в) Гидролиз галогенангидридов кислот:



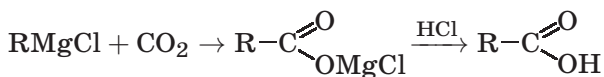
г) Гидролиз амидов кислот:



д) Щелочной гидролиз геминальных тригалогенопроизводных:



3. Карбоксилирование магниорганических соединений:



35.2. Химические свойства карбоновых кислот

1. Обратимая диссоциация растворимых кислот в воде:

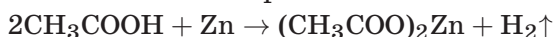


Благодаря наличию в воде иона H^+ растворы имеют кислый вкус, способны изменять окраску индикаторов и проводить электрический ток.

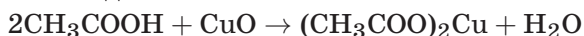
Карбоновые кислоты — слабые электролиты. Сила карбоновых кислот зависит от характера органического радикала, связанного с карбоксильной группой. Электроноакцепторные заместители в радикале усиливают кислотные свойства, электронодонорные — уменьшают.

2. Взаимодействие с активными металлами, основными оксидами, основаниями и солями более слабых кислот. Таким образом, карбоновые кислоты (особенно растворимые в воде) обладают всеми свойствами неорганических кислот.

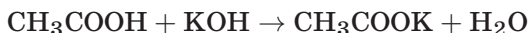
а) С металлами с образованием солей:



б) С оксидами металлов:



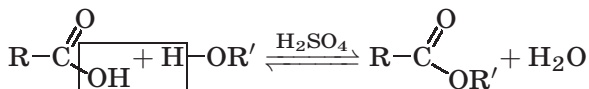
в) С основаниями:



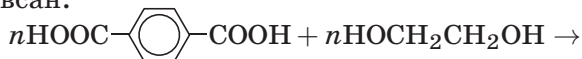
г) С солями более слабых кислот:



3. Взаимодействие со спиртами с образованием сложных эфиров (реакция этерификации):

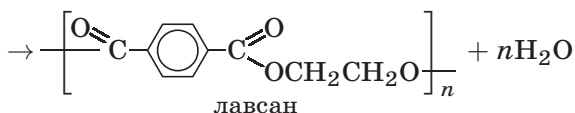


Полиэтерификацией (поликонденсацией) терефталевой кислоты с этиленгликолем получают синтетическое полиэфирное волокно — лавсан:



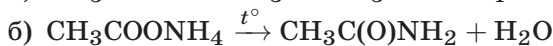
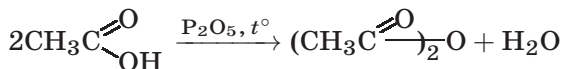
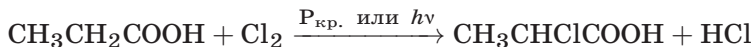
терефталевая кислота

этиленгликоль

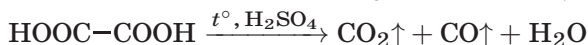
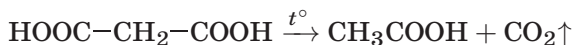
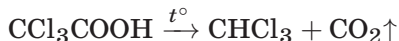


4. Образование галогенангидридов кислот:



5. Образование амидов кислот:**6. Межмолекулярная дегидратация с образованием ангидридов кислот:****7. Галогенирование в α -положение:****8. Декарбоксилирование.**

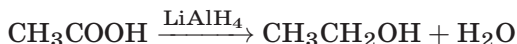
а) Соли щелочных металлов сплавляются с щелочами:

б) Легко отщепляют CO_2 при нагревании карбоновые кислоты, имеющие рядом с карбоксильной группой электроноакцепторные группировки, например:

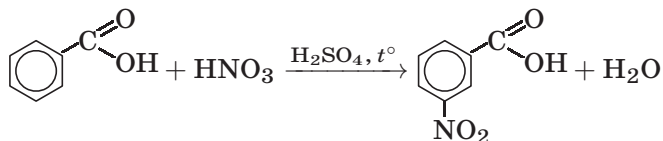
в) Ацетаты кальция и бария при нагревании разлагаются с образованием ацетона и карбоната:

**9. Окисление.**

Из насыщенных монокарбоновых кислот легко окисляется только муравьиная кислота, поскольку она является альдегидокислотой. Для нее характерна реакция «серебряного зеркала»:

**10. Восстановление кислот до спиртов:**

В препаративных целях вместо кислот часто используют сложные эфиры. Восстановление в этих условиях хлорангидридов приводит к образованию альдегидов.

11. Реакции замещения в ароматическом ядре бензойной кислоты протекают в мета-положение:

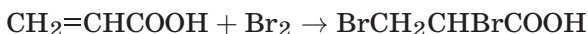
12. Реакции ненасыщенных кислот.

а) Присоединение по двойной углерод-углеродной связи.

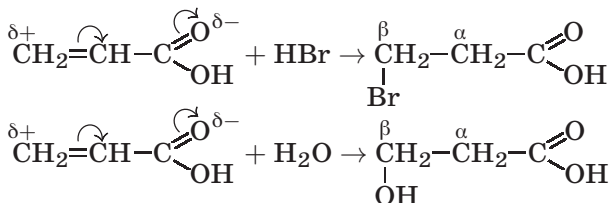
- Гидрирование:



- Галогенирование:

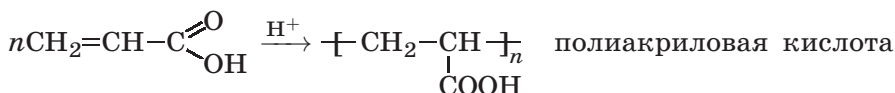


- Гидрогалогенирование и гидратация акриловой кислоты проходят против правила Марковникова из-за смещения электронной плотности двойной связи под действием карбоксильной группы:

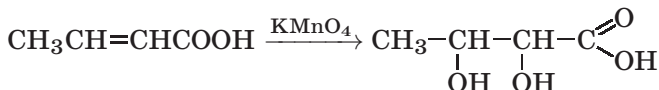


Для гомологов акриловой кислоты эти реакции идут аналогично, с образованием β -замещенных карбоновых кислот.

б) Полимеризация:



в) Мягкое окисление двойной связи водным раствором перманганата калия:

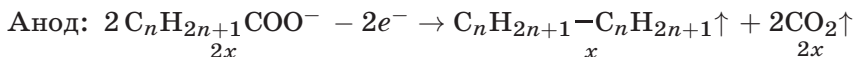


 Пример решения задачи

Пример. При электролизе водного раствора соли некоторой насыщенной карбоновой кислоты на аноде выделилась газовая смесь с относительной плотностью по воздуху 1,356. Определите, раствор какой соли подвергали электролизу.

Решение:

1. При электролизе водных растворов солей карбоновых кислот на аноде протекает окисление карбоксилат-иона.



2. Пусть электролизу подверглось $2x$ моль соли. Тогда в соответствии с уравнением в газовой смеси находится x моль алкана и $2x$ моль углекислого газа.

Объемная доля алкана в смеси: $\varphi(\text{алкана}) = \frac{1}{3} = 0,333$.

Объемная доля углекислого газа: $\varphi(\text{CO}_2) = \frac{2}{3} = 0,667$.

3. Определим среднюю молярную массу газовой смеси:
 $M_{\text{ср.}}(\text{смеси}) = 29 \cdot 1,356 = 39,324 \text{ г/моль.}$
4. Составим и решим уравнение для средней молярной массы газовой смеси:
 $39,324 = M(\text{алкана}) \cdot 0,333 + 44 \cdot 0,667; \quad M(\text{алкана}) = 30 \text{ г/моль.}$
5. Определим число углеродных атомов в алкане:
 $28n + 2 = 30; \quad n = 1.$
- Следовательно, углеводородом является C_2H_6 (этан), а электролизу подвергали соль уксусной кислоты.



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Приведите структурные формулы кислот: а) диметилпропановой; б) 3-метил-бутановой; в) 4-метил-2-этилпентановой; г) 2,2,3-триметилбутановой; д) 3,5-диметил-4-этилгексановой.
- Напишите структурные формулы всех изомерных кислот состава $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$. Назовите их.
- Приведите структурные формулы всех изомерных ненасыщенных кислот состава $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$ и дикарбоновых кислот состава $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_4$. Назовите их.
- Напишите структурные формулы следующих кислот: а) бензойной; б) 2,4,6-триметилбензойной; в) 1,2-бензолдикарбоновой (фталевой); г) 1,4-бензолдикарбоновой (терефталевой); д) 1,2,4-бензолтрикарбоновой.
- Напишите структурные формулы всех изомерных монокарбоновых ароматических кислот состава $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2$ и дикарбоновых кислот состава $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_4$. Назовите их.
- Объясните порядок изменения кислотности в рядах.
 - $\text{HCOOH} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
 - $\text{CH}_3\text{COOH} < \text{ClCH}_2\text{COOH} < \text{Cl}_3\text{CCOOH}$
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} < \text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{COOH} < \text{CH}_3\text{CHBrCOOH}$
- Расположите соединения в ряд по увеличению кислотности.
 - CCl_3COOH , Cl_2CHCOOH , ClCH_2COOH
 - CH_3COOH , BrCH_2COOH , ClCH_2COOH
- Определите, произойдет ли химическая реакция, если привести в контакт указанные соединения:
 - сульфат натрия и уксусная кислота;
 - карбонат натрия и этановая кислота;
 - ацетат магния и азотная кислота.
 Напишите уравнения соответствующих реакций.
- Осуществите получение 3-гидроксипропановой кислоты по следующей схеме:
 пропионовая кислота $\rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow$ 3-гидроксипропановая кислота.
- Предложите способ получения бензойной кислоты из метана без использования других органических веществ. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
- Напишите уравнения реакций акриловой кислоты со следующими соединениями: а) Na_2CO_3 ; б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; в) HBr ; г) Br_2 .

12. Напишите уравнения химических реакций, соответствующих схеме превращений:
пропанол-1 $\rightarrow$ пропаналь $\rightarrow$ пропионовая кислота
13. Назовите два вещества, которые вступили в реакцию, если при этом образовались следующие химические соединения (указаны *все* продукты реакции без коэффициентов):
а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCl}$
в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ г) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
14. Приведите пример органического соединения, которое может реагировать и с магнием, и с гидроксидом натрия, и с этанолом. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
15. Как можно доказать присутствие муравьиной кислоты в уксусной кислоте?
16. Назовите два вещества и укажите условия, при которых они вступают в реакцию с образованием:
а) пропана и карбоната натрия;
б) этиленгликоля и бутирата натрия;
в) ацетата калия, хлорида калия и воды;
г) $\text{CH}_3\text{C(O)Cl} + \text{POCl}_3 + \text{HCl}$;
д) $\text{CH}_3\text{CHClCOOH} + \text{HCl}$;
е) этилакрилата и воды.
Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
17. Предложите способ получения изопропилового эфира пропионовой кислоты из 1-хлорпропана, не используя других углеродсодержащих соединений.
18. Какие соединения образуются при электролизе водного раствора пропионата натрия? Напишите уравнение химической реакции.
19. Предложите способ разделения смеси, состоящей из бензола, фенола, этанола и этановой кислоты. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
20. Смесь бензойной кислоты и фенола обработали бромной водой до прекращения обесцвечивания, для чего потребовалось 750 г бромной воды с массовой долей брома 3,2%. Затем смесь нейтрализовали 60 г 30%-го водного раствора гидроксида натрия. Определите состав исходной смеси в массовых долях.
Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 13,35\%$, $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 86,65\%$.
21. При окислении 400 г водного раствора муравьиной кислоты аммиачным раствором оксида серебра образовалось 8,64 г осадка. Вычислите массовую долю кислоты в исходном растворе.
Ответ. $\omega(\text{НСООН}) = 4,6\%$.
22. При сплавлении натриевой соли предельной одноосновной органической кислоты с гидроксидом натрия выделилось 11,2 л (н. у.) газообразного органического соединения, которое при нормальных условиях имеет плотность 1,965 г/л. Определите, какой газ выделился, а также массу соли, вступившей в реакцию.
Ответ. C_3H_8 ; $m(\text{C}_3\text{H}_7\text{COONa}) = 55$ г.
23. При окислении 22 г первичного спирта было получено 25,5 г одноосновной насыщенной карбоновой кислоты с тем же числом углеродных атомов в молекуле, что и у исходного спирта. Определите строение возможных продуктов реакции.
Ответ. $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

24. Водный раствор, содержащий 11,2 г пропионата калия, подвергли электролизу. Определите объем и массу углеводорода, выделившегося на аноде (выход — 70%).
 Ответ. 0,784 л; 2,03 г.
25. При взаимодействии 11,1 г насыщенной одноосновной органической кислоты с избытком гидрокарбоната натрия выделилось 3,36 л (н. у.) углекислого газа. О какой органической кислоте идет речь?
 Ответ. Пропановая кислота.
26. Какой объем 70%-й кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл) можно получить при окислении этанола массой 92 г?
 Ответ. 160,2 мл.
27. При обработке 10,6 г смеси насыщенной одноосновной кислоты и одноатомного насыщенного спирта (массовое соотношение веществ в смеси 1 : 1) избытком водного раствора гидрокарбоната натрия выделилось 2,24 л CO_2 . Назовите упомянутые кислоту и спирт, если известно, что они содержат одинаковое число атомов углерода в молекуле.
 Ответ. Уксусная кислота и этанол.
28. При сгорании 6,3 г органического вещества (относительная плотность по азоту составляет 3,214) выделилось 3,136 л (н. у.) углекислого газа и 1,26 мл воды. При исследовании химических свойств этого вещества установлено, что в его растворе лакмус имеет красный цвет, а взаимодействие с этанолом в мольных соотношениях 1 : 2 и 1 : 1 приводит к различным продуктам. На основании данных условия задачи:
- 1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы исходного органического вещества;
 - 2) дайте название органическому веществу;
 - 3) составьте его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;
 - 4) напишите два уравнения реакций этого вещества с этанолом.
- Ответ. Щавелевая кислота.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Выберите соединения, которые являются структурными изомерами.

1) уксусная кислота	2) этилформиат
3) пропионовая кислота	4) метилацетат
5) масляная кислота	
2. Из предложенного перечня веществ выберите соединения, проявляющие кислотные свойства, и расставьте их в ряд в порядке повышения кислотности.

1) фенол	2) метилацетат	3) этанол
4) этановая кислота	5) хлоруксусная кислота	
3. Муравьиная кислота вступает в реакции

1) гидролиза	2) нейтрализации
3) «серебряного зеркала»	4) полимеризации
5) гидратации	6) этерификации

4. Акриловая кислота взаимодействует с

- 1) хлороводородом
- 2) водным раствором KMnO_4
- 3) водой
- 4) бромом
- 5) гидроксидом натрия
- 6) метаном

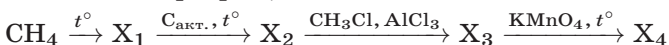
5. Муравьиная кислота вступает в реакции с

- 1) водой
- 2) KOH
- 3) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
- 4) этиленом
- 5) бензолом
- 6) метанолом

6. О наличии атома водорода в гидроксильной группе уксусной кислоты свидетельствуют реакции

- 1) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClCH}_2\text{COOH} + \text{HCl}$
- 4) $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2$
- 5) $\text{CH}_3\text{COOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}_3\text{CCOOH} + 3\text{HCl}$

7. В цепочке превращений



неизвестными веществами X являются

- 1) бензойная кислота
- 2) бензол
- 3) ацетилен
- 4) толуол
- 5) 4-хлорбензойная кислота

X ₁	X ₂	X ₃	X ₄

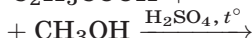
8. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

A) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} +$



B) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} +$



B) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow$

Г) $\text{C}_3\text{H}_7\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow$

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2$

2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COONa} + \text{CH}_3\text{OH}$

3) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$

4) $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH} + \text{NaCl}$

5) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

6) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$

A	B	B	Г

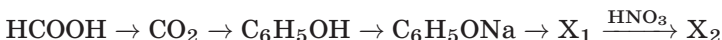
9. Олеиновая кислота может вступать в реакции с

- 1) водородом
- 2) хлоридом хрома(III)
- 3) бромоводородом
- 4) азотом
- 5) медью
- 6) карбонатом натрия

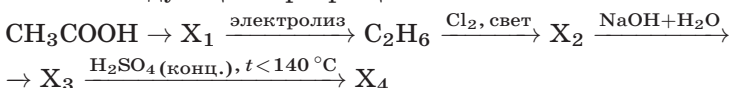
10. Аммиачный раствор оксида серебра является реактивом на

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{—COOH}$
- 2) HCOOH
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
- 4) CH_3OH
- 5) $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$
- 6) $\text{C}_3\text{H}_7\text{—CHO}$

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



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



13. Некоторое органическое вещество, взаимодействуя с гидроксидом калия, образует продукт, содержащий 28,57% кислорода. Это веще-

ство может реагировать с метанолом, оксидом кальция и окрашивает лакмус в красный цвет. На основании данных условия задачи:

- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с метанолом.
14. Некоторое органическое вещество при взаимодействии с гидроксидом натрия образует продукт, содержащий 33,82% металла (по массе). Это вещество может реагировать с этанолом, оксидом магния и окрашивает метилоранж в красный цвет. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с этанолом.

СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ И ЖИРЫ

Сложные эфиры — функциональные производные карбоновых кислот общей формулы $\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OR}'}{\text{C}}}$, где R' — органический радикал.

Названия сложных эфиров строятся из названия радикалов, образующих спирт, и названия карбоксилат-ионов. Например, $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ — этиловый эфир уксусной кислоты, или этилацетат (этилэтанойт).

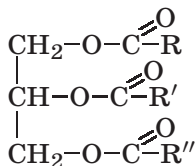
Структурная изомерия сложных эфиров связана с:

а) изомерией радикалов соответствующих кислот и спиртовых остатков;

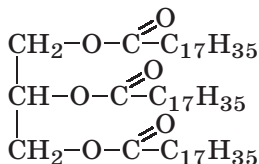
б) межклассовой изомерией — сложные эфиры изомерны карбоновым кислотам с тем же числом атомов углерода в молекуле.

Сложные эфиры низших кислот и спиртов — жидкости с приятным фруктовым запахом, высших — твердые вещества без запаха. Сложные эфиры плохо растворимы или практически нерастворимы в воде, хорошо растворяются во многих органических растворителях.

Жиры (триацилглицериды) — природные сложные эфиры глицерина и высших жирных монокарбоновых кислот с неразветвленной углеродной цепью, содержащей четное число углеродных атомов (6–24). Общая формула жиров:



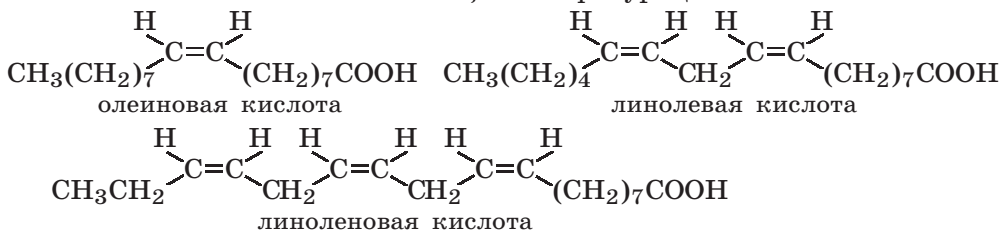
В состав жиров входят фрагменты насыщенных и ненасыщенных карбоновых кислот. Животные жиры содержат преимущественно остатки стеариновой ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$), пальмитиновой ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$) и некоторых других насыщенных кислот.



тристеарин (твердый жир)

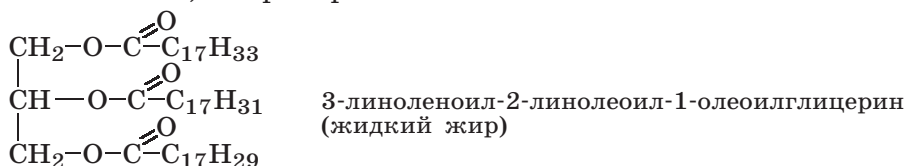
Растительные жиры (масла) — в основном жидкие смеси триацилглицеридов (исключение — кокосовое масло, пальмовое масло и некоторые другие), содержащих преимущественно остатки ненасы-

щенных карбоновых кислот — олеиновой ($C_{17}H_{33}COOH$), линолевой ($C_{17}H_{31}COOH$), линоленовой ($C_{17}H_{29}COOH$) и ряда других. Двойные связи в этих кислотах имеют *цис*-конфигурацию:



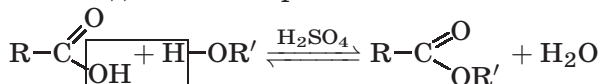
Ближайшая к карбоксильной группе двойная связь обычно располагается между девятым и десятым атомами углерода, остальные (если они есть) отделены от нее и друг от друга метиленовой группой CH_2 .

В состав молекул природных жиров обычно входят остатки различных кислот, например:

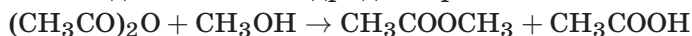


36.1. Получение сложных эфиров

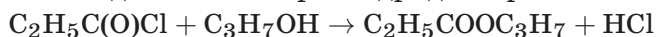
1. Взаимодействие карбоновой кислоты со спиртом:



2. Взаимодействие ангидрида карбоновой кислоты со спиртом:



3. Взаимодействие хлорангидрида карбоновой кислоты со спиртом:

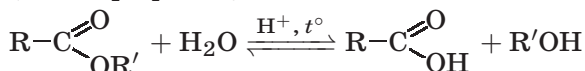


36.2. Химические свойства сложных эфиров и жиров

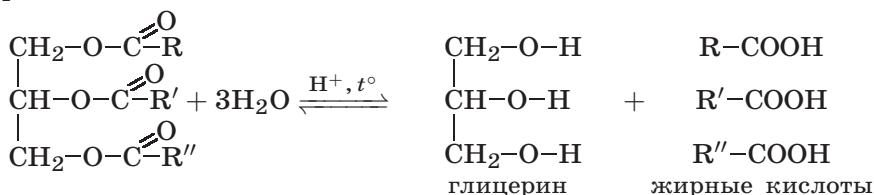
1. Гидролиз.

Сложные эфиры гидролизуются в кислой и щелочной среде.

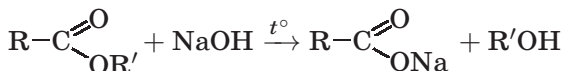
а) Кислотный гидролиз (обратимый). Эта реакция — обратная реакции этерификации:



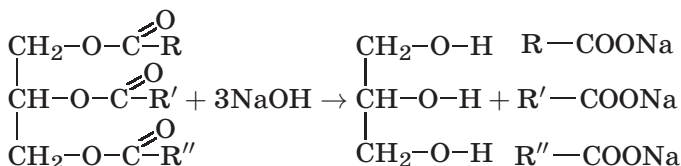
При кислотном гидролизе жиров получают глицерин и высшие карбоновые кислоты:



б) Щелочной гидролиз, или омыление (необратим):



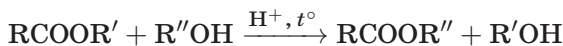
При щелочном гидролизе жиров образуются глицерин и соли высших карбоновых кислот:



Соли высших карбоновых кислот называются *мылами* (натриевые соли — твердое мыло, калиевые — жидкое мыло).

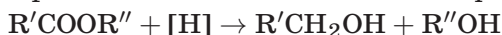
2. Переэтерификация.

Взаимодействие сложного эфира со спиртом, при этом происходит замена одного спиртового остатка на другой:



3. Восстановление.

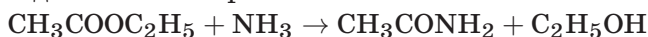
При восстановлении сложных эфиров образуется два спирта:



Восстановители — натрий в кипящем спирте или алюмогидрид лития (LiAlH_4).

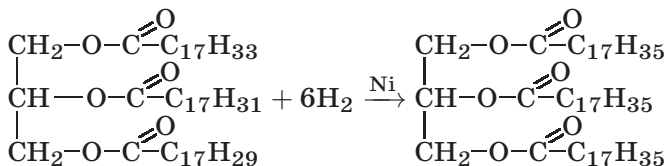
4. Образование амидов.

При взаимодействии с аммиаком, а также с первичными или вторичными аминами сложные эфиры превращаются в амиды кислот с выделением спирта:

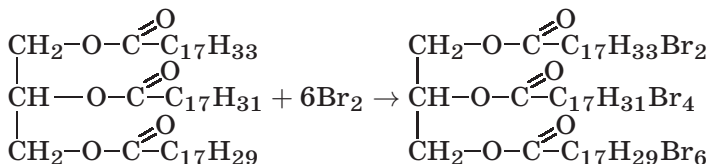


5. Реакции ненасыщенных жиров по двойным связям.

а) Гидрогенизация (гидрирование) жиров; при гидрировании жидкие жиры превращаются в твердые:



б) Взаимодействие с галогенами (йодом или бромной водой):



Масса йода в граммах, которая может присоединиться к 100 г жира, называется *йодным числом* и служит характеристикой степени ненасыщенности жира.

**Пример решения задачи**

Пример. Некоторое количество смеси этилформиата (массовая доля — 85%) и воды обработали избытком натрия. При этом выделилось 4,48 л газа (н. у.). К такому же количеству исходной смеси добавили каплю серной кислоты и нагрели до установления равновесия, затем равновесную смесь охладил и также обработали натрием — выделилось 6,72 л газа (н. у.). Определите массовые доли веществ в равновесной смеси (реакцией натрия с серной кислотой пренебречь).

Решение:

1. В исходной смеси с натрием реагирует только вода. Напишем уравнение реакции:



Определим количество вещества водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. $n(\text{H}_2\text{O})$ в исходной смеси = $0,2 \cdot 2 = 0,4$ моль, масса воды в исходной смеси: $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,4 \cdot 18 = 7,2$ г.

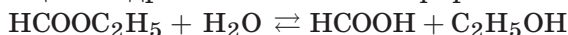
3. Определим массу исходной смеси:

$$m(\text{смеси}) = \frac{7,2}{0,15} = 48 \text{ г, следовательно,}$$

$$m(\text{эфира}) = 48 - 7,2 = 40,8 \text{ г;}$$

$$n(\text{эфира}) \text{ в исходной смеси} = \frac{40,8}{74} = 0,55 \text{ моль.}$$

4. Уравнение реакции гидролиза сложного эфира:

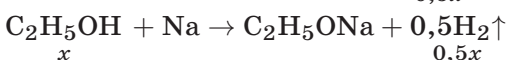
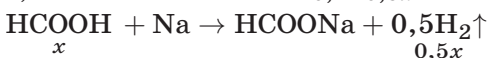
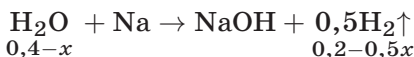


$$\begin{array}{cccc} \text{Было:} & 0,55 & 0,4 & 0 & 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{cccc} \text{Прореагировало:} & x & x & & \end{array}$$

$$\begin{array}{cccc} \text{В равновесии:} & 0,55-x & 0,4-x & x & x \end{array}$$

5. С натрием в равновесной смеси реагирует три вещества:



Всего водорода выделилось: $0,2 - 0,5x + 0,5x + 0,5x = 0,2 + 0,5x$.

6. Найдем из условия задачи количество водорода, выделившегося из равновесной смеси:

$$n(\text{H}_2) = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ моль;}$$

$$0,2 + 0,5x = 0,3, \text{ отсюда } x = 0,2 \text{ моль.}$$

7. Количества веществ в равновесной смеси:

$$n(\text{эфира}) = 0,55 - 0,2 = 0,35 \text{ моль;}$$

$$n(\text{воды}) = 0,4 - 0,2 = 0,2 \text{ моль;}$$

$$n(\text{кислоты}) = 0,2 \text{ моль;}$$

$$n(\text{спирта}) = 0,2 \text{ моль.}$$

8. Массы веществ в равновесной смеси:

$$m(\text{эфира}) = 0,35 \cdot 74 = 25,9 \text{ г}; \quad m(\text{воды}) = 18 \cdot 0,2 = 3,6 \text{ г};$$

$$m(\text{кислоты}) = 46 \cdot 0,2 = 9,2 \text{ г}; \quad m(\text{спирта}) = 46 \cdot 0,2 = 9,2 \text{ г}.$$

9. Массовые доли веществ в равновесной смеси:

$$\omega(\text{эфира}) = \frac{25,9}{48} = 0,5396 \text{ (53,96\%)}; \quad \omega(\text{воды}) = \frac{3,6}{48} = 0,075 \text{ (7,5\%)};$$

$$\omega(\text{кислоты}) = \omega(\text{спирта}) = \frac{9,2}{48} = 0,1917 \text{ (19,17\%)}.$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Напишите уравнения реакций получения следующих сложных эфиров:
а) метилформиат б) пропилбутаноат
в) этилпальмитат г) бутилстеарат
2. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$
б) $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3$
в) $\text{C}_3\text{H}_8 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{Cl} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{CHO} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{BrCOOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{ONCOOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{ONCOOC}_3\text{H}_7$
3. Предложите способ получения изопропилового эфира пропионовой кислоты из 1-хлорпропана, не используя других органических соединений.
4. Опишите процессы, происходящие при добавлении в раствор фенола в пропилацетате избытка щелочи, последующем нагревании смеси и обработке ее бромоводородной кислотой до окончания всех химических реакций.
5. Напишите структурные формулы сложных эфиров, образованных глицерином:
а) с пальмитиновой, стеариновой и масляной кислотами;
б) с олеиновой, линолевой и линоленовой кислотами.
6. Напишите уравнения реакций гидролиза этилформиата в кислой и щелочной средах.
7. Напишите уравнения реакций восстановления водородом:
а) метилпропионата; б) этилацетата.
8. Напишите возможную формулу жира (триглицерида), образованного остатками стеариновой, масляной и линоленовой кислот. Назовите его и составьте уравнение реакции гидролиза этого жира в кислой и щелочной средах.
9. Напишите уравнение реакции гидрогенизации триолеата глицерина.
10. Опишите процессы, протекающие при добавлении избытка бромной воды в смесь акриловой кислоты и жира, содержащего два остатка олеиновой кислоты и один остаток линолевой кислоты. Какие химические реакции протекают при последующей обработке полученной смеси избытком водного раствора щелочи при кипячении?
11. Определите йодное число жира, содержащего остатки олеиновой, пальмитиновой и линоленовой кислот.

Ответ. 119 г.

12. Органическое соединение содержит по массе 48,65% углерода, 8,11% водорода и 43,24% кислорода. Определите формулу вещества, если известно, что его молярная масса равна 74 г/моль. Составьте структурные формулы возможных изомеров этого соединения и назовите их.
Ответ. $C_3H_6O_2$.
13. При гидролизе 21,9 г сложного эфира этиленгликоля получено 18 г насыщенной одноосновной кислоты, на нейтрализацию которой пошло 120 г 10%-го водного раствора гидроксида натрия. Установите исходный сложный эфир. Выход в реакции гидролиза — 100%.
Ответ. Диацетат этиленгликоля.
14. Какая масса сложного эфира $CH_3COOC_nH_{2n+1}$ получится из 13,8 г спирта и избытка уксусной кислоты, если при действии избытка натрия на 27,6 г этого спирта при 100%-м выходе выделяется 6,72 л (н. у.) водорода? Выход в реакции этерификации составляет 50%.
Ответ. 13,2 г.
15. При нагревании 36,4 г смеси этанола и этановой кислоты в присутствии серной кислоты образовалось 22,62 г сложного эфира. Такую же массу исходной смеси сожгли в избытке кислорода. Продукты сгорания пропустили через избыток раствора гидроксида кальция, при этом образовалось 140 г осадка. Определите состав исходной смеси в массовых долях и выход в реакции этерификации.
Ответ. $\omega(CH_3COOH) = 49,45\%$, $\omega(C_2H_5OH) = 50,55\%$; $\eta = 0,857$.
16. К 58,8 г 5%-го раствора пальмитата калия добавили 100 г 2%-го раствора серной кислоты. После отделения образовавшегося осадка к водному раствору добавили 5%-й раствор ($\rho = 1,05$ г/мл) гидрокарбоната натрия. Определите объем выделившегося газа (н. у.) и объем добавленного раствора соды.
Ответ. $V(\text{газа}) = 672$ мл, $V(\text{раствора соды}) = 48$ мл.
17. Какая масса глицерина образуется при омылении 331,5 г триолеина?
Ответ. 34,5 г.
18. При полном гидролизе 356 г жира, образованного одной карбоновой кислотой, образовалось 36,8 г глицерина. О каком жире идет речь?
Ответ. Тристеарин.
19. Относительная плотность паров сложного эфира по гелию равна 22. При сгорании образовавшейся в результате гидролиза эфира кислоты образуется в три раза больше углекислого газа, чем при сгорании получившегося в ходе той же реакции спирта. Установите формулу этого эфира.
Ответ. $C_2H_5COOCH_3$.
20. Для омыления смеси этилацетата и метилпропионата потребовалось 120 г 20%-го раствора гидроксида калия. Определите массу исходной смеси эфиров.
Ответ. 15,3 г.
21. Жир массой 44,5 г, представляющий собой триглицерид одной предельной органической кислоты, нагрели с 70 мл 20%-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,2$ г/мл). Для нейтрализации избытка щелочи потребовалось 22,5 мл 36,5%-й соляной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл). О каком жире идет речь?
Ответ. Тристеарин.

22. Для полного омыления 42,6 г растительного масла потребовалось 50 г 12,0%-го раствора гидроксида натрия. При последующей обработке раствора избытком бромной воды получена смесь тетрабромпроизводного и дибромпроизводного в молярном соотношении 2 : 1, причем массовая доля натрия в тетрабромпроизводном составляет 3,698%. Установите возможную формулу жира.

Ответ. 2 остатка линолевой кислоты и 1 остаток $C_{15}H_{29}COOH$.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Выберите соединения, которые являются структурными изомерами.

- 1) пропилацетат 2) валериановая кислота
3) этилпропионат 4) метилацетат 5) масляная кислота

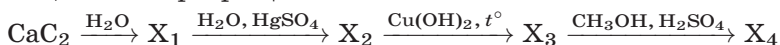
2. Среди предложенных названий соединений выберите названия, относящиеся к одному и тому же веществу.

- 1) метилацетат 2) этилформиат
3) этилметаноат 4) метилэтанوات
5) этиловый эфир муравьиной кислоты

3. Сложный эфир, при щелочном гидролизе которого образуется соль масляной кислоты, называется

- 1) метилацетатом 2) бутилформиатом 3) этилбутиратом
4) этилстеаратом 5) этилбутаноатом

4. В цепочке превращений



неизвестными веществами X являются:

- 1) этаналь 2) бензол 3) ацетилен
4) уксусная кислота 5) метилацетат

X ₁	X ₂	X ₃	X ₄

5. В результате гидролиза жидкого жира могут образоваться

- 1) олеиновая кислота и глицерин
2) глицерин и ненасыщенные кислоты
3) глицерин и только насыщенные кислоты
4) твердые жиры и смесь кислот
5) линолевая кислота и глицерин

6. Установите соответствие между веществом и классом (группой) органических соединений, которому оно относится.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

- А) тристеарин
Б) диэтиловый эфир
В) изопропилэтаноат
Г) этилбензоат

КЛАСС (ГРУППА)
ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

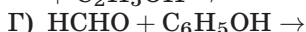
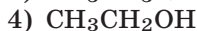
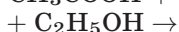
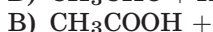
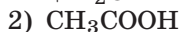
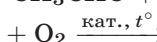
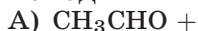
- 1) спирт
2) простой эфир
3) жир
4) альдегид
5) сложный эфир
6) ароматический углеводород

А	Б	В	Г

7. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



А	Б	В	Г

8. Продуктами гидролиза сложных эфиров состава $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ могут быть
- 1) пентаналь и метанол
 - 2) бутановая кислота и метанол
 - 3) пропановая кислота и этанол
 - 4) этановая кислота и пропанол-1
 - 5) этанол и бутаналь
 - 6) формальдегид и пентанол
9. Продуктами гидролиза сложных эфиров состава $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$ могут быть
- 1) пропановая кислота и пропанол-1
 - 2) этановая кислота и бутанол-2
 - 3) этаналь и диметиловый эфир
 - 4) пентановая кислота и метанол
 - 5) бутан и метилацетат
 - 6) пропаналь и этандиол
10. Продуктами гидролиза сложных эфиров состава $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$ могут быть
- 1) этанол и бутилацетат
 - 2) бутановая кислота и пропаналь
 - 3) пропаналь и диметиловый эфир
 - 4) гексановая кислота и метанол
 - 5) метановая кислота и гексанол-3
 - 6) пентановая кислота и этанол
11. Напишите уравнения реакций получения этилацетата из метана. Укажите условия протекания реакций.
12. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- $$\text{CO} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3 \xrightarrow{\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}, t^\circ} \text{A} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{O}$$
- Укажите условия протекания всех реакций.
13. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- $$\text{метан} \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{бензол} \xrightarrow{\text{CH}_3\text{Cl}, \text{AlCl}_3} \text{X}_2 \rightarrow \text{бензойная кислота} \xrightarrow{\text{CH}_3\text{OH}, \text{H}^+} \rightarrow \text{X}_3$$
14. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- $$\text{CH}_3\text{COOK} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{этилацетат} \rightarrow \text{ацетат натрия} \xrightarrow{\text{NaOH}, t^\circ} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{этин}$$
15. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- $$\text{C}_6\text{H}_6 \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{AlCl}_3, t^\circ} \text{A} \xrightarrow{\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \text{B} \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{H}^+} \text{этилбензоат} \rightarrow \rightarrow \text{CO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}$$

16. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{O}$
17. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 этин $\xrightarrow{\text{C}_{\text{акт.}}, t^\circ}$ $\text{X}_1 \xrightarrow{\text{CH}_3\text{Cl}, \text{AlCl}_3}$ толуол $\xrightarrow{\text{Cl}_2, \text{УФ}}$ $\text{X}_2 \xrightarrow{\text{KOH}(\text{водн.}), t^\circ}$ $\text{X}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OOSH}$
18. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}}$ $\text{X}_1 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \xrightarrow{\text{CH}_3\text{Cl}, \text{AlCl}_3}$ $\text{X}_2 \xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+}$ $\text{X}_3 \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{H}^+}$ X_4
19. При сжигании образца органического соединения массой 25,9 г получили 23,52 л (н. у.) углекислого газа и 18,9 г воды. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 37. Исходное соединение не взаимодействует с гидрокарбонатом натрия, но взаимодействует с щелочами и дает реакцию «серебряного зеркала». На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с гидроксидом калия.
20. При сжигании образца органического соединения массой 29,6 г получили 26,88 л (н. у.) углекислого газа и 21,6 г воды. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 37. Исходное соединение не взаимодействует с гидрокарбонатом натрия, не дает реакцию «серебряного зеркала», но взаимодействует с щелочами. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу исходного соединения;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с гидроксидом натрия.

Глава 37

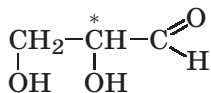
УГЛЕВОДЫ (САХАРА)

Углеводы — класс природных соединений, большинство из которых соответствует общей формуле $C_n(H_2O)_m$ ($m, n > 3$). Углеводы подразделяют на простые (моносахариды) и сложные (олигосахариды и полисахариды). Моносахариды являются многоатомными альдегидо- (альдозы) или кетоноспиртами (кетозы). Олигосахариды включают в свой состав от двух (дисахариды) до десяти фрагментов моносахаридов. Полисахариды — высокомолекулярные соединения, содержащие большое число моносахаридных звеньев. Наиболее распространены в природе пентозы (5 атомов углерода) и гексозы (6 атомов углерода).

37.1. Строение и стереоизомерия углеводов

Энантиомерия (оптическая изомерия) возникает в тех случаях, когда молекула вещества является *хиральной*, т. е. не совпадает со своим зеркальным отображением. Простейшим случаем хиральности является наличие в молекуле *асимметрического атома углерода* — атома, связанного с четырьмя различными заместителями.

В молекуле альдотриозы — глицеринового альдегида — имеется один такой атом (обозначен звездочкой):



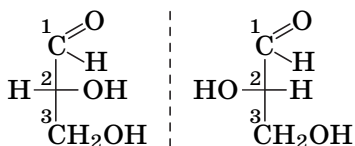
На примере изомеров глицеринового альдегида в **стереохимических формулах** покажем, что простая черта обозначает связь, лежащую в плоскости листа; жирным клином — связь, выходящую вперед из плоскости листа; штриховым клином — связь, уходящую из плоскости листа назад:



Формулы Фишера представляют собой проекции стереохимических формул на плоскость листа. В правильно написанных формулах Фишера углеродная цепь располагается сверху вниз, наиболее окисленный атом углерода располагается сверху, асимметрический атом углерода не указывается (он находится на пересечении двух прямых), горизонтальные связи направлены в сторону наблюдателя,

вертикальные уходят за плоскость чертежа (как это показано на стереохимических формулах справа).

Для того чтобы различать между собой такие стереоизомеры (энантиомеры или оптические антиподы), изомер с функциональной группой, расположенной справа, обозначают D, с функциональной группой слева — L.



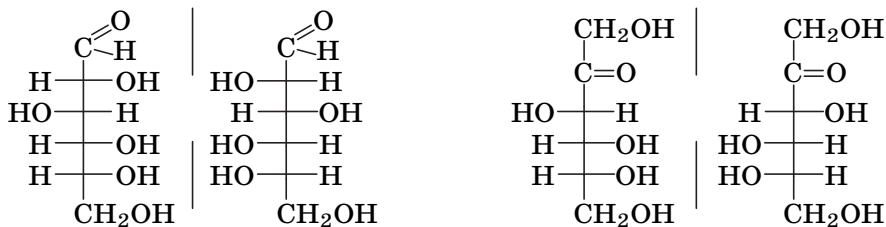
D-глицериновый альдегид L-глицериновый альдегид

Появление каждого нового асимметрического атома углерода удваивает число стереоизомеров. Молекула с n асимметрическими атомами углерода может существовать в виде 2^n оптических изомеров.

Большинство моносахаридов имеет несколько асимметрических атомов углерода, и поэтому у них много стереоизомеров.

Отнесение их к D- или L-ряду проводится сравнением конфигурации последнего асимметрического атома углерода с D- или L-глицериновым альдегидом. Нумерация цепи в углеводах начинается с атома углерода карбонильной группы или с того атома углерода, к которому она находится ближе.

Примеры энантиомеров глюкозы и фруктозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$):



D-глюкоза

L-глюкоза

D-фруктоза

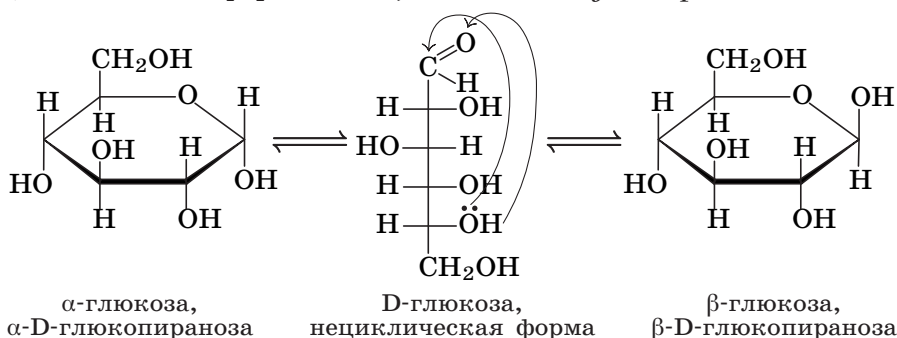
L-фруктоза

В природе преимущественно встречаются углеводы D-ряда. Пространственные изомеры, не являющиеся зеркальными отражениями друг друга, называются *диастереомерами*.

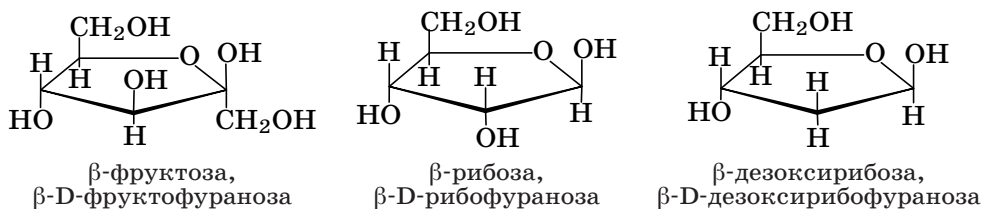
Моносахариды в кристаллическом состоянии существуют не в открытой (нециклической), а в циклической форме (циклическом полуацетале), которая образуется за счет присоединения одной из гидроксильных групп к карбонильной группе. Образующийся при этом цикл может состоять из пяти (фуранозный) или шести атомов (пиранозный). Поскольку при замыкании цикла появляется новый асимметрический атом углерода, образуются две стереоизомерные циклические формы (α и β). Их изображают с помощью **формулы Хеуорса**. Возникающая при циклизации гидроксильная группа называется гликозидной, в α -изомере моносахарида D-ряда она

расположена под циклом, в β -изомере — над циклом (для моносахаридов D-ряда).

В растворе существует равновесие между нециклической формой и циклическими формами — *цикло-оксо-таутомерия*:

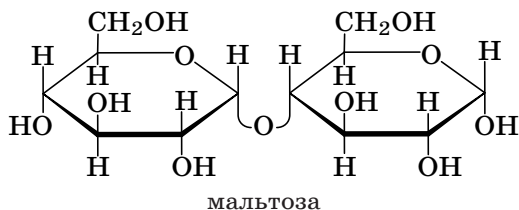
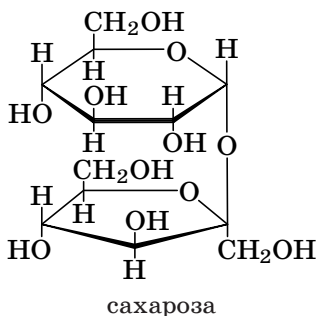


Ниже представлены циклические формы β -фруктозы, входящей в состав дисахарида сахарозы, β -рибозы ($C_5H_{10}O_5$) и β -дезоксирибозы ($C_5H_{10}O_4$), входящих в состав нуклеиновых кислот:



Наиболее важные дисахариды:

- 1) сахароза — свекловичный или тростниковый сахар ($C_{12}H_{22}O_{11}$), состоит из фрагментов α -глюкозы и β -фруктозы;
- 2) мальтоза — продукт неполного гидролиза крахмала.

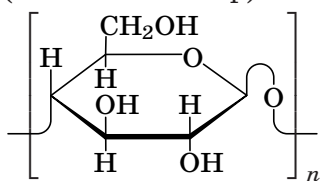


Образование дисахаридов возможно:

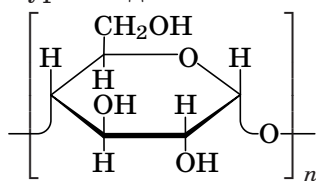
- 1) за счет гликозидной группы одной молекулы и спиртовой группы другой, в результате чего образуется восстанавливающий дисахарид (мальтоза);
- 2) за счет гликозидных групп обеих молекул. В этом случае возникает невосстанавливающий дисахарид (сахароза).

Большинство природных полисахаридов состоит из фрагментов D-глюкозы, соединенных друг с другом. Состав их можно выразить

формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$. Наиболее важные из них — целлюлоза, состоящая из фрагментов β -глюкозы, а также крахмал и гликоген, состоящие из фрагментов α -глюкозы. Крахмал представляет собой смесь амилозы и амилопектина (разветвленный полисахарид). Гликоген (животный сахар) по своей структуре сходен с амилопектином.



фрагмент целлюлозы
(линейный полисахарид)



фрагмент амилозы
(линейный полисахарид)

Кроме того, важное биологическое значение имеют гетерополисахариды, состоящие из фрагментов различных моносахаридов: полисахариды кожной, хрящевой, соединительной ткани, гепарин.

37.2. Химические свойства углеводов

Химические свойства углеводов обусловлены наличием гидроксильных групп, а свойства альдоз — наличием альдегидной группы.

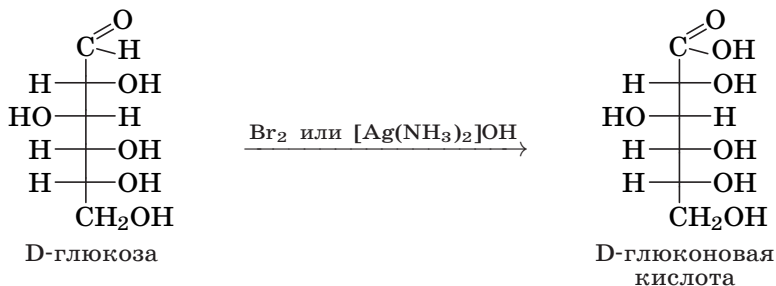
1. Взаимодействие с гидроксидом меди.

Большинство углеводов реагирует с гидроксидом меди в щелочной среде с образованием растворимых комплексных соединений яркого сине-фиолетового цвета.

Углеводы, содержащие в нециклической форме альдегидную группу, при нагревании этого комплексного соединения окисляются до соответствующих карбоновых кислот с образованием красного осадка оксида меди(II).

2. Окисление моносахаридов.

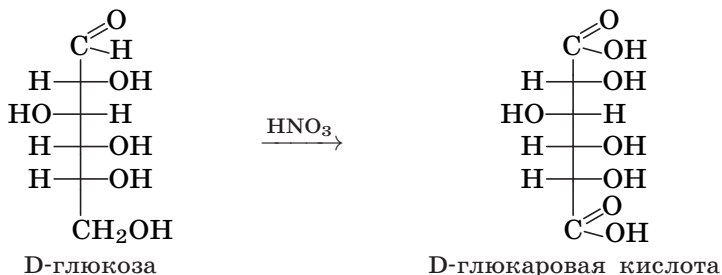
а) При окислении альдоз мягкими окислителями (аммиачный раствор оксида серебра или бромная вода) образуются соответствующие монокарбоновые (альдоновые или гликоновые) кислоты:



Реакция «серебряного зеркала» — качественная реакция на моносахариды.

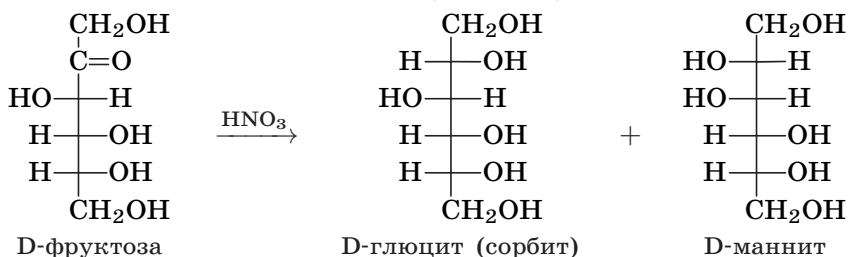
б) При действии более сильного окислителя (например, разбавленной азотной кислоты) вместе с альдегидной группой окисляется

первичная гидроксильная группа, которая находится в конце цепи. При этом образуются гликаровые (альдаровые) кислоты:



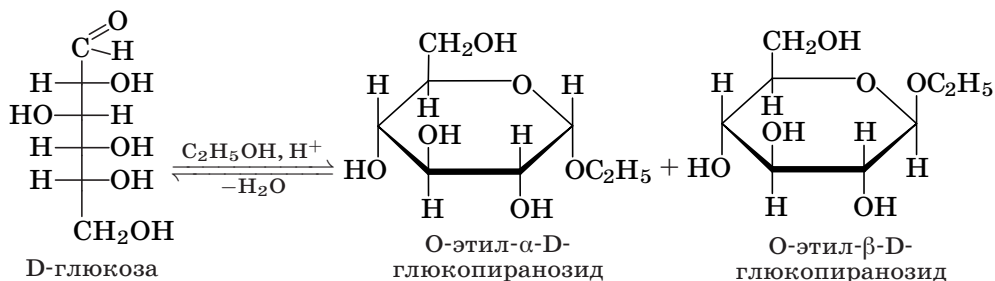
3. Восстановление.

При восстановлении моносахаридов водородом в присутствии катализаторов гидрирования (никель или палладий) образуются многоатомные спирты — глициты (альдиты):

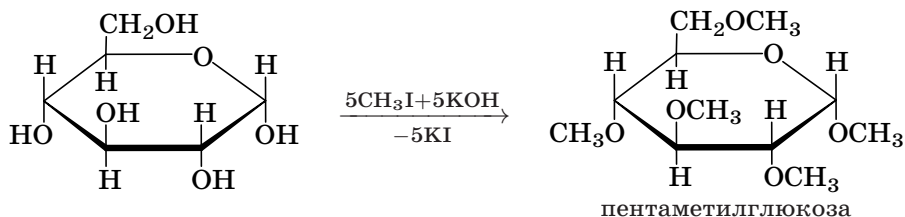


4. Алкилирование.

При взаимодействии моносахаридов со спиртами в кислой среде образуются О-гликозиды (циклические ацетали):

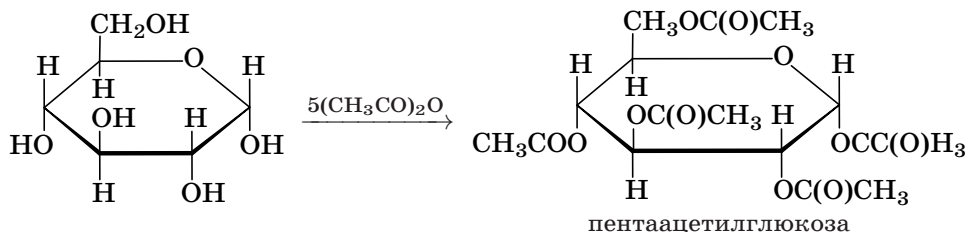


При взаимодействии углеводов с избытком галогеналканов в щелочной среде происходит образование простых эфиров по всем гидроксильным группам:



5. Ацилирование.

При взаимодействии углеводов с избытком уксусного ангидрида образуются сложные эфиры с участием всех гидроксильных групп:



Ацилированием целлюлозы получают вискозу (ацетатный шелк).

6. Брожение углеводов.

Брожение — сложный биохимический процесс, происходящий с участием различных ферментов.

а) Спиртовое (дрожжевое) брожение:



б) Молочнокислое брожение:

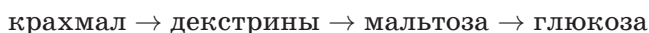


в) Маслянокислое брожение:



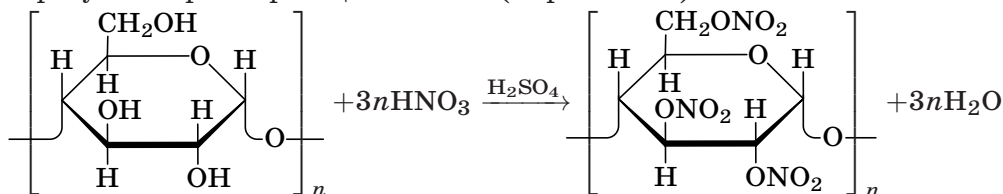
7. Гидролиз поли- и олигосахаридов.

В кислой среде или с участием соответствующих ферментов олиго- и полисахариды подвергаются гидролизу. Конечными продуктами гидролиза являются моносахариды, например, в результате гидролиза сахарозы образуется смесь равных количеств глюкозы и фруктозы. Гидролиз крахмала проходит ступенчато:



8. Реакция целлюлозы с азотной кислотой.

В результате обработки целлюлозы избытком нитрующей смеси образуется тринитрат целлюлозы (пироксилин):



При иных соотношениях между реагентами получают моно- и динитроцеллюлозы.

9. Взаимодействие с раствором йода, приводящее к синему окрашиванию (качественная реакция на крахмал).

 Примеры решения задач

Пример 1. При маслянокислом брожении глюкозы образовалось 13,44 л (н. у.) смеси газообразных веществ. Выход в реакции брожения составил 60%. Какая масса глюкозы была взята для брожения?

Решение:

1. Напишем уравнение реакции:



2. Определим количество вещества газообразных продуктов:

$$n = \frac{13,44}{22,4} = 0,6 \text{ моль.}$$

3. В соответствии с уравнением реакции для образования 0,6 моль газов (0,3 моль CO_2 и 0,3 моль H_2) должно прореагировать 0,15 моль глюкозы.

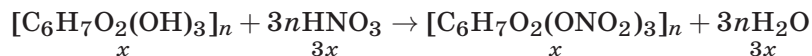
4. С учетом выхода реакции необходимо $\frac{0,15}{0,6} = 0,25$ моль глюкозы;

$$m(\text{глюкозы}) = 0,25 \cdot 180 = 45 \text{ г.}$$

Пример 2. Целлюлозу обработали нитрующей смесью (концентрированные HNO_3 и H_2SO_4), в результате был получен тринитрат целлюлозы. При этом масса нитрующей смеси уменьшилась на 108 г. Определите массу полученной тринитроцеллюлозы (выход составил 100%).

Решение:

1. Напишем уравнение реакции:



2. Пусть прореагирует x моль целлюлозы. Тогда в соответствии с уравнением реакции масса азотной кислоты уменьшится на $3x \cdot 63$ г и образуется $3x \cdot 18$ г воды.

3. Итого общий баланс: $3x \cdot 63 - 3x \cdot 18 = 3x \cdot (63 - 18) = 135x$, что составляет в соответствии с условием 108 г. Отсюда $135x = 108$; $x = 0,8$ моль.

4. $m[(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{ONO}_2)_3] = 0,8 \cdot M[(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{ONO}_2)_3] = 0,8 \cdot 297 = 237,6 \text{ г.}$

 Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- Перечислите функциональные группы, которые входят в состав молекулы глюкозы.
- Подвергаться гидролизу могут
 - а) глюкоза
 - б) фруктоза
 - в) крахмал
 - г) сахароза
 Приведите уравнения соответствующих химических реакций.
- Напишите структурные формулы энантиомеров глюкозы и фруктозы, назовите их и укажите все асимметрические атомы углерода. Напишите структурную формулу фрагмента полисахарида, состоящего из остатков β -D-глюкопиранозы, назовите его и напишите уравнение реакции ацетилирования этого полисахарида.

4. Напишите схемы образования циклических таутомеров α -D-фруктофуранозы и β -D-фруктофуранозы и укажите полуацетальные (гликозидные) гидроксильные группы. Напишите структурную формулу любого диастереомера для оксоформы D-фруктозы.
5. Укажите углеводы, для которых характерна реакция «серебряного зеркала»:
 - а) целлюлоза б) глюкоза в) фруктоза
 Приведите уравнения соответствующих химических реакций.
6. Напишите уравнения реакций молочнокислого, спиртового и маслянокислого брожения глюкозы.
7. Полученное из глюкозы соединение состава $C_3H_6O_3$ при взаимодействии с натрием образует соединение $C_3H_5O_3Na$; с $CaCO_3$ — $C_6H_{10}O_6Ca$, с этиловым спиртом в присутствии серной кислоты — $C_5H_{10}O_3$. Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите полученные соединения.
8. Предложите способ идентификации растворов:
 - а) глюкозы и натриевой соли глюконовой кислоты;
 - б) 2,3-дихлорпропаналя и рибозы;
 - в) муравьиной кислоты и смеси уксусной кислоты и глюкозы;
 - г) рибозы и смеси этиленгликоля и формальдегида;
 - д) сахарозы, рибозы, пропанола и уксусного альдегида.
9. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) глюкоза $\rightarrow$ молочная кислота $\rightarrow$ 2-гидроксипропионат натрия
 - б) глюкоза $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ этаналь $\rightarrow$ уксусная кислота $\rightarrow$ ацетат натрия $\rightarrow$ метан
10. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$$\text{глюкоза} \xrightarrow{\text{спиртовое брожение}} \text{А} \xrightarrow{\text{дегидратация}} \text{Б} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{В} \xrightarrow{\text{KOH (водн.)}} \text{Г} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \text{Д} \xrightarrow{\text{Cl}_2, \text{УФ}} \text{Е}$$
 Сделайте то же самое, заменив на первой стадии спиртовое брожение на молочнокислое.
11. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) этан $\rightarrow$ метиловый эфир глюконовой кислоты
 - б) глюкоза $\rightarrow$ 2-хлорбутират натрия
 - в) глюкоза $\rightarrow$ этилбензол
 - г) уксусная кислота $\rightarrow$ сорбит
12. Предложите способы получения из сахарозы сложных эфиров бутанола-2 и пяти органических кислот, используя только неорганические вещества и ферменты.
13. В результате спиртового брожения глюкозы было получено 115 г этанола. Какой объем углекислого газа образовался при этом?
 Ответ. 56 л.
14. Молочнокислым брожением 450 г глюкозы было получено 100 г молочной кислоты. Вычислите выход продукта реакции в % от теоретического.
 Ответ. 22,22%.

15. Рассчитайте массу глюкозы, спиртовым брожением которой было получено 414 мл 96%-го этанола ($\rho = 0,8$ г/мл). Выход в реакции брожения — 80%.
Ответ. 777,6 г.
16. При нагревании спирта, полученного брожением глюкозы с концентрированной серной кислотой, получили 100 мл диэтилового эфира ($\rho = 0,925$ г/мл) с выходом 50%. Рассчитайте массу глюкозы, вступившей в реакцию спиртового брожения.
Ответ. 450 г.
17. В результате спиртового брожения виноградного сахара, содержащего 20% несahаристых примесей, было получено 600 мл 96%-го спирта ($\rho = 0,8$ г/мл). Какая масса виноградного сахара была подвергнута брожению? Какой объем (н. у.) углекислого газа выделился при этом?
Ответ. 1,125 кг; 224 л.
18. Рассчитайте массу 80%-й уксусной кислоты, которую можно получить из спирта, образующегося при брожении 100 кг глюкозы с выходом 50%.
Ответ. 41,67 кг.
19. Рассчитайте массу сахарозы, при гидролизе которой образуется столько глюкозы, что при брожении последней получается 180 г молочной кислоты с выходом 50%.
Ответ. $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 684$ г.
20. Масса осадка, образовавшегося при нагревании раствора моносахарида с избытком аммиачного раствора оксида серебра, была в 1,2 раза больше массы углевода. Определите формулу углевода.
Ответ. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
21. Образец моносахарида разделили на две равные части. Одну часть сожгли в избытке кислорода, а другую подвергли полному гидрированию. Масса образовавшегося углекислого газа была в 132 раза больше массы водорода, пошедшего на гидрирование. Определите формулу углевода.
Ответ. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
22. При спиртовом брожении глюкозы получен газ, который прореагировал с 80 г раствора гидроксида натрия ($\omega = 30\%$) с образованием средней соли. Рассчитайте массу 60%-го раствора этанола, который была получен при этом.
Ответ. 23 г.
23. При действии избытка гидрокарбоната натрия на молочную кислоту, полученную в результате молочнокислого брожения глюкозы, выделился газ объемом 8,96 л (н. у.). Определите массу глюкозы, подвергнутой брожению.
Ответ. 36 г.
24. Определите массу 10%-го раствора глюкозы, который был подвергнут маслянокислому брожению, если при этом выделилось столько газа, сколько образуется при сгорании 34,5 мл этанола ($\rho = 0,8$ г/мл).
Ответ. 720 г.
25. Газ, выделившийся при спиртовом брожении 90 г глюкозы, пропустили через 661 мл 8%-го раствора гидроксида кальция ($\rho = 1,05$ г/мл). Осадок отделили и прокалили. Определите массовые

доли веществ в полученном растворе и массу остатка после прокаливании. Выход глюкозы в реакции брожения — 90%.

Ответ. $\omega[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2] = 3,61\%$, $m(\text{CaO}) = 33,6$ г.

26. Смесь глюкозы с сахарозой обработали избытком аммиачного раствора оксида серебра, при этом выделилось 4,32 г осадка. В результате сгорания такого же количества смеси выделился газ, при пропускании которого через 61,1 мл 20%-го раствора КОН ($\rho = 1,1$ г/мл) получили раствор, содержащий кислую соль. Определите массу смеси углеводов.

Ответ. $m = 7,02$ г.

27. Глюкозу массой 63 г подвергли анаэробному ферментативному брожению. В результате совместного спиртового, маслянокислого и молочнокислого брожения выделилось 17,92 л (н. у.) газообразных продуктов общей массой 22,6 г. Определите, в каком молярном соотношении глюкоза подверглась каждому виду брожения.

Ответ. 2 : 3 : 2.

28. Образец целлюлозы массой 97,2 г обработали раствором нитрующей смеси массой 252 г. В реакцию нитрования вступила азотная кислота, составляющая 40% от массы исходной нитрующей смеси. Определите массы полученных ди- и тринитратов целлюлозы.

Ответ. $m[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_3(\text{ONO}_2)_2] = 50,4$ г, $m[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{ONO}_2)_3] = 118,8$ г.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Наличие пяти гидроксигрупп в молекуле глюкозы может быть доказано взаимодействием ее с
 - бромной водой
 - уксусной кислотой
 - аммиачным раствором оксида серебра
 - этиловым спиртом
 - уксусным ангидридом
- Реакция «серебряного зеркала» характерна для
 - глюкозы
 - сахарозы
 - глицерина
 - формальдегида
 - муравьиной кислоты
- В результате полного окисления глюкозы в организме образуются вещества
 - CO_2
 - NH_3
 - CO
 - H_2O
 - N_2
- При окислении глюкозы аммиачным раствором оксида серебра образуются
 - соль глюконовой кислоты
 - глюконовая кислота
 - вода
 - сорбит
 - металлическое серебро
- Как альдегид и как спирт глюкоза взаимодействует с
 - $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
 - H_2
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - NaOH
 - CH_3COOH
- Углеводами, содержащими более одного фрагмента моносахарида, являются
 - глюкоза
 - фруктоза
 - сахароза
 - крахмал
 - целлюлоза
- Вещества, образующиеся при брожении глюкозы, — это
 - молочная кислота
 - CO_2
 - этанол
 - CO
 - масляная кислота

8. Продуктами гидролиза крахмала могут быть
 1) глюкоза 2) фруктоза 3) мальтоза
 4) декстрины 5) рибоза
9. Целлюлоза вступает в реакции
 1) горения 2) гидролиза 3) нитрования
 4) хлорирования 5) ацилирования
10. Установите соответствие между молекулярной формулой органического вещества и классом (группой) веществ, к которому оно относится.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА КЛАСС (ГРУППА) ВЕЩЕСТВ

А) $C_5H_{10}O_5$

Б) C_5H_8

В) C_3H_{10}

Г) $C_6H_{12}O_6$

1) алкины

2) арены

3) углеводы

4) простые эфиры

5) многоатомные спирты

6) карбоновые кислоты

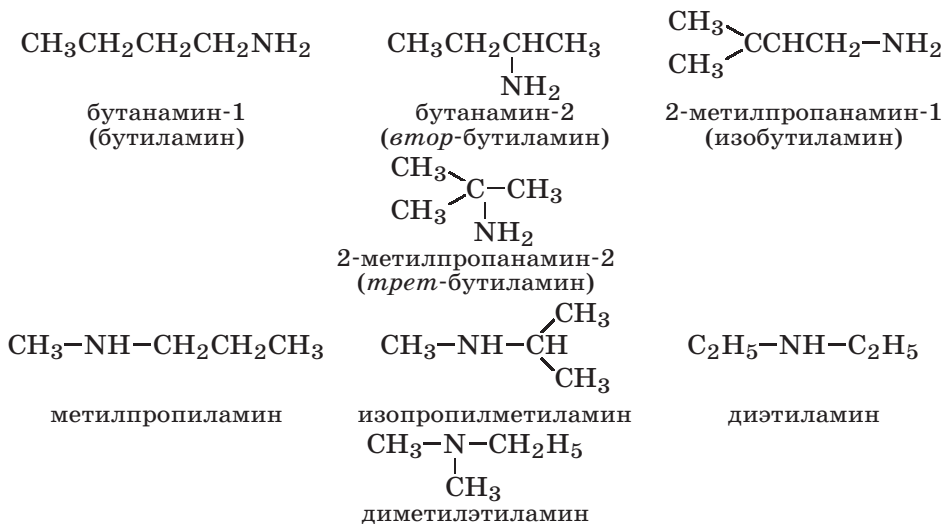
А	Б	В	Г

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



Амины — производные аммиака, в котором один, два или три атома водорода замещены на органический радикал (первичные, вторичные и третичные амины соответственно). Существуют также четвертичные аммонийные соединения, которые можно рассматривать как производные иона аммония, в котором все четыре атома водорода замещены на органические радикалы.

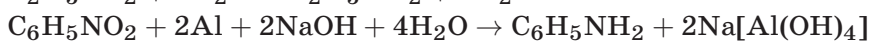
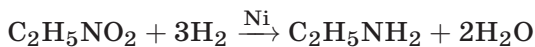
Структурная изомерия аминов включает изомерию положения аминогруппы, изомерию углеродного скелета, а также изомерию между первичными, вторичными и третичными аминами. Например, для амина формулы $C_4H_{11}N$ существуют следующие изомеры:



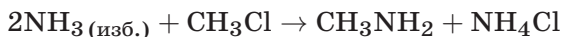
Низшие амины (до трех атомов водорода) — газообразные вещества, хорошо растворимые в воде. Высшие амины — жидкие или твердые, ограниченно растворимые в воде.

38.1. Получение аминов

1. Восстановление нитросоединений (водородом на никелевом катализаторе при нагревании или водородом в момент выделения):



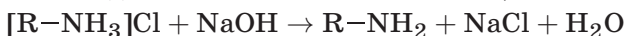
2. Алкилирование аммиака и аминов:



3. Восстановление амидов:



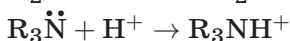
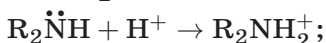
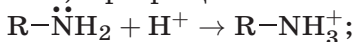
4. Взаимодействие солей аминов с щелочами:



38.2. Химические свойства аминов

1. Основные свойства аминов.

Амины являются органическими основаниями. Это связано с наличием у атома азота (аналогично аммиаку) неподеленной электронной пары, за счет которой амины могут присоединять протон, превращаясь в аммонийные ионы:



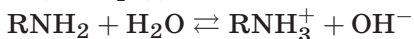
Основность аминов зависит от природы и числа углеводородных радикалов, связанных с атомом азота. Насыщенные амины более сильные основания, чем аммиак, что обусловлено положительным индуктивным эффектом углеводородных радикалов. В то же время ароматические амины — очень слабые основания за счет сопряжения неподеленной электронной пары азота с ароматической электронной системой.



Среди алифатических аминов (в случае одинаковых радикалов) основность уменьшается в ряду:

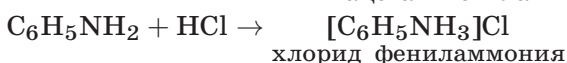
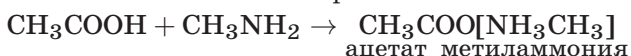
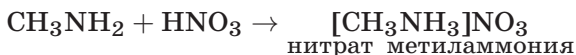
вторичные амины > первичные амины > третичные амины.

В водных растворах алифатические амины, как и аммиак, обратимо отнимают протон от молекулы воды, образуя гидроксиды органических аммонийных ионов. Эти растворы имеют щелочную реакцию среды:

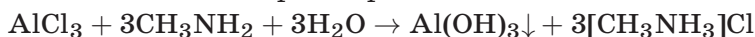


Ароматические амины с водой практически не реагируют.

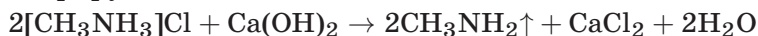
Взаимодействуя с неорганическими или органическими кислотами, амины образуют соли:



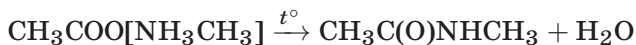
Подобно аммиаку, алифатические амины осаждают малорастворимые основания из растворов солей металлов:



Соли аминов при взаимодействии с сильными основаниями регенерируют амины:

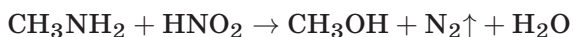


Соли аминов, образованные органическими кислотами, при нагревании легко теряют воду, превращаясь в амиды:

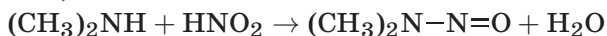


2. Взаимодействие с азотистой кислотой (качественная реакция, позволяющая различить первичные, вторичные и третичные амины).

а) Первичные алифатические амины реагируют с выделением азота:



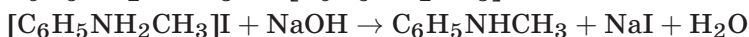
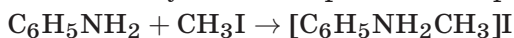
б) Вторичные амины образуют окрашенные соединения (нитрозо-амины):



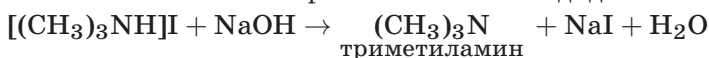
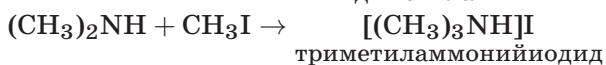
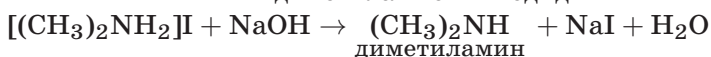
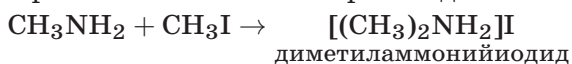
в) Алифатические третичные амины с HNO_2 не реагируют.

3. Взаимодействие аминов с галогенопроизводными (алкилирование аминов).

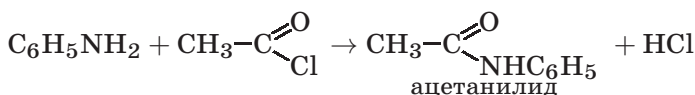
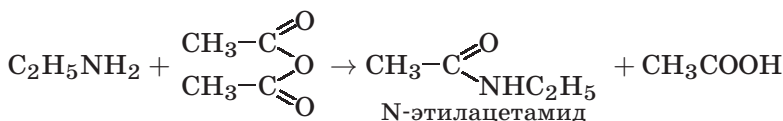
Способ получения вторичных и третичных аминов:



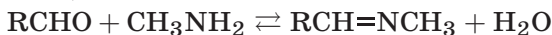
При избытке галогенопроизводного:



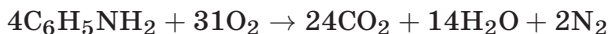
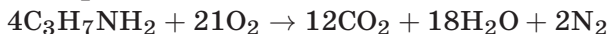
4. Взаимодействие с ангидридами и хлорангидридами карбоновых кислот (ацилирование):



5. Взаимодействие с альдегидами и кетонами (образование иминов):

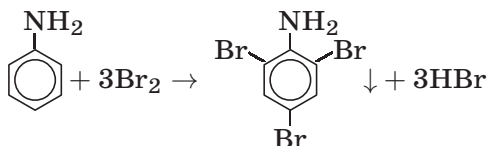


6. Горение (образуется углекислый газ, вода и азот):



7. Особенности ароматических аминов (рассмотрим на примере анилина).

Аминогруппа сильно активирует ароматическое кольцо в реакциях электрофильного замещения, поэтому анилин реагирует с бромной водой при комнатной температуре и без катализатора с выпадением осадка 2,4,6-триброманилина (качественная реакция на ароматические амины):



8. Окисление.

Другая качественная реакция на ароматические амины — образование продуктов с интенсивным фиолетовым окрашиванием при действии хлорной извести.

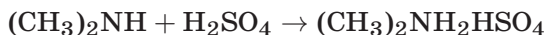


Примеры решения задач

Пример 1. Массовая доля водорода как элемента в смеси этана и диметиламина равна 16,66%. Какой объем этой смеси надо пропустить в 215 мл 20%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,14 г/мл, чтобы получить кислоту соль?

Решение:

1. Напишем уравнение реакции:



2. Определим количество вещества серной кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 215 \cdot 1,14 \cdot \frac{0,2}{98} = 0,5 \text{ моль.}$$

3. Определим количество вещества этана в смеси:

$$n(\text{амин}) = n(\text{кислоты}) = 0,5 \text{ моль.}$$

Пусть $n(\text{этана}) = x$ моль, тогда $n(\text{H})$ в этане = $6x$ моль;

$$n(\text{H}) \text{ в амине} = 7 \cdot 0,5 = 3,5 \text{ моль.}$$

4. Выразим массу смеси: $m(\text{смеси}) = 30x + 45 \cdot 0,5 = 30x + 22,5 \text{ г.}$

$$\omega(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{смеси})}; \quad \frac{6x + 3,5}{30x + 22,5} = 0,1666 \text{ (16,66\%).}$$

5. Отсюда

$$36x + 21,6 = 30x + 22,5; \quad 6x = 0,9; \quad x = 0,15;$$

$$n(\text{смеси}) = 0,15 + 0,5 = 0,65 \text{ моль;}$$

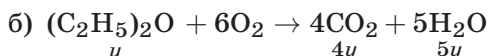
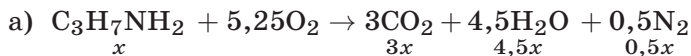
$$V(\text{смеси}) = 0,65 \cdot 22,4 = 14,56 \text{ л.}$$

Пример 2. Смесь пропиламина и диэтилового эфира полностью сожгли в кислороде. Продукты сгорания пропустили через колбу с раствором концентрированной серной кислоты. Масса колбы при этом увеличилась на 133,65 г. Объем газообразных продуктов на выходе из колбы составил 132,75 л (н. у.). Найдите массовую долю эфира в исходной смеси.

Решение:

1. Пусть $n(\text{амин}) = x$ моль, а $n(\text{эфира}) = y$ моль.

2. Напишем уравнения реакций:



Из полученных продуктов сгорания раствором серной кислоты поглощается только вода, следовательно, масса воды составляет 133,65 г. Тогда $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{133,65}{18} = 7,425$ моль.

3. Из уравнений (а) и (б) следует, что количество вещества воды равно $4,5x + 5y$. Отсюда $4,5x + 5y = 7,425$ моль.

4. Определим количество вещества газообразных продуктов:

$$n(\text{газов}) = \frac{132,75}{22,4} = 5,926 \text{ моль.}$$

В соответствии с уравнениями (а) и (б)

$$n(\text{газов}) = n(\text{CO}_2) + n(\text{N}_2) = 3x + 4y + 0,5x.$$

5. Составим и решим систему уравнений с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} 4,5x + 5y = 7,425 \\ 3,5x + 4y = 5,926 \end{cases} \begin{cases} x = 0,15, \\ y = 1,35. \end{cases}$$

6. Рассчитаем массы амина и эфира:

$$m(\text{амин}) = 0,15 \cdot 59 = 8,85 \text{ г;}$$

$$m(\text{эфира}) = 1,35 \cdot 74 = 99,9 \text{ г.}$$

7. Масса смеси $8,85 + 99,9 = 108,75$ г, следовательно, массовая доля эфира равна:

$$\omega(\text{эфира}) = \frac{99,9}{108,75} = 0,9186 \text{ (91,86\%).}$$



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- К перечисленным веществам допишите еще одно, в результате чего должно получиться три пары изомеров: ацетон, метилацетат, бутиламин, пропаналь, диэтиламин. Напишите формулы всех веществ и укажите эти пары.
- К перечисленным веществам допишите еще одно, в результате чего должно получиться три пары ближайших гомологов: триметиламин, бутанол-2, этилакрилат, диметилэтиламин, изопропиловый спирт.

3. Определите какие два вещества и при каких условиях вступили в реакцию, если в результате образовались следующие соединения (продукты реакции указаны без коэффициентов):

- а) хлорид фениламмония; б) $C_3H_7OH + N_2 + H_2O$;
в) метилфениламин, иодид натрия, вода; г) $CO_2 + N_2 + H_2O$;
д) этанол, азот и вода; е) ацетанилид и хлороводород.

Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

4. Предложите способы идентификации химическими методами следующих веществ (напишите уравнения химических реакций, укажите наблюдаемые явления — выпадение осадка, изменение окраски, выделение газа и т. п.):

- а) анилин и фенол;
б) анилин, гексан и масляная кислота;
в) глицерин, анилин и пропаналь;
г) формиат натрия, феноксид натрия и хлорид метиламмония;
д) муравьиная кислота, 1,2-дихлорбутан и анилин;
е) хлоруксусная кислота, этиловый эфир муравьиной кислоты, гидрохлорид анилина и фруктоза;
ж) хлорид этиламмония, анилин и этилформиат;
з) анилин, бензойная кислота, фенол и метаналь;
и) 1,2,3-трихлорпропан, 1-хлорпропан, анилин и формиат натрия;
к) этиламин и аммиак
л) глицерин, анилин, формиат натрия и пропаналь;
м) анилин и пропиламин
н) глицерин, анилин, формиат натрия и ацетат калия.

5. Предложите способ разделения химическими методами смеси фенола, бензола и анилина на составляющие ее компоненты и выделения каждого вещества в чистом виде. (Все вещества взяты при температуре $45^\circ C$ и являются жидкостями.)

6. Предложите способы осуществления указанных ниже превращений, используя, кроме указанных исходных веществ, только неорганические вещества, продукты их взаимодействия, а также необходимые катализаторы. Напишите уравнения всех химических реакций, укажите условия их протекания.

- а) метан $\rightarrow$ анилин
б) карбид алюминия $\rightarrow$ ацетат метиламмония
в) карбид алюминия $\rightarrow$ формиат этиламмония
г) карбид кальция $\rightarrow$ формиат фениламмония
д) пропен $\rightarrow$ диизопропиламин

7. Опишите с помощью уравнений химических реакций процессы, последовательно протекающие при пропускании в нижеприведенные смеси избытка хлороводорода и последующей обработке полученной реакционной массы избытком водного раствора NaOH при нагревании:

- а) диэтиламин и метиловый эфир акриловой кислоты;
б) ацетат аммония и этиловый эфир молочной кислоты;
в) пропионат этиламмония и этиловый эфир метакриловой кислоты;
г) раствор фенола и анилина в этилакрилате.

8. Опишите с помощью уравнений химических реакций процессы, последовательно протекающие при добавлении в нижеприведенные смеси избытка бромной воды и дальнейшем нагревании полученной реакционной массы с избытком водного раствора КОН:
- анилин, изопрен и этилпропионат;
 - стирол, анилин и фенол;
 - фенол, анилин и жир, содержащий остатки олеиновой кислоты.
9. Опишите процессы, последовательно протекающие при добавлении избытка натрия в раствор фенола и анилина в метаноле, растворении полученной смеси в воде и добавлении в раствор избытка HCl.
10. Опишите процессы, последовательно протекающие при добавлении избытка водного раствора NaOH в раствор фенола и фениламмоний-хлорида в этаноле и последующем насыщении полученной смеси избытком углекислого газа.
11. Определите формулу первичного амина, хлороводородная соль которого содержит 43,56% хлора.
Ответ. $C_2H_5NH_2$.
12. 36 г первичного амина сожгли в избытке кислорода. Полученную газовую смесь после удаления кислорода пропустили через избыток раствора гидроксида калия. Объем газа, не поглощенного щелочью, составил 8,96 л (н. у.). Определите формулу амина.
Ответ. $C_2H_5NH_2$.
13. После сжигания смеси метиламина и этанола и приведения продуктов сгорания к н. у. было получено 17,92 л газовой смеси в 10 раз тяжелее гелия. Вычислите массовые и молярные доли метиламина и этанола в исходной смеси.
Ответ. $\omega(CH_3NH_2) = 72,94\%$, $\omega(C_2H_5OH) = 27,06\%$; $\chi(CH_3NH_2) = 80\%$, $\chi(C_2H_5OH) = 20\%$.
14. 20 л (н. у.) смеси метана, этана и метиламина пропустили через раствор HCl, при этом объем смеси уменьшился на 8 л. На сжигание такого же количества исходной смеси потребовался 51 л кислорода (н. у.). Определите состав исходной смеси в % по объему.
Ответ. $\varphi(CH_4) = \varphi(C_2H_6) = 30\%$, $\varphi(CH_3NH_2) = 40\%$.
15. Некоторое количество смеси хлорида аммония и хлорида метиламмония обработали водным раствором гидроксида натрия при нагревании. Выделившийся газ сожгли в избытке кислорода, а образовавшиеся продукты сгорания пропустили через избыток водного раствора гидроксида кальция, при этом образовалось 2,5 г осадка. Такое же количество исходной смеси растворили в воде и обработали избытком водного раствора нитрата серебра, при этом выделилось 10,76 г осадка. Определите состав исходной смеси в массовых долях.
Ответ. $\omega(NH_4Cl) = 61,32\%$, $\omega(CH_3NH_3Cl) = 38,68\%$.
16. При пропускании смеси метиламина и бутана через колбу с соляной кислотой масса колбы увеличилась на 7,75 г. Массовая доля бутана в исходной смеси равна 25%. Определите объем исходной газовой смеси.
Ответ. 6,6 л.
17. При пропускании смеси пропана и триметиламина через склянку с разбавленной азотной кислотой масса склянки увеличилась

на 3,54 г. Массовая доля азота как элемента в исходной смеси равна 10%. Определите объем пропущенной смеси газов.

Ответ. 3,808 л.

18. Смесь пропиламина и диэтилового эфира полностью сожгли в минимально необходимом количестве кислорода. Продукты сгорания пропустили через колбу с раствором концентрированной серной кислоты. Масса колбы при этом увеличилась на 171 г. Объем газообразных продуктов на выходе из колбы составил 168 л (н. у.). Найдите массовую долю эфира в исходной смеси.

Ответ. $\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = 55,64\%$.

19. Смесь диметиламина, *втор*-бутиламина и метилпропиламина общей массой 29,2 г сожгли в двухкратном по сравнению с необходимым объеме кислорода. Определить объемную долю кислорода в конечной смеси после конденсации паров воды.

Ответ. $\varphi(\text{O}_2) = 60\%$.

20. Смесь диметиламина, этиламина и метана общей массой 18,6 г с относительной плотностью по неону 1,1625 смешали с 6,72 л (н. у.) бромоводорода. Определите, во сколько раз изменилась относительная плотность газовой смеси по неону после реакции.

Ответ. Увеличилась в 1,087 раза.

21. 65,325 г смеси хлорида фенилammония и этилового эфира одноосновной кислоты прореагировали с 240 г 10%-го водного раствора гидроксида натрия. Такое же количество хлорида фенилammония, что и в исходной смеси, может быть получено восстановлением 18,45 г нитробензола в соляной кислоте. Определите состав исходной смеси в массовых долях и строение сложного эфира.

Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2\text{Cl}) = 29,7\%$, $\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{COOC}_2\text{H}_5) = 70,3\%$.

22. Для нейтрализации 50 г спиртового раствора смеси анилина и фенола потребовалось 103,7 мл 5%-го раствора KOH с плотностью 1,07 г/мл, а при добавлении к такой же порции исходного раствора избытка бромной воды получили 39,7 г осадка. Определите массовые доли анилина и фенола в исходном растворе.

Ответ. $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 3,72\%$, $\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 18,8\%$.

23. Рассчитайте массу триметиламина, которую следует растворить в 20 г 17,1% раствора сульфата алюминия для полного осаждения ионов алюминия.

Ответ. 3,54 г.

24. Некоторое количество диметиламина сожгли в избытке кислорода, продукты сгорания растворили в 106,2 мл раствора KOH с массовой долей 14% и плотностью 1,134 г/мл. Определите объем сожженного амина, если в результате реакции образовалось две соли, а массовая доля гидрокарбоната калия в полученном растворе составила 8%.

Ответ. 2,24 л.

25. Хлороводород пропустили через водный раствор алифатического амина. После этого раствор упарили досуха и получили твердое белое вещество, содержащее 37,17% хлора по массе. При исследовании химических свойств исходного амина установлено, что при взаимодействии с азотистой кислотой выделяется азот. На основании данных условия задачи:

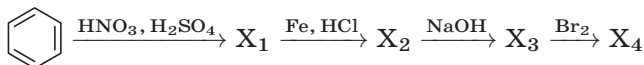
1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы исходного амина;

- 2) запишите его молекулярную и структурную формулы;
- 3) напишите уравнения реакций исходного амина с хлороводородом и азотистой кислотой.

Ответ. Бутанамин-2.

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. Водные растворы данных соединений имеют щелочную среду:
 - 1) метиламин
 - 2) метилэтиламин
 - 3) этанол
 - 4) фенол
 - 5) хлорид метиламмония
2. Вторичными аминами являются
 - 1) изопропиламин
 - 2) диэтиламин
 - 3) анилин
 - 4) триметиламин
 - 5) метилэтиламин
3. Водный раствор метиламина взаимодействует с
 - 1) серной кислотой
 - 2) раствором хлорида алюминия
 - 3) гидроксидом натрия
 - 4) толуолом
 - 5) кислородом
 - 6) оксидом серы(VI)
4. Выберите верные утверждения.
 - 1) анилин легче реагирует с бромом, чем бензол
 - 2) анилин является более сильным основанием, чем аммиак
 - 3) анилин хорошо растворяется в воде
 - 4) анилин реагирует с фенолом
 - 5) анилин реагирует с соляной кислотой
5. Расположите приведенные соединения в порядке увеличения основных свойств (в порядке возрастания основности).
 - 1) CH_3NH_2
 - 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
 - 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$
 - 4) NH_3
 - 5) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$
6. Анилин реагирует с
 - 1) раствором едкого натра
 - 2) бромной водой
 - 3) карбонатом калия
 - 4) бромоводородом
 - 5) кислородом
 - 6) серной кислотой
7. Для получения хлорида метилэтиламмония можно использовать реакции
 - 1) метилэтиламина с хлороводородом
 - 2) метиламина с этилхлоридом
 - 3) этиламина с метилхлоридом
 - 4) аммиака с метилхлоридом
 - 5) нитроэтана с метилхлоридом
8. В цепочке превращений



неизвестными веществами X являются

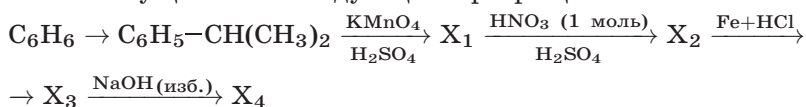
- 1) анилин
 - 2) нитробензол
 - 3) хлорид фениламмония
 - 4) 2,4,6-триброманилин
 - 5) *мета*-броманилин
9. К анилину относятся следующие характеристики:
 - 1) вещество, хорошо растворимое в воде
 - 2) наличие сопряжения неподеленной электронной пары азота с ароматической электронной системой

- 3) взаимодействие с бромной водой с образованием 2,4,6-триброманилина
- 4) взаимодействует с бромной водой с образованием 1,3,5-триброманилина
- 5) сильное основание, водный раствор которого изменяет окраску индикатора фенолфталеина
- 6) может быть получен из нитробензола по реакции Зинина
- 7) может быть получен из хлорбензола по реакции Вюрца

10. Анилин взаимодействует с

- | | |
|-------------------------|-------------------|
| 1) гидроксидом калия | 2) толуолом |
| 3) пропионовой кислотой | 4) хлороводородом |
| 5) хлором | 6) метаном |

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



12. Запишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия осуществления первых двух реакций и дайте название веществу X.

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



14. Некоторое вещество, представляющее собой органическую соль, содержит по массе 12,79% азота, 43,84% углерода, 32,42% хлора, остальное — водород, и образуется при взаимодействии первичного амина с хлорэтаном. На основании данных условия задачи:

- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
- 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
- 3) напишите уравнение реакции получения исходного вещества из первичного амина и хлорэтана.

15. Соль первичного амина прореагировала с нитратом серебра, в результате чего выделился осадок бромид серебра и образовалось органическое вещество, содержащее по массе 27,79% азота, 53,96% кислорода, 12,77% углерода, остальное — водород. На основании данных условия задачи:

- 1) установите молекулярную формулу исходного вещества;
- 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
- 3) напишите уравнение реакции исходного вещества с нитратом серебра.

АМИНОКИСЛОТЫ, ПЕПТИДЫ, БЕЛКИ

39.1. Аминокислоты

Аминокислоты — органические соединения, содержащие карбоксильную и аминогруппу в составе одной молекулы:



39.1.1. Классификация аминокислот

- В зависимости от взаимного расположения функциональных групп различают α -, β -, γ - и т. д. аминокислоты:



α -аминомасляная
кислота



β -аминомасляная
кислота



γ -аминомасляная
кислота



δ -аминовалериановая кислота



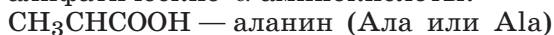
ω -аминокапроновая кислота

В состав белков входят исключительно α -аминокислоты. Наиболее часто встречаются 20 из них. Все они имеют тривиальные названия и часто записываются в виде трехбуквенных (русских или латинских) обозначений, например:

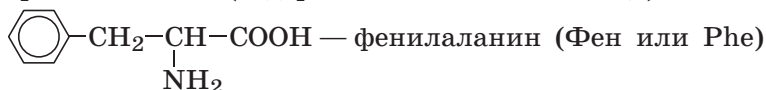


- В зависимости от характера органического радикала различают:

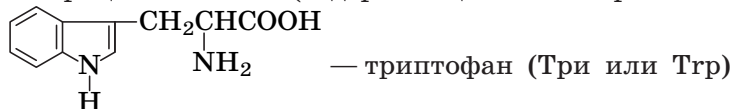
- алифатические α -аминокислоты:



- ароматические (содержат бензольное кольцо):

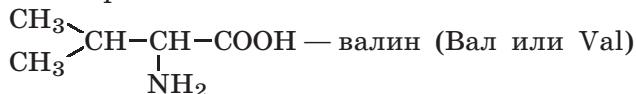


- гетероциклические (содержат цикл с гетероатомом):

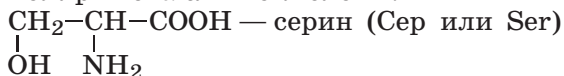


- В зависимости от полярности органического радикала различают:

- неполярные α -аминокислоты:

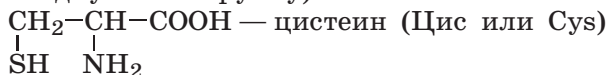


- полярные α -аминокислоты:

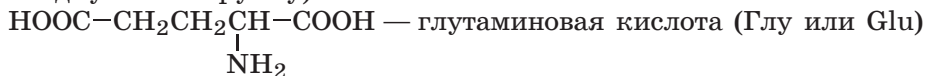


4. В зависимости от кислотно-основных свойств различают:

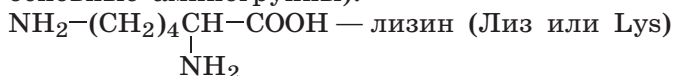
- нейтральные α -аминокислоты (содержат одну карбоксильную и одну аминогруппу):



- кислые α -аминокислоты (содержат две карбоксильные группы и одну аминогруппу):

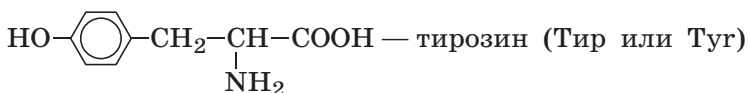


- основные α -аминокислоты (содержат одну карбоксильную и две основные аминогруппы):



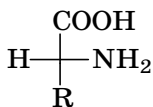
5. В зависимости от возможности синтеза в живом организме аминокислоты делят на заменимые (могут быть синтезированы из других продуктов метаболизма) и незаменимые (не могут синтезироваться в организме в достаточном количестве и должны поступать с пищей).

Аминокислоту тирозин называют *условно заменимой*, так как она может синтезироваться в организме только при условии достаточного количества другой аминокислоты — фенилаланина.

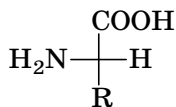


39.1.2. Стереизомерия α -аминокислот

Молекулы всех α -аминокислот (за исключением простейшей — глицина) содержат асимметрический атом углерода и могут существовать в виде по меньшей мере, двух стереоизомеров (энантиомеров или оптических изомеров):



D-изомер



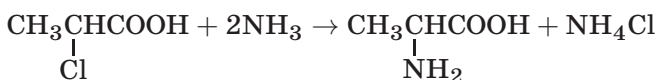
L-изомер

В состав белков входят исключительно аминокислоты L-ряда.

39.1.3. Получение аминокислот

1. Гидролиз белков. В результате полного гидролиза белков образуется смесь α -аминокислот.

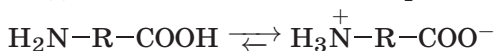
2. Обработка галогенсодержащих карбоновых кислот избытком аммиака:



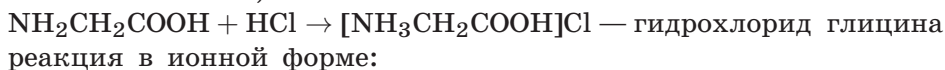
39.1.4. Химические свойства аминокислот

1. Кислотно-основные свойства.

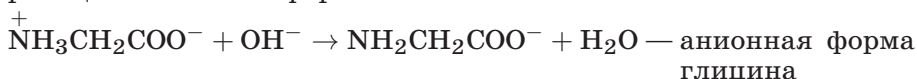
Приведенные выше формулы аминокислот не соответствуют их истинному строению. Наличие в составе молекулы одновременно и кислотной карбоксильной группы, и основной аминогруппы приводит к их взаимной нейтрализации:



Поэтому аминокислоты и в твердом кристаллическом состоянии, и при их растворении в воде существуют в виде диполярных ионов. Являясь амфотерными соединениями, аминокислоты образуют соли и с кислотами, и с основаниями:

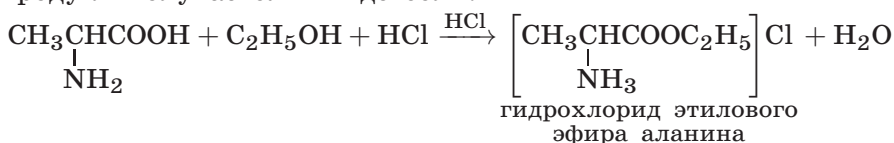


реакция в ионной форме:

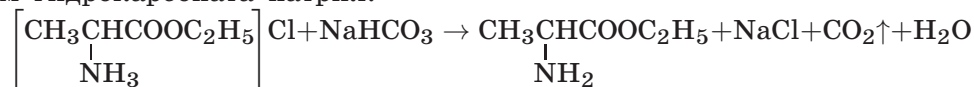


2. Реакции по карбоксильной группе.

Аминокислоты вступают в большинство химических реакций, характерных для обычных карбоновых кислот, например в реакцию этерификации со спиртами. Поскольку эта реакция катализируется кислотами, реагирует не сама аминокислота, а ее катионная форма, и продукт получается в виде соли:



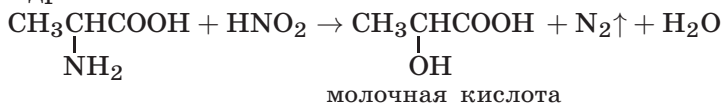
Для выделения сложного эфира соль затем обрабатывают раствором гидрокарбоната натрия:



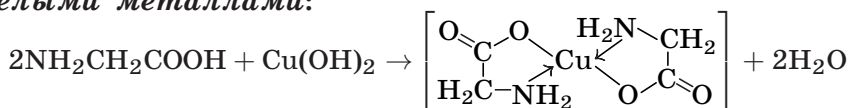
3. Реакции по NH_2 -группе.

Аминокислоты вступают во многие реакции, характерные для аминов (реакции алкилирования, ацилирования и др.).

Под действием азотистой кислоты аминокислоты превращаются в гидроксикислоты:



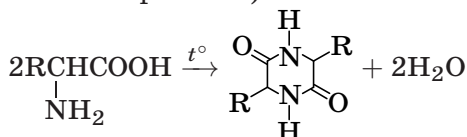
4. Образование окрашенных комплексных соединений с тяжелыми металлами:



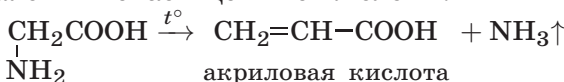
Эта реакция может рассматриваться как качественная на α -аминокислоты.

5. Отношение аминокислот к нагреванию.

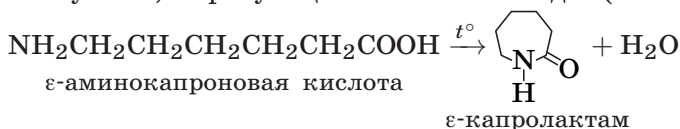
а) При нагревании α -аминокислот происходит образование гетероциклических соединений, содержащих два фрагмента аминокислоты (дикетопиперазинов):



б) β-Аминокислоты при нагревании отщепляют аммиак, превращаясь в ненасыщенные кислоты:

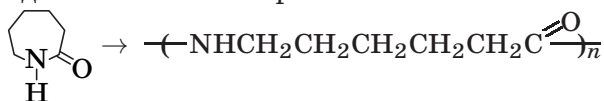


в) Аминокислоты, в которых аминокгруппа удалена от карбоксильной группы на три или более атома углерода, при нагревании циклизуются, образуя циклические амиды (лактамы):



Все эти реакции катализируются кислотами.

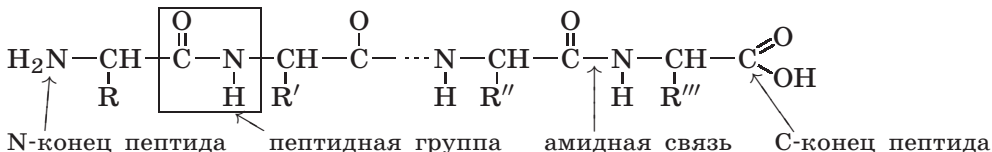
Полимеризацией капролактама получают синтетическое полиамидное волокно капрон:



39.2. Пептиды и белки

Пептидами называют органические соединения, состоящие из фрагментов аминокислот, связанных между собой пептидными (амидными) связями.

Общая формула линейного пептида, состоящего из фрагментов α -аминокислот:



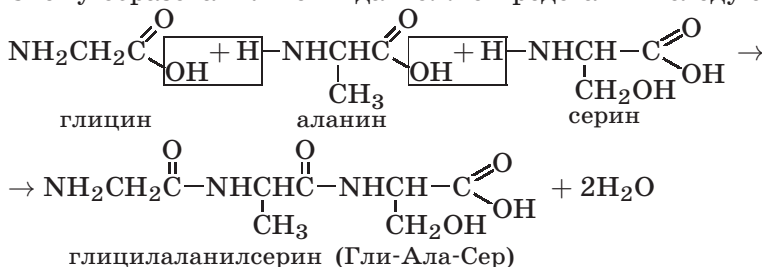
Пептиды, включающие в состав молекулы до 10 остатков аминокислот, называют олигопептидами (дипептиды, трипептиды, тетрапептиды и т. д.); более 10 — полипептидами.

Многие природные пептиды являются важными биорегуляторами. Проявление физиологической активности пептидов связано с их аминокислотным составом и последовательностью расположения аминокислотных остатков в пептидной цепи.

39.2.1. Синтез пептидов

Получение пептидов — довольно сложная химическая задача. В-первых, аминокислоты непосредственно не могут взаимодействовать друг с другом с образованием линейных пептидов. В-вторых, если даже допустить, что можно создать условия образования пептидных связей и взять смесь двух аминокислот (например, глицина и аланина), число возможных синтезированных дипептидов будет четыре — Гли-Ала, Ала-Гли, Гли-Гли и Ала-Ала. Поэтому пептидный синтез (как в лаборатории, так и живом организме) включает несколько операций — защиту лишних функциональных групп, активирование карбоксильной группы, собственно синтез пептидной связи и, наконец, снятие защитных групп. При синтезе пептидов, состоящих из более чем двух фрагментов аминокислот, эти операции приходится повторять неоднократно.

Схему образования пептида можно представить следующим образом:



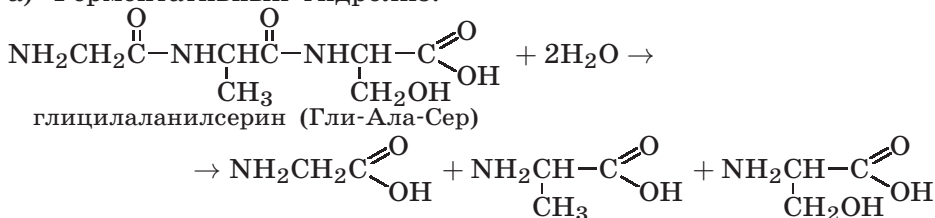
39.2.2. Химические свойства пептидов

Химические свойства пептидов аналогичны свойствам аминокислот — они также обладают амфотерными свойствами, возможны реакции по аминогруппе, по карбоксильной группе, а также химические превращения в органических радикалах.

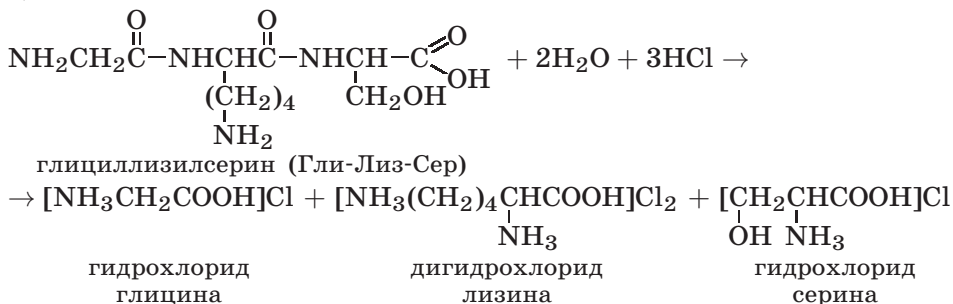
Кроме того, для них характерна реакция **гидролиза**, которая может протекать в кислой или щелочной среде. В зависимости от характера среды продуктами гидролиза будут соли аминокислот по NH_2 -группе или по COOH -группе соответственно.

В присутствии специальных ферментов (пептидаз) в кислых и щелочных средах пептиды гидролизуются до свободных аминокислот или их солей.

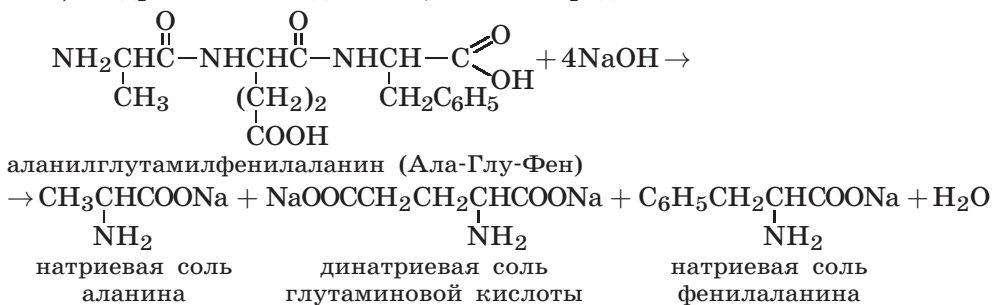
а) Ферментативный гидролиз:



б) Гидролиз пептидов в кислой среде:



в) Гидролиз пептидов в щелочной среде:

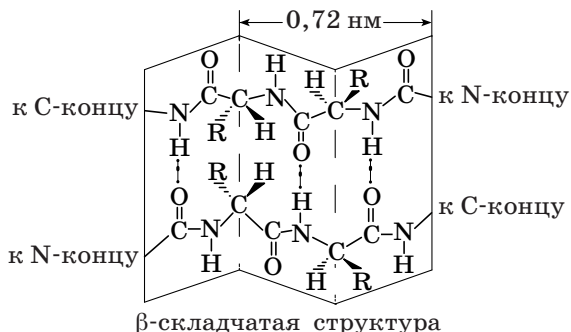
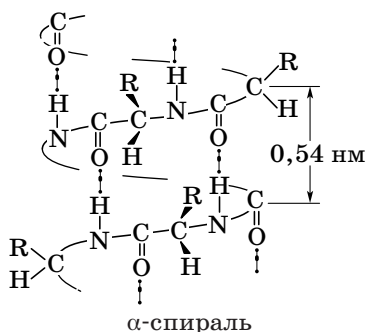


39.2.3. Строение и свойства белков

Белки — сложные биополимеры, выполняющие разнообразные функции в живом организме (структурные, ферментативные, поддержания кислотно-основного равновесия и др.).

Первичная структура белка — последовательность фрагментов α-аминокислот в полипептидной цепи.

Вторичная структура белка — α-спираль или β-складчатая структура, образующаяся при помощи водородных связей между фрагментами аминокислот:



Третичная структура белка — клубкообразная структура, формирующаяся за счет водородных связей между удаленными фрагментами аминокислот, электростатических взаимодействий между разноименно заряженными группами (NH_3^+ и COO^-), гидрофобных

взаимодействий между радикалами неполярных аминокислот (валина, фенилаланина и др.) и дисульфидных (S–S) связей между фрагментами цистеина.

Многие белки имеют **четвертичную структуру** — комплекс нескольких белковых субъединиц, обладающих третичной структурой.

Качественные реакции на белки:

а) Реакция с гидроксидом меди в щелочной среде (биуретовая реакция) — образование окрашенных в красно-фиолетовый цвет комплексных соединений.

б) Реакция с азотной кислотой (ксантопротеиновая реакция) — окрашивание в желтый цвет за счет реакции нитрования бензольных колец фрагментов тирозина.

в) Реакция с солями свинца, серебра или ртути — выпадение серого осадка вследствие образования солей этих металлов с фрагментом –SH аминокислоты цистеина.

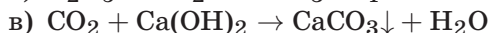
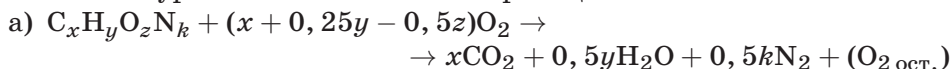


Пример решения задачи

Пример. Продукты сгорания 6 г аминокислоты в избытке кислорода пропустили через трубку с P_2O_5 , а затем через избыток раствора гидроксида кальция. Масса трубки с P_2O_5 увеличилась на 3,6 г, а масса выпавшего осадка оказалась равной 16 г. Объем газа, оставшегося после поглощения кислорода нагретым медным порошком, составил 896 мл (н. у.). Определите формулу аминокислоты.

Решение:

1. Напишем уравнения химических реакций:



2. В трубке с P_2O_5 поглощается вода; $n(H_2O) = \frac{3,6}{18} = 0,2$ моль;
 $n(H) = 0,4$ моль.

3. Раствор щелочи поглощает CO_2 ; $n(CaCO_3) = \frac{16}{100} = 0,16$ моль;
 $n(CO_2) = n(C) = 0,16$ моль.

4. После поглощения O_2 остается только N_2 ;
 $n(N_2) = \frac{0,896}{22,4} = 0,04$ моль; $n(N) = 0,08$ моль.

5. Рассчитаем массу кислорода в аминокислоте:
 $m(O) = m(\text{аминокислоты}) - m(C) - m(H) - m(N) =$
 $= 6 - 0,16 \cdot 12 - 0,4 \cdot 1 - 0,08 \cdot 14 = 2,56$ г;
 $n(O) = \frac{2,56}{16} = 0,16$ моль.

6. Таким образом, молярное соотношение

C : H : N : O (в аминокислоте) = 0,16 : 0,4 : 0,08 : 0,16 = 2 : 5 : 1 : 2.

Следовательно, **искомая формула** — $C_2H_5NO_2$, или NH_2-CH_2-COOH (глицин).



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

- К нижеперечисленным веществам допишите еще одно, в результате чего должно получиться три пары изомеров: метиловый эфир глицина, диметиламин, аланин, метиловый эфир аланина, аминокислотная кислота. Напишите формулы всех веществ и укажите пары изомеров.
- К нижеперечисленным веществам допишите одно, в результате чего должно получиться три пары ближайших гомологов: этилформиат, аланин, *пара*-этилтолуол, этилацетат, диметилбензол.
- Один из изомеров состава $C_7H_7NO_2$ реагирует с натрием, а также с растворами HCl и щелочи. Продукт восстановления другого изомера взаимодействует с растворами кислот. Приведите формулы изомеров и уравнения соответствующих химических реакций.
- Какие два вещества и при каких условиях вступили в реакцию, если в результате образовались следующие соединения (продукты реакции указаны без коэффициентов):
 а) акриловая кислота и аммиак; б) $NH_2-CH_2-COONa + C_2H_5OH$;
 в) молочная кислота, азот, вода г) $CO_2 + N_2 + H_2O$;
 д) $NH_2-CH_2-COONa + NaCl + H_2O$; е) $CH_3NH_2 + K_2CO_3$?
 Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
- Предложите способ идентификации изомеров, отвечающих формулам:
 а) $C_2H_5NO_2$; б) $C_3H_9NO_2$; в) $C_3H_7NO_2$.
- Предложите способ идентификации перечисленных веществ химическими методами (напишите уравнения химических реакций, укажите наблюдаемые явления — выпадение осадка, изменение окраски, выделение газа и т. п.):
 а) глюкоза, пальмитиновая кислота и тирозин;
 б) глюкоза, дипептид фенилаланил-тирозин и ацетат кальция;
 в) рибоза, дипептид глицил-глицин и формиат кальция;
 г) глюкоза, тирозин и ацетат кальция;
 д) гидрохлорид глицина, формиат натрия и ацетат натрия;
 е) аланин, глицерин, бутен-2-аль, пропаналь и метаналь;
 ж) этиламмонийхлорид, анилин, аланин и этилформиат;
 з) гидрохлорид валина, гидрохлорид анилина, формиат натрия и ацетат натрия;
 и) ацетат натрия, формиат метиламмония, гидрохлорид анилина и гидрохлорид глицина.
- Предложите химические способы разделения смеси на составляющие ее компоненты и выделения каждого вещества в чистом виде. Смесь включает: серин, гидрохлорид анилина, ацетат метиламмония, феноксид натрия (все вещества — в твердом виде).
- Предложите способ осуществления указанных превращений, используя (кроме указанных исходных веществ) только неорганические вещества, продукты их взаимодействия, а также необходимые катализаторы. Напишите уравнения химических реакций, укажите условия их протекания.
 а) 1-хлорпропан $\rightarrow$ аланин
 б) углерод $\rightarrow$ глицин
 в) карбид кальция $\rightarrow$ дипептид глицил-аланин

- г) глюкоза $\rightarrow$ глицин
 - д) крахмал $\rightarrow$ бутиловый эфир аланина
 - е) глюкоза $\rightarrow$ этиловый эфир 2-аминомасляной кислоты
 - ж) карбид алюминия, воздух, вода, хлор $\rightarrow$ глицин
9. Опишите с помощью уравнений химических реакций процессы, протекающие при пропускании через нижеприведенные смеси веществ избытка хлороводорода и последующей обработке полученной реакционной массы избытком водного раствора NaOH:
- а) ацетат этиламмония и метиловый эфир глицина;
 - б) фенол, акриловая кислота и глицин;
 - в) диэтиламин и пропиловый эфир глицина.
10. Опишите с помощью уравнений химических реакций процессы, протекающие при добавлении серной кислоты в нижеприведенные смеси веществ и последующем нагревании реакционной массы:
- а) раствор малых количеств аланина и ацетата натрия в пропанол-1;
 - б) раствор малых количеств глицина и пропионата кальция в этаноле;
 - в) раствор малых количеств метилового эфира валина и ацетата кальция в пропанол-2.
11. Опишите с помощью уравнений химических реакций процессы, проходящие при обработке смеси гидрохлорида аланина, акриловой кислоты и *втор*-бутилацетата избытком водного раствора КОН при нагревании и дальнейшем пропускании в полученную смесь хлороводорода до окончания всех реакций.
12. Какие соединения могут быть получены при насыщении бромоводородом продуктов щелочного гидролиза смеси метилакрилата и этилового эфира тирозина? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
13. Смесь двух спиртов пропустили над нагретым CuO, затем обработали избытком аммиачного раствора оксида серебра. Органический остаток подвергли хлорированию, а затем обработали избытком аммиака. В результате получили только один органический продукт — аланин. Назовите исходные спирты и приведите уравнения указанных химических реакций.
14. После последовательной обработки смеси двух алкилформиатов водным раствором NaOH при нагревании, хлороводородом, CuO при нагревании, подкисленным раствором перманганата калия органический остаток обрабатывали хлором, затем аммиаком. В результате получили один органический продукт — валин. Назовите исходные соединения и приведите уравнения соответствующих химических реакций.
15. Напишите структурные формулы всех возможных дипептидов, которые можно получить из приведенных ниже α -аминокислот:
- а) фенилаланин (2-амино-3-фенилпропановая кислота) и аспарагин (амид α -аминобутандиовой кислоты);
 - б) глутаминовая кислота и глицин;
 - в) валин (2-амино-3-метилбутановая кислота) и тирозин (2-амино-3-(4-гидроксифенил)-пропановая кислота);
 - г) лизин (2,6-диаминогексановая кислота) и серин (2-амино-3-гидроксипропановая кислота).

Для одного из них приведите уравнения химических реакций, происходящих при обработке водными растворами NaOH и HCl при: 1) комнатной температуре; 2) нагревании.

16. Трипептид сожгли в избытке кислорода, продукты сгорания пропустили через избыток раствора гидроксида кальция. Количества исходного трипептида и полученного осадка находились в мольном соотношении 1 : 8 (1 : 10; 1 : 17; 1 : 22). Предложите две возможные структурные формулы исходного трипептида. Для одного из них напишите уравнения химических реакций с водными растворами KOH и HBr на холоде и при нагревании.

17. К 500 г раствора серина с массовой долей 4,2% добавили 25 г раствора NaOH с массовой долей 48%. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $\omega(\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COONa}) = 4,84\%$, $\omega(\text{NaOH}) = 0,76\%$.

18. К 100 г водного раствора глицина прибавили 40,43 мл водного раствора этанола с массовой долей спирта 96% и плотностью 0,8 г/мл. Найдите массовую долю кислоты в исходном растворе, если оба вещества прореагировали полностью. Укажите условия протекания данной реакции.

Ответ. $\omega(\text{CH}_2(\text{NH}_2)\text{COOH}) = 50,625\%$.

19. К 80 г водного раствора, содержащего равные массы хлорида метиламмония и гидросульфата глицина, добавили 200 мл раствора KOH с молярной концентрацией 4 моль/л и плотностью 1,18 г/мл. Полученную смесь нагрели до полного удаления газообразного продукта. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе, если суммарное количество веществ в исходной смеси было равно 0,2 моль.

Ответ. $\omega(\text{KCl}) = 3,43\%$, $\omega(\text{K}_2\text{SO}_4) = 3,15\%$, $\omega(\text{KOH}) = 8,76\%$, $\omega(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOK}) = 2,04\%$.

20. Метилловый эфир аланина массой 4,12 г прокипятили с 10,5 мл 20%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,2$ г/мл). Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

Ответ. $\omega(\text{KOH}) = 1,67\%$, $\omega(\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOK}) = 30,38\%$, $\omega(\text{CH}_3\text{OH}) = 7,66\%$.

21. Образец аминокислоты, входящей в состав белков, массой 4,68 г сожгли в избытке кислорода. При этом выделилось 3,96 г воды и 5,376 л (н. у.) газовой смеси, объем которой уменьшился в 6 раз после пропускания через избыток раствора щелочи. Оставшаяся смесь газов имела относительную плотность по водороду 15. Определите формулу аминокислоты.

Ответ. Валин.

22. Продукты сгорания 12 г аминокислоты в избытке кислорода пропустили через трубку с P_2O_5 , а затем через избыток раствора гидроксида кальция. Масса трубки с P_2O_5 увеличилась на 7,2 г, а масса выпавшего осадка равнялась 32 г. Объем газа, оставшегося после пропускания непоглощенной щелочью газовой смеси над избытком раскаленной меди, составил 1792 мл (н. у.). Определите формулу аминокислоты.

Ответ. Глицин.

23. При кислотном гидролизе дипептида образовалась смесь хлорводородных солей лизина и фенилаланина общей массой 6,31 г. Вы-

числите массы веществ, которые образовались бы при проведении гидролиза такого же образца дипептида в присутствии избытка КОН.
 Ответ. $m(\text{калиевой соли лизина}) = 2,76 \text{ г}$; $m(\text{калиевой соли фенилаланина}) = 3,945 \text{ г}$.

24. При полном гидролизе дипептида 12%-м раствором NaOH с плотностью 1,02 г/мл из раствора выделили 22,2 г соли, в которой массовая доля натрия равна 20,72%. Назовите дипептид и определите его массу, а также объем израсходованного раствора щелочи.
 Ответ. Аланилаланин; 16 г; 65,36 мл.

✓ Готовимся к ЕГЭ

- Вещество, формула которого $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$, является
 - только органической кислотой
 - амфотерным веществом
 - только органическим основанием
 - амином
 - α -аминокислотой
- Аминокислоты реагируют
 - со спиртами
 - с галогеноводородами
 - с кислотами
 - с предельными углеводородами
 - с основаниями
- Аминоуксусная кислота реагирует с каждым из двух веществ:
 - HCl
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 - KOH
 - CO_2
 - HNO_3
- В результате гидролиза белков могут образоваться
 - глицерин
 - карбоновые кислоты
 - α -аминокислоты
 - глюкоза
 - дипептиды
- Амфотерность аланина проявляется при его взаимодействии с растворами
 - спиртов
 - щелочей
 - кислот
 - средних солей
 - эфиров
- Глицин вступает в реакции с
 - сложным эфиром
 - аланином
 - бромоводородом
 - метанолом
 - гидроксидом калия
 - этаном
- 6-Аминогексановая кислота вступает в реакции
 - нейтрализации
 - полимеризации
 - поликонденсации
 - гидролиза
 - этерификации
- Дипептид образуется при взаимодействии аланина с
 - уксусной кислотой
 - ацетальдегидом
 - хлоруксусной кислотой
 - этиленом
 - валином
 - глицином
- Для яичного белка характерны реакции
 - ксантопротеиновая
 - гидролиза
 - биуретовая
 - гидрирования
 - гидратации
- Окрашивание наблюдается при действии на белок
 - сульфата меди(II)
 - гидроксида меди(II)
 - азотной кислоты (конц.)
 - гидроксида натрия
 - соляной кислоты
 - ацетата свинца в щелочной среде
- При сжигании дипептида природного происхождения массой 2,64 г получено 1,792 л (н. у.) углекислого газа, 1,44 г воды и 448 мл (н. у.)

азота. При гидролизе этого вещества в присутствии соляной кислоты образовалась только одна соль. На основании данных условия задачи:

- 1) установите молекулярную формулу дипептида;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции гидролиза исходного вещества в присутствии соляной кислоты.
12. Некоторое органическое вещество А содержит по массе 13,58% азота, 46,59% углерода и 31,03% кислорода и образуется при взаимодействии вещества Б с этанолом в молярном соотношении 1 : 1. Известно, что вещество Б имеет природное происхождение. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу вещества А;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции получения вещества А из вещества Б и этанола.
13. При сжигании дипептида природного происхождения массой 3,2 г получено 2,688 л (н. у.) углекислого газа, 2,16 г воды и 448 мл (н. у.) азота. При гидролизе этого вещества в присутствии гидроксида калия образовалась только одна соль. На основании данных условия задачи:
- 1) установите молекулярную формулу дипептида;
 - 2) приведите его структурную формулу, которая однозначно отражает порядок связи атомов в молекуле;
 - 3) напишите уравнение реакции гидролиза исходного вещества в присутствии гидроксида калия.

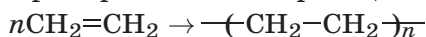
ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Если молекулярная масса соединения превышает 10 000 Да, то такое соединение относится к высокомолекулярным. Большинство высокомолекулярных соединений — полимеры.

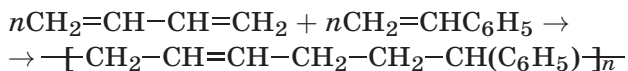
Полимеры — вещества, молекулы которых состоят из множества повторяющихся структурных звеньев, соединенных между собой химическими связями. Известно два основных способа получения полимеров — полимеризация и поликонденсация.

Реакция полимеризации — химический процесс соединения множества исходных молекул низкомолекулярного вещества (*мономеров*) в одну крупную молекулу полимера. В реакцию полимеризации могут вступать соединения, содержащие кратные связи. Если молекулы мономера одинаковые, процесс называется *гомополимеризацией*, если различные — *сополимеризацией*.

Пример гомополимеризации:



Пример сополимеризации:



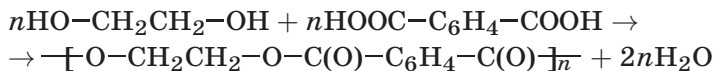
Выражение в скобках называется *элементарным (структурным) звеном*, а число n в формуле полимера — *степенью полимеризации*.

Реакция поликонденсации — химический процесс соединения множества исходных молекул мономера в одну крупную молекулу полимера, сопровождающийся образованием побочного низкомолекулярного продукта (чаще всего воды). Как и в случае полимеризации, здесь также можно выделить реакции гомополиконденсации и сополиконденсации.

Пример гомополиконденсации:



Пример сополиконденсации:



По происхождению полимеры делят на *природные* (биополимеры) и синтетические. К биополимерам относятся полисахариды (крахмал, целлюлоза), белки, нуклеиновые кислоты. Среди синтетических полимеров выделяют волокна, каучуки, пластмассы.

Важной характеристикой полимера является *стереорегулярность* — одинаковая (или разная, но чередующаяся в определенной последовательности) конфигурация элементарного звена.

Химические волокна

Таблица 40.1

Исходные вещества	Химическая реакция	Продукт (название)	Применение
Древесная целлюлоза, уксусный ангидрид	Этерификация природного полимера	Диацетилцеллюлоза и триацетилцеллюлоза (ацетатное волокно)	Изготовление тканей
Древесная целлюлоза, сероуглерод, щелочь, серная кислота	Образование ксантогената целлюлозы с последующей обработкой его серной кислотой	Целлюлоза (вискозное волокно)	Изготовление тканей, искусственной кожи (кирзы), автомобильного корда
Терефталевая кислота, этиленгликоль	Сополиконденсация	Полиэтилентерефталат, полиэфирное волокно (лавсан)	Изготовление тканей для одежды, технических тканей (транспортные ленты, рукава), бутылок для напитков
Капролактамы	Гомополиконденсация	Полиамид капроновой кислоты, полиамидное волокно (капрон)	Изготовление обивочных тканей, автомобильного корда, тканей для одежды, ковров
Гексаметилендиамин и адипиновая кислота	Сополиконденсация	Полиамидное волокно (нейлон)	
Акрилонитрил	Полимеризация	Полиакрилонитрил	Изготовление тканей

Волокна — это полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, текстильных материалов (табл. 40.1). Они могут быть как природного, так и синтетического происхождения.

Природные волокна делят на растительные (хлопок, лен, пенька), животные (шерсть, шелк) и минеральные (асбест).

Химические волокна подразделяют на искусственные, которые получают из природных полимеров или продуктов их переработки, и синтетические, получаемые из синтезируемых низкомолекулярных веществ.

Каучуки (эластомеры) — продукты полимеризации алкадиенов и их производных. *Натуральный каучук* получают из млечного сока растения гевеи, растущего в Юго-Восточной Азии и Южной Америке. Это линейный полимер стереорегулярного строения, мономером которого является изопрен (метилбутадиен-1,3). Элементарные звенья натурального каучука имеют *цис*-конфигурацию. Полимер с *транс*-конфигурацией элементарного звена называется гуттаперчей.

Огромные потребности в каучуке в связи с быстрым развитием техники были удовлетворены благодаря разработке технологии полу-

Синтетические каучуки

Таблица 40.2

Название каучука	Исходные вещества (мономеры)	Тип реакции (стереорегулярность)	Важнейшие свойства и применение
Бутадиеновый	Бутадиен-1,3	Полимеризация, нестереорегулярен	Водо- и газонепроницаемость, по эластичности уступает природному. Для производства кабелей, обуви, предметов быта
Дивиниловый	Бутадиен-1,3	Полимеризация, стереорегулярен	По износоустойчивости превосходит природный. В производстве шин
Изопреновый	Метилбутадиен-1,3	Полимеризация, стереорегулярен	По износоустойчивости сравним с природным. В производстве шин
Хлоропреновый	2-Хлорбутадиен-1,3	Полимеризация, стереорегулярен	Устойчив к воздействию высоких температур, бензинов и масел. Для производства кабелей, трубопроводов для перекачки бензина и нефти
Бутадиен-стирольный	Бутадиен-1,3 и стирол	Сополимеризация, нестереорегулярен	Недостаточная жароустойчивость, газонепроницаемость. В производстве лент транспортеров, автокамер

чения *синтетических каучуков*. Они проигрывают натуральным по эластичности, но обладают массой других преимуществ (табл. 40.2).

Каучуки могут подвергаться *вулканизации*. При этом каучук нагревается с серой (до 8% от массы), происходит *сшивание* полимерных цепей за счет образования дисульфидных мостиков, что приводит к увеличению прочности, устойчивости к истиранию, материал становится более стойким к воздействию органических растворителей.

Пластмассы — материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять ее после охлаждения (табл. 40.3). В состав пластмасс, помимо главного компонента — полимера, могут вводиться *стабилизаторы*, *пластификаторы* и *красители*.

Стабилизаторы повышают стойкость к свету, теплу, воздействию кислорода. Пластификаторы улучшают эластичность, морозостойкость и огнестойкость. Красители используют для придания оттенка изделию.

Пластмассы делят на две группы: *термопластичные* и *термореактивные*. Термопластичные полимеры, или термопласты, обратимо твердеют и размягчаются. Их можно обрабатывать или перерабатывать методом литья под давлением, вакуумной формовкой, прессованием. У термореактивных полимеров, или реактопластов, в процессе формования изделия происходит сшивка макромолекул, и полимер твердеет, его дальнейшая переработка невозможна.

Свойства и применение пластмасс

Название полимера	Мономер	Свойства	Применение пластмасс
Полиэтилен	Этен	Термопластичен, стереорегулярен (при ионной полимеризации), нестереорегулярен (при радикальной), тонкие пленки прозрачны	Производство различных пакетов для хозяйственного использования, труб, игрушек, шприцев
Полипропилен	Пропен	Термопластичен, стереорегулярен, более высокая температура размягчения по сравнению с полиэтиленом	Изготовление изоляции, деталей машин, медицинской техники, в коммунальном хозяйстве (трубы)
Повинилхлорид	Винилхлорид (хлорэтен)	Термопластичен, стереорегулярен, с высокой химической стойкостью, трудногорюч, при пониженной температуре становится хрупким	Изготовление деталей химической аппаратуры, шлангов, изоляционных и пленочных материалов, линолеума
Полистирол	Стирол	Термопластичен, стереорегулярен, почти прозрачен	Изготовление деталей радиоаппаратуры, облицовочных плит, посуды, игрушек
Повинилацетат	Винилацетат	Пространственная нестереорегулярен	Покрывные ткани, бумаги — виниловые обои, моющиеся обои, изготовление водонепроницаемых красок, клеев, шпатлевок
Фенолформальдегидная смола	Фенол и формальдегид	Образуются молекулы линейной и пространственной структур, терморезистивный полимер, при нагревании разлагается	Изготовление лаков, клеев, бытовых приборов, в строительстве — пенопластов
Тефлон	Тетрафторэтен	Радикальная полимеризация, линейная структура	Изготовление электроизоляторов, покрытия для домашней посуды, применение в атомной промышленности
Полиметилметакрилат	Метилметакрилат	Радикальная полимеризация, пространственная структура, нерегулярное строение	Производство листов и пленок, зубных протезов, применение в качестве органического стекла, имитирующего минеральное

✓ Готовимся к ЕГЭ

1. По реакциям поликонденсации получают
 - 1) полиэтилен 2) полипропилен 3) капрон 4) лавсан
 - 5) поливинилхлорид 6) фенолформальдегидную смолу
2. Каучук представляет собой
 - 1) термопластичный полимер 2) пространственный полимер
 - 3) *цис*-форму полибутадиена 4) линейный полимер
 - 5) *транс*-форму полиизопрена 6) *цис*-форму полиизопрена
3. Производятся в виде волокон
 - 1) лавсан 2) полистирол 3) капрон
 - 4) вискоза 5) тефлон
4. Полимеризацией получают
 - 1) тефлон 2) капрон 3) лавсан
 - 4) полиэтилен 5) полистирол 6) каучук
5. Сополимерами являются
 - 1) полиэтилен 2) полипропилен 3) лавсан
 - 4) бутадиен-стирольный каучук 5) фенолформальдегидная смола
6. Образование капрона связано с наличием в молекулах мономера
 - 1) спиртовых групп и аминогрупп
 - 2) аминогрупп и кислотных групп
 - 3) спиртовых и кислотных групп
 - 4) ароматических колец и спиртовых групп
 - 5) карбоксильных групп и аминогрупп
7. Образование лавсана связано с наличием в молекулах мономера
 - 1) спиртовых групп и аминогрупп
 - 2) аминогрупп и кислотных групп
 - 3) спиртовых и кислотных групп
 - 4) ароматических колец и спиртовых групп
 - 5) карбоксильных групп и гидроксильных групп
8. К искусственным волокнам относятся
 - 1) лавсан 2) ацетатное волокно 3) капрон
 - 4) вискозное волокно 5) нейлон
9. Установите соответствие между мономером и получаемым из него полимером.

МОНОМЕР

- А) терефталевая кислота
 Б) хлорэтен
 В) винилбензол
 Г) тетрафторэтен

ПОЛИМЕР

- 1) поливинилхлорид
 2) тефлон
 3) лавсан
 4) полистирол
 5) капрон

А	Б	В	Г

10. Установите соответствие между мономером и получаемым из него полимером.

МОНОМЕР

- А) этен
 Б) этиленгликоль
 В) капролактам
 Г) дивинил

ПОЛИМЕР

- 1) каучук
 2) тефлон
 3) полиэтилен
 4) лавсан
 5) капрон

А	Б	В	Г

ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ, ИХ ПЕРЕРАБОТКА

Основными источниками сырья для промышленности органического синтеза являются природный газ, попутные нефтяные газы, нефть, каменный уголь.

Природный газ на 90% и более состоит из метана, другими его составляющими являются этан, пропан и бутан. Природный газ находит применение как топливо, в органическом синтезе на его основе получают ацетилен, этилен, уксусную кислоту, красители, медикаменты.

Попутные нефтяные газы находятся в породе над нефтью или растворены в ней под давлением. В их составе по сравнению с природным газом содержится больше гомологов метана. Они применяются как топливо и в органическом синтезе. При разделении на фракции из попутных газов выделяют газовый бензин (пентан и гексан), пропано-бутановую смесь и сухой газ (метан и этан).

Нефть — это смесь углеводородов, содержащих в своих молекулах от 5 до 50 атомов углерода. В основном это алканы линейного и разветвленного строения. Нефть некоторых месторождений может содержать также циклоалканы и ароматические углеводороды. При переработке нефти ее очищают от механических примесей, обессеривают и подвергают ректификации.

Ректификация, или прямая перегонка нефти, — физический процесс, заключающийся в разделении нефти на *фракции* (смеси веществ, имеющих близкие температуры кипения) в ректификационной колонне. В ректификационную колонну нефть поступает нагретая в трубчатой печи до температуры 320–350 °С. Ректификационная колонна имеет горизонтальные перегородки с отверстиями (тарелки), на которых происходит конденсация фракций нефти. На более высоких тарелках конденсируются легкокипящие фракции, на более низких — высококипящие.

В процессе ректификации нефть разделяют на следующие фракции:

- ректификационные газы — смесь углеводородов с температурой кипения до 40 °С, преимущественно пропан и бутан;
- газолиновая фракция (бензин) — углеводороды состава от C_5 до C_{11} ($t_{\text{кип}} = 40\text{--}200$ °С). При более тонком разделении этой фракции получают газолин (петролейный эфир), $t_{\text{кип}} = 40\text{--}70$ °С, а также бензин — $t_{\text{кип}} = 70\text{--}120$ °С;
- лигроиновая фракция — углеводороды состава от C_8 до C_{14} ($t_{\text{кип}} = 150\text{--}250$ °С);
- керосиновая фракция — углеводороды состава от C_{12} до C_{18} ($t_{\text{кип}} = 180\text{--}300$ °С);

- дизельное топливо — углеводороды состава от C_{13} до C_{19} ($t_{\text{кип}} = 200\text{--}350^\circ\text{C}$).

Остаток перегонки нефти — мазут — содержит углеводороды с числом атомов углерода от 18 до 50. Перегонкой при пониженном давлении из мазута получают соляровое масло (от C_{18} до C_{25}), смазочные масла (от C_{25} до C_{38}), вазелин и парафин — легкоплавкие смеси твердых углеводородов. Твердый остаток перегонки мазута — гудрон — и продукты его переработки — битум и асфальт — используют для дорожных покрытий.

Крекинг — термическое разложение нефтепродуктов, приводящее к образованию углеводородов с меньшим числом атомов углерода в молекуле. Это химический процесс, целью которого является повышение выхода бензина и газообразных углеводородов для синтеза.

Термический крекинг проводится при высоких температурах ($470\text{--}550^\circ\text{C}$). В процессе расщепления наряду с алканами образуются алкены. При этом образуется много низкомолекулярных газообразных углеводородов, использующихся в органическом синтезе.

Каталитический крекинг происходит в присутствии катализаторов (алюмосиликатов) при температуре около 500°C . При этом возможна частичная изомеризация и циклизация углеводородов, что приводит к получению бензина с большей детонационной стойкостью.

Пиролиз — это высокотемпературный крекинг (700°C и выше), приводящий к образованию низкомолекулярных ненасыщенных углеводородов.

Риформинг — ароматизация нефтепродуктов с образованием бензола и его гомологов. Процесс проходит на платиновом катализаторе при $450\text{--}500^\circ\text{C}$, поэтому он иногда называется платформингом. Риформинг-бензин также обладает повышенной детонационной стойкостью.

Октановое число является показателем детонационной стойкости бензина. Октановое число присваивается бензину на основе сравнения его сгорания со сгоранием эталонной смеси, содержащей определенный процент гептана (октановое число 0) и изооктана — 2,2,4-триметилпентана (октановое число 100).

Каменный уголь содержит большое число органических и неорганических веществ.

Один из основных способов переработки каменного угля — **коксование** — прокаливание без доступа воздуха при 1000°C .

В результате коксования образуются:

- коксовый газ, состоящий из метана, водорода, угарного и углекислого газов, азота и примесей аммиака;
- каменноугольная смола, содержащая несколько сотен различных органических веществ, среди которых бензол и его гомологи, фенол и ароматические спирты, нафталин и различные гетероциклические соединения;
- надсмольная, или аммиачная, вода, содержащая, кроме аммиака, фенол, сероводород и другие вещества;
- кокс — твердый остаток коксования, практически чистый углерод.



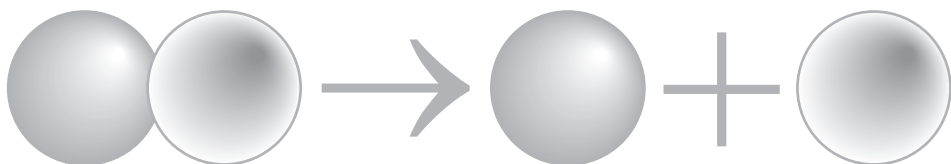
ГОТОВИМСЯ К ЕГЭ

10. Установите соответствие между процессом и его целью.

А	Б	В	Г

ЧАСТЬ IV

ПРИЛОЖЕНИЯ



Приложение А

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

период		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII																
1	1	1	H	водород													2	He	гелий													
		1,00794															4,002602															
2	2	3	Li	литий	4	Be	бериллий	5	B	бор	6	C	углерод	7	N	азот	8	O	кислород	9	F	фтор	10	Ne	неон							
		6,941		9,012182		10,811		12,011		14,00674		15,9994		18,9984032									20,1797									
3	3	11	Na	натрий	12	Mg	магний	13	Al	алюминий	14	Si	кремний	15	P	фосфор	16	S	сера	17	Cl	хлор	18	Ar	аргон							
		22,989768		24,3050		26,981539		28,0855		30,973762		32,066		35,4527										39,948								
4	4	19	K	калий	20	Ca	кальций	21	Sc	скандий	22	Ti	титан	23	V	ванадий	24	Cr	хром	25	Mn	марганец	26	Fe	железо	27	Co	кобальт	28	Ni	никель	58,69
		39,0983		40,078		44,955910		47,88		50,9415		51,9961		54,93805																		
5	5	29	Cu	медь	30	Zn	цинк	31	Ga	галлий	32	Ge	германий	33	As	мышьяк	34	Se	селен	35	Br	бром	36	Kr	криптон							
		63,546		65,39		69,723		72,63		74,92159		78,96												83,80								
6	6	37	Rb	рубидий	38	Sr	стронций	39	Y	иттрий	40	Zr	цирконий	41	Nb	ниобий	42	Mo	молибден	43	Tc	технеций	44	Ru	рутений	45	Rh	родий	46	Pd	палладий	106,42
		85,4678		87,62		88,90585		91,224		92,90638		95,96		97,9072																		
7	7	47	Ag	серебро	48	Cd	кадмий	49	In	индий	50	Sn	олово	51	Sb	сурьма	52	Te	теллур	53	I	йод	54	Xe	ксенон							
		107,8682		112,411		114,82		118,710		121,76		127,60		126,90447										131,29								
8	8	55	Cs	цезий	56	Ba	барий	57	La	лантан	72	Hf	гафний	73	Ta	тантал	74	W	вольфрам	75	Re	рений	76	Os	осмий	77	Ir	иридий	78	Pt	платина	195,08
		132,90543		137,327		138,9055		178,49		180,9479		183,84		186,207																		
9	9	79	Au	золото	80	Hg	ртуть	81	Tl	таллий	82	Pb	свинец	83	Bi	висмут	84	Po	полоний	85	At	астат	86	Rn	радон							
		196,96654		200,59		204,3833		207,2		208,98037		[208,99]		[209,99]										[222,02]								
10	10	87	Fr	франций	88	Ra	радий	89	Ac	актиний	104	Rf	реверфордий	105	Db	дубний	106	Sg	сисбортгий	107	Bh	борий	108	Hs	хассий	109	Mt	мейтнерий	110	Ds	дармштадтий	[271]
		[223,02]		[226,03]		[227,03]		[261,11]		[262]		[263]		[262]		[262]		[263]		[262]		[262]		[265]		[266]		[271]				
11	11	111	Rg	рентгений	112	Cn	коперниций	113	Nh	нихоний	114	Fl	флеровий	115	Mc	московский	116	Lv	ливверморий	117	Ts	теннессин	118	Og	оганессон							
		[272]		[285]		[284]		[289]		[288]		[289]		[292]		[294]								[294]								

АТОМНЫЙ
НОМЕР

3

Li

ЛИТИЙ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ
АТОМНАЯ МАССА

6,941

s-элементы

p-элементы

d-элементы

f-элементы

ЛАНТАНОИДЫ [*]	58	Ce	церий	140,115	59	Pr	празеодим	140,90765	60	Nd	неодим	144,24	61	Pm	прометий	[144,91]	62	Sm	самарий	150,36	63	Eu	европий	151,965	64	Gd	гадолиний	157,25	65	Tb	тербий	158,92534	66	Dy	диспрозий	162,50	67	Ho	гольмий	164,93032	68	Er	эрбий	167,26	69	Tm	тулий	168,93421	70	Yb	иттербий	173,04	71	Lu	лютеций	174,967																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
	90	Th	торий	232,0381	91	Pa	протактиний	231,0359	92	U	уран	238,0289	93	Np	нептуний	[237,0482]	94	Pu	плутоний	[244,0642]	95	Am	амерций	[243,0614]	96	Cm	курий	[247,0703]	97	Bk	берклий	[247,0703]	98	Cf	калifornий	[251,0796]	99	Es	эйнштейний	[252,083]	100	Fm	фермий	[257,0951]	101	Md	менделевий	[258,099]	102	No	нобелий	[259,1009]	103	Lr	лоуренсий	[260,105]																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
АКТИНОИДЫ ^{**}																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																							

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, СОЛЕЙ
И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Катион Анион	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	[Hg ₂] ¹²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	Катион Анион	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	OH ⁻
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	P	-	H	P	P	F ⁻
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P	Cl ⁻
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P	Br ⁻
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	?	I ⁻
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	S ²⁻
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	HS ⁻
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?	SO ₃ ²⁻
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	HSO ₃ ⁻
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P	SO ₄ ²⁻
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?	HSO ₄ ⁻
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	NO ₃ ⁻
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	P	M	?	?	M	?	?	?	?	NO ₂ ⁻
PO ₃ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	PO ₃ ³⁻
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?	HPO ₄ ²⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?	H ₂ PO ₄ ⁻
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	H	H	?	H	?	H	CO ₃ ²⁻
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?	HCO ₃ ⁻
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	CH ₃ COO ⁻
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?	SiO ₃ ²⁻

“р” – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

“М” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

“Н” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г H₂O)

“-” – в водной среде разлагается

“?” – нет достоверных сведений о существовании соединений

Приложение В

ВАЖНЕЙШИЕ ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Эл-т	Важнейшие природные соединения
Li	$\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ (сподумен), $\text{KLiAl}(\text{F},\text{OH})_2\text{Si}_4\text{O}_{10}$ (лепидолит)
Na	NaCl (галит, каменная соль), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (мирабилит)
K	$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналлит), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит), KCl (сильвин)
Rb	Не образует своих минералов, является спутником калия
Cs	$(\text{Cs}, \text{Na})_4\text{Al}_4\text{Si}_9\text{O}_{26} \cdot \text{H}_2\text{O}$ (поллуцит)
Be	$\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_4\text{O}_{18}]$ (берилл), $\text{Be}_4[\text{Si}_2\text{O}_7](\text{OH})_2$ (берtrandит)
Mg	MgCl_2 (морская вода), MgCO_3 (магнезит), $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналлит), $\text{Mg}_3(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_2$ (тальк)
Ca	CaCO_3 (известняк, мел, мрамор, кальцит), CaF_2 (флюорит), $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (доломит)
Sr	SrSO_4 (целестин), SrCO_3 (стронцианит)
Ba	BaSO_4 (барит)
Ra	Радиобарит и радиокальцит, где Ra сокристаллизуется с Ca и Ba благодаря изоморфизму
B	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бура), CaBSiO_4OH (датолит), $\text{CaB}_2\text{Si}_2\text{O}_8$ (данбурит), $\text{KMg}_2\text{B}_{11}\text{O}_{19} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ (калиборит)
Al	$\text{Al}_4(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10}$ (каолин), $(\text{Na},\text{K})\text{AlSiO}_4$ (нефелин), $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (боксит), $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (алунит), $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (криолит)
Ga	Рассеянный элемент, не образующий собственных руд; присутствует как примесь в минералах алюминия
In, Tl	Рассеянные элементы, не образующие собственных руд; присутствуют как примесь в рудах цинка, свинца и олова
C	Графит, разновидности угля, в составе нефти и газа, пласты известняка CaCO_3 , другие карбонаты
Si	Более 400 минералов: кварц SiO_2 , полевые шпаты $(\text{KAlSi}_3\text{O}_8)$, слюды $(\text{KAl}_3\text{H}_2\text{Si}_3\text{O}_{12})$
Ge	Рассеянный элемент, не образующий собственных руд; присутствует как примесь в минералах кремния, меди и цинка
Sn	SnO_2 (касситерит)
Pb	PbS (свинцовый блеск), PbSO_4 (англезит)
N	78% состава земной атмосферы, NaNO_3 (чилийская селитра), KNO_3 (индийская селитра)
P	Более 200 минералов: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (фосфориты), $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{Cl}, \text{F}, \text{OH})_2$ (апатиты)
As	As_2S_3 (аурипигмент)
Sb	Sb_2S_3 (сурьмяный блеск)

Окончание

Эл-т	Важнейшие природные соединения
Bi	Bi_2S_3 (висмутин)
O	21% состава земной атмосферы, 58% атомов земной коры — атомы связанного кислорода
S	Самородная сера, сульфидные и сульфатные руды: FeS_2 (пирит), PbS (галенит), ZnS (сфалерит), CaSO_4 (ангидрит), BaSO_4 (барит)
Se, Te	Сопутствуют рудам свинца, ртути и металлов IB подгруппы
Po	Присутствует в урановых и ториевых рудах
F	CaF_2 (флюорит), $\text{Ca}_5(\text{HO}_4)_3\text{F}$ (фторапатит), Na_3AlF_6 (криолит)
Cl	NaCl (галит), $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналлит), KCl (сильвин), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит)
Br	Водные бассейны с большим содержанием солей
I	Вода нефтяных скважин и морские водоросли
Ti	TiO_2 (рутил)
Cr	$\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ или $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ (хромистый железняк)
Mn	MnO_2 (пиролюзит)
Fe	Fe_2O_3 (красный железняк, гематит), Fe_3O_4 или $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ (магнитный железняк, магнетит, железная окалина), FeS_2 (пирит), FeCO_3 (сидерит)
Cu	Cu_2S (медный блеск), CuFeS_2 (медный колчедан), $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (малахит), Cu_2O (куприт)
Zn	ZnS (цинковая обманка), ZnCO_3 (цинковый шпат)
Hg	HgS (киноварь)

Приложение Г

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ

Катионы	Характерные признаки, сокращенное ионное уравнение реакции	Анионы (пламя)
NH_4^+	Выделение газа с резким запахом, окрашивающего в синий цвет влажную лакмусовую бумажку. $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	OH^-
Ag^+	Белый творожистый осадок. $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$	Cl^-
Ag^+	Желтоватый творожистый осадок. $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}\downarrow$	Br^-
Ag^+	Желтый, быстро темнеющий творожистый осадок. $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}\downarrow$	I^-
Ag^+	Ярко-желтый осадок. $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	PO_4^{3-}
Ca^{2+}	Белый осадок. $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow$	CO_3^{2-}
Ba^{2+}	Белый осадок. $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$	SO_4^{2-}
Ba^{2+}	Желтый осадок. $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4\downarrow$	CrO_4^{2-}
Cu^{2+}	Синий осадок. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow$	OH^-
Cu^{2+}	Черный осадок. $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}\downarrow$	S^{2-}
Fe^{2+}	Зеленоватый, быстро темнеющий осадок. $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2\downarrow$	OH^-
Fe^{2+}	Синий осадок (турнбулева синь). $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe(CN)}_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2\downarrow$	$[\text{Fe(CN)}_6]^{3-}$
Fe^{3+}	Бурый осадок. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_3\downarrow$	OH^-
Fe^{3+}	Темно-синий осадок (берлинская лазурь). $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe(CN)}_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe(CN)}_6]_3\downarrow$	$[\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$
Fe^{3+}	Кроваво-красный осадок. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe(SCN)}_3\downarrow$	SCN^-
Al^{3+}	Желеобразный белый осадок, растворяющийся в избытке щелочи. $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al(OH)}_3\downarrow$	OH^-
H^+ (H_2SO_4 конц.) и Cu	Выделение бурого газа. $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	NO_3^-
Li^+	Красное окрашивание	Пламя
Na^+	Желтое окрашивание	Пламя
K^+	Фиолетовое окрашивание	Пламя
Ca^{2+}	Кирпично-красное окрашивание	Пламя
Ba^{2+}	Яблочно-зеленое окрашивание	Пламя
Cu^{2+}	Зеленое окрашивание	Пламя

Приложение Д

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

Вещество, функциональная группа	Реактив	Характерные признаки реакции
Ненасыщенные углеводороды (алкены, алкины, диены), кратные связи	Раствор KMnO_4 (розовый)	Обесцвечивание раствора и выпадение бурого осадка
	Раствор I_2 (бурый)	Обесцвечивание раствора
	Раствор Br_2 (желтый)	Обесцвечивание раствора
Ацетилен и соединения с концевой тройной связью	Аммиачный раствор Ag_2O , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Образование серовато-белого осадка
	Аммиачный раствор CuCl , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	Образование красно-коричневого осадка
Бензол	Нитрующая смесь HNO_3 (конц.) + H_2SO_4 (конц.)	Образование тяжелой жидкости светло-желтого цвета с запахом горького миндаля
Толуол	Раствор KMnO_4 (розовый)	Обесцвечивание раствора и выпадение бурого осадка
Фенол (карболовая кислота)	Раствор FeCl_3 (светло-желтый)	Окрашивание раствора в фиолетовый цвет
	Насыщенный раствор Br_2 (бромная вода)	Образование белого осадка со специфическим запахом
Анилин	Раствор CaOCl_2 (бесцветный)	Окрашивание раствора в фиолетовый цвет
	Насыщенный раствор Br_2 (бромная вода)	Образование белого осадка
Этанол	Насыщенный раствор I_2 + раствор NaOH	Образование мелкокристаллического осадка CH_3 светло-желтого цвета со специфическим запахом
	CuO (прокаленная медная проволока)	Выделение металлической меди, специфический запах ацетальдегида
Гидроксигруппа (спирты, фенолы)	Металлический Na	Выделение пузырьков газа (H_2), образование бесцветной студенистой массы
Многоатомные спирты, углеводы	Свежеосажденный гидроксид меди(II) в щелочной среде	Ярко-синее окрашивание раствора

Окончание

Вещество, функциональная группа	Реактив	Характерные признаки реакции
Карбонильная группа —CHO (альдегиды, альдозы: глюкоза, рибоза)	Аммиачный раствор Ag_2O , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Образование блестящего налета Ag («серебряное зеркало») на стенках сосудов
	Свежеосажденный $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование красного осадка Cu_2O
Карбоновые кислоты	Лакмус, метиловый оранжевый	Окрашивание раствора в красный цвет
	Раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
	Спирт + H_2SO_4 (конц.)	Специфический запах образующегося сложного эфира
Муравьиная кислота	Лакмус, метиловый оранжевый	Окрашивание раствора в розовый цвет
	Свежеосажденный $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование красного осадка Cu_2O
	Аммиачный раствор Ag_2O , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	«Серебряное зеркало» на стенках сосуда
Олеиновая кислота (ненасыщенные жирные кислоты)	Раствор KMnO_4 (розовый), или I_2 (бурый), или Br_2 (желтый)	Обесцвечивание раствора
Ацетаты (соли уксусной кислоты)	FeCl_3 (р-р)	Окрашивание раствора в красно-бурый цвет
Соли жирных кислот (мыло)	H_2O (гидролиз) + фенолфталеин	Окрашивание раствора в малиновый цвет
	Насыщенный раствор соли кальция	Образование серого осадка
Белок	Пламя	Запах паленого, жженных перьев
	HNO_3 (конц.), t°	Без нагревания — появляется желтое окрашивание раствора; при нагревании и добавлении раствора аммиака белок окрашивается в желтый цвет
	Раствор ацетата свинца в щелочной среде	Образование серо-черного осадка
	Раствор нингидрина	Сине-фиолетовое окрашивание раствора
	Свежеосажденный $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Сине-фиолетовое окрашивание раствора
Крахмал	Раствор I_2	Синее окрашивание

Приложение Е

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПРОИЗВОДСТВА

Основные способы получения металлов

Электрометаллургия — восстановление металлов с помощью электрического тока (электролиз).

Пирометаллургия — восстановление металлов из руд при высокой температуре сильными восстановителями (углерод, оксид углерода(II), водород, аммиак, активные металлы — металлотермия).

Гидрометаллургия — восстановление металлов из растворов их солей более активными металлами.

Производство аммиака

Сырье: азотоводородная смесь. Азот берут из воздуха, водород получают по конверсии метана. Вспомогательные материалы: катализатор — пористое железо.

В колонне синтеза:

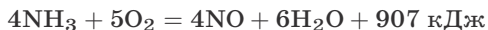


Процесс ведется при температуре 450–500 °С, давлении 1500 кПа в присутствии катализатора. Выход аммиака составляет 10–20%, отделяют аммиак сжижением равновесной газовой смеси. Процесс циркуляционный (газовую смесь после отделения аммиака вновь отправляют в колонну синтеза).

Производство азотной кислоты

Сырье: NH_3 и воздух. Вспомогательные материалы: Pt/Rh-катализатор, вода, конц. H_2SO_4 .

В контактном аппарате:

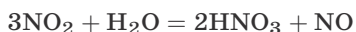


Процесс ведется при температуре 800 °С в присутствии катализатора.

В окислительной башне (при обычной температуре):



В поглотительной башне:



Концентрация получаемой HNO_3 составляет 60%; для получения более концентрированной HNO_3 используют концентрированную H_2SO_4 как водоотнимающее средство.

Производство серной кислоты контактным способом

Сырье: пирит FeS_2 , самородная сера, серосодержащие газы (отходы химических производств), воздух. Вспомогательные материалы: 98%-я H_2SO_4 , катализатор — V_2O_5 .

Обжиг сырья ведут *в кипящем слое*, получая обжиговый газ, содержащий SO_2 :



В контактном аппарате:



Процесс ведется при температуре 450–500 °С в присутствии катализатора — оксида ванадия(V) — при повышенном давлении.

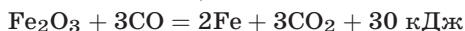
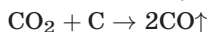
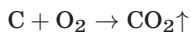
В поглотительной башне SO_3 поглощается методом противотока 98%-й H_2SO_4 с образованием олеума (раствора SO_3 в 100%-й H_2SO_4).

Производство чугуна

Чугун — железо с содержанием углерода свыше 2,5%, содержащее примеси кремния, марганца, фосфора, серы.

Сырье: железная руда. Вспомогательные материалы: кокс (C), воздух, обогащенный кислородом, флюсы (CaCO_3).

В доменной печи:



Процесс непрерывный, но засыпку сырья (шихты) и выпуск чугуна производят периодически.

Производство стали

Сталь — железо с содержанием углерода менее 2%, может содержать специальные добавки (легированные стали).

Сырье: чугун. Вспомогательные материалы: воздух, обогащенный кислородом; добавки.

Кислородно-конверторный способ:

окисление примесей в чугуне происходит в конверторе, воздух продувают через расплавленный чугун (*нижнее дутье*).

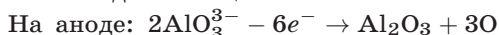
Мартеновский способ:

окисление примесей в чугуне происходит в мартеновской печи, нагретый воздух продувают над расплавленным чугуном (*верхнее дутье*).

Производство алюминия

Сырье: боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Вспомогательные материалы: криолит (Na_3AlF_6), графитовые электроды.

В электролизере при высокой температуре:

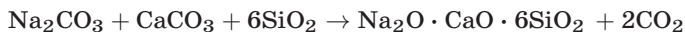


В процессе графитовый электрод сгорает ($\text{C} + 2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2$).

Производство стекла

Сырье: кварцевый песок (SiO_2), известняк (CaCO_3) и сода (Na_2CO_3).

В ванной печи:



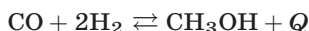
обычное
стекло

Если в исходные компоненты сырья добавить оксид свинца(II) PbO, то получают хрусталь ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$).

Производство метанола

Сырье: синтез-газ ($\text{CO} : \text{H}_2 = 1 : 2$). Вспомогательные материалы: катализатор — смесь Cr_2O_3 и ZnO .

В колонне синтеза:



Процесс ведется при температуре 380–420 °С, давлении 25 000 кПа в присутствии катализатора. Выход CH_3OH составляет 10–15%, удаляют метанол охлаждением равновесной газовой смеси. Процесс циркуляционный (газовую смесь после отделения метанола вновь отправляют в колонну синтеза).

Приложение Ж

ОТВЕТЫ К РУБРИКАМ «ГОТОВИМСЯ К ЕГЭ»

Часть I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава												
№	2.1	2.2	3	4	5	6	7	8	10	11	13	14
1	235	42	34	34	41	34	235	13	125	15	125	34
2	45	53	24	24	45	125	135	245	3513	135	24	24
3	235	51	245	15	35	25	23	135	2341	35	35	15
4	235	234	35	14	34	135	25	14	6122	15	235	24
5	21	231	21	234	245	245	23	145	3516	45	345	15
6	15	1435	13	245	245	34	24	25	6531	345	35	245
7	15	5432	35	12	14	14	14	3411	6415	235	245	145
8	24	3556	12	245	145	145	21	3653	5624	25	34	21
9	35	5236	45	25	12	13	35	2323	6123	35	235	25
10	23	43	245	35	14	123	43	2246	2346	24	25	13
11	52	32	24	13	23	12	13	1456	3462	13	125	23
12	43	34	23	36	234	23	235	3534	1453	234	43	23
13	31	13	23	15	14	34	54	3511	3214	45	45	123
14	21	24	123	45	13	34	135	5323	6531	24	24	3142
15	12	13	32	26	24	2113	134	1331	2356	34	13	1211
16	35	135	245		34	2211	3124	6616	1133	21	3451	1412
17	25	11	34		145	1223	3216	1434	2145	24	5142	2113
18	3421	345	15		34	2311	5214	2164	1464	23	5412	3131
19	3215	245	4312		1345	1212	2412		5431	32	5163	2331
20	4213	12	13		245	3312	6413		5342	32	2412	3221

Расчетные и формульные задания

Глава 4.

16. 89,6 л 17. 2,8 г 18. 853 кДж 19. 140 кДж 20. 103 кДж

Глава 7.

21. 1) $3\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{MnO}_2 + \text{KCl} + 3\text{CO}_2$
 2) $5\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 10\text{HCl} + 2\text{HIO}_3$
 3) $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$
 4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 5) $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
22. 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 2\text{CrCl}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
 3) $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$

- 4) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 5) $2\text{KMnO}_4 + 10\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Br}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 7) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Br}_2 + 16\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 8) $\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
 9) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 3\text{KNO}_2 + 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 23. 1) $\text{P}_2\text{O}_3 + 4\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
 P_2O_3 (P^{+3}) — восстановитель, HNO_3 (N^{+5}) — окислитель
 2) $3\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 SO_2 (S^{+4}) — восстановитель, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Cr^{+6}) — окислитель
 3) $3\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{ZnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
 Zn (Zn^0) — восстановитель, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Cr^{+6}) — окислитель
 4) $5\text{Zn} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{ZnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 Zn (Zn^0) — восстановитель, KMnO_4 (Mn^{+7}) — окислитель
 5) $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{Cl}_2 + 10\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ (Cr^{+3}) — восстановитель, Cl_2 (Cl^0) — окислитель
 6) $\text{P}_4 + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
 P_4 (P^0) — и восстановитель, и окислитель
 7) $4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{PH}_3 + 16\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 16\text{H}_2\text{O}$
 PH_3 (P^{-3}) — восстановитель, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Cr^{+6}) — окислитель
 8) $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ (Cr^{+3}) — восстановитель, H_2O_2 (O^{-1}) — окислитель
 9) $\text{Cu}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{CuSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
 Cu_2O (Cu^{+1}) — восстановитель, H_2SO_4 (S^{+6}) — окислитель
 10) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ (Mn^{+2}) — восстановитель, H_2O_2 (O^{-1}) — окислитель

Глава 8.

19. 50% 20. 2,8 г

Глава 9.

- | | | | |
|------------|------------------|--------------|-------------|
| 1. 14 г | 2. 3,7 л | 3. 136,4 мл | 4. 93,7 мл |
| 5. 0,93% | 6. 97 мл | 7. 38 г | 8. 240 г |
| 9. 705 г | 10. 948 моль/л | 11. 0,025 мл | 12. 84,7 мл |
| 13. 500 мл | 14. 0,614 моль/л | 15. 22,8 г | 16. 81,4 г |
| 17. 12% | 18. 36,3% | 19. 400 г | 20. 100 г |

Часть II. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ (НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ)

Глава												
№	15	16	17	18	19	21	22	23	24 (Cr, Mn)	24 (Fe, Co, Ni)	24 (Cu, Ag, Au)	24 (Zn, Hg)
1	35	32	3214	16	25	34	24	13	45	2357	135	134
2	24	32	4213	36	34	14	13	14	123	34	134	34
3	26	15	45	35	45	14	23	14	13	16	4	34
4	45	15	25	41	3241	34	13	1456	14	3425	1235	345
5	25	34	16	35	31	23	13	16	35	46	134	23
6	46	2	36	25	41	3241	13	23	12	24	23	12
7	35	3	23	46	256	14	34	45	231	35	34	123
8	26	4	13	15	45	13	23	14	356	13	15	24
9	15	35	24	11	32	14	41	145	14	35	123	34
10	43	15	5624	14	56	12	34	21	12	32	3511	134
11	15	35	1441	34	23	24	41	14	23	23	7214	245
12	35	25	45	46	35	23	24	14	35	35	5526	3214
13	24	13	1133	23	456	24	23	3	35	23	26	1526
14	34	15	4445	3421	124	34	14	3511	45	25	25	12456
15	3342	15	14	3216	15	1453	34	4215	12	6413	25	34
16	3415	158	3	2245	13	14	6531	4256	136	2365	15	1256
17		24	14	345	6123	3214	2356	1467	4152	46	23	5126
18		1435		35	23	3457	5624	23	2416	25	14	14
19		1222		2346	46	6532	13	34	1235	356	123	345
20		1146		15	35	2356	24	14	1234	12	14	34

Расчетные и формульные задания

Глава 15. 17. 224 л 18. 58,1 г 19. 350 г 20. 1,69 г

Глава 17. 18. 27,5% 19. 19,21 г 20. 20 л

Часть III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Задания без расчетов

Глава												
№	25.1	25.2	25.3	26	27	28	29	30	31	32	33	34
1	235	135	13	15	234	24	134	235	125	13	3415	124
2	245	45	34	345	135	235	125	12	145	1256	235	2356
3	23	125	35	35	13	35	1245	345	134	35	135	1245
4	234	2141	13	245	145	124	134	245	35	125	124	1235
5	234	1425	124	1245	25	123	1245	234	134	25	3641	235
6	34	3452	25	246	12	1235	135	2345	1345	1345	4523	246
7	5143	2315	134	245	35	134	1245	245	3241	213	246	1234
8	3421	3541	135	235	123	123	35	124	136	1245	135	1235
9	245	4132	2345		125	24	800	345	14	1346	145	123
10	14	4125	14		235	15	319,4	1235	123	1236		4653

Глава							
№	35	36	37	38	39	40	41
1	234	123	25	12	25	346	25
2	3145	235	145	25	1235	146	23
3	236	35	14	126	1235	134	235
4	12345	3145	135	15	35	1456	123
5	1236	125	1235	24135	23	345	124
6	14	3255	345	2456	2345	25	124
7	3241	2451	1235	123	135	35	234
8	3514	234	134	2314	56	24	25
9	136	124	1235	236	123	3142	516432
10	26	456	3123	345	236	3451	3142

Расчетные и формульные задания

Глава 26. 9. 20 л 10. 619 л 11. 10% 12. 8,1% 13. C_4H_{10} 14. C_8H_{18}
 15. $NaOOCCH_2CH_2COONa$, C_2H_6 16. CH_3CH_2COONa , C_2H_6

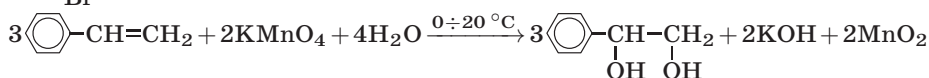
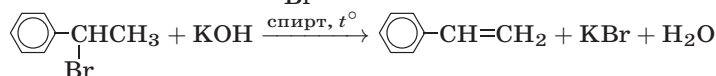
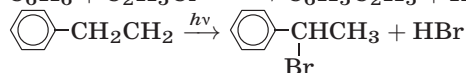
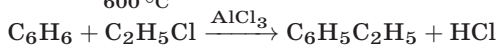
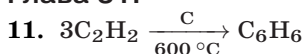
Глава 27. 11. C_7H_8 , метилциклогексан 12. C_3H_6 , циклопропан

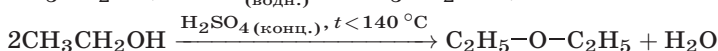
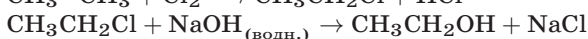
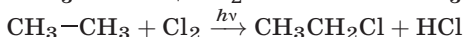
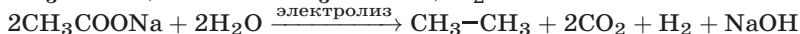
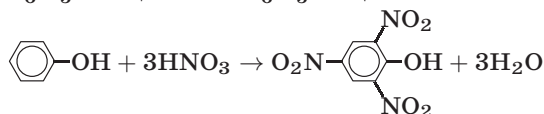
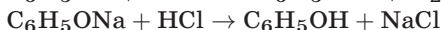
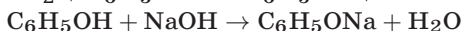
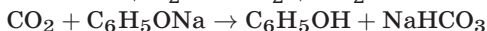
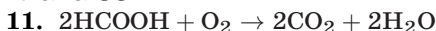
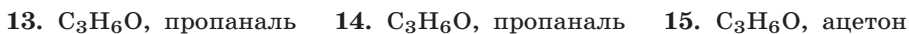
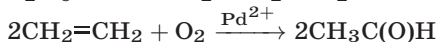
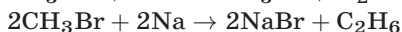
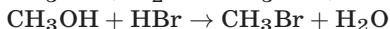
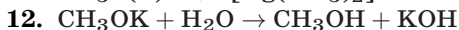
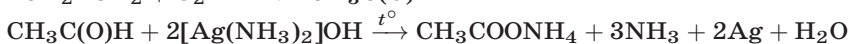
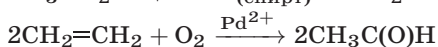
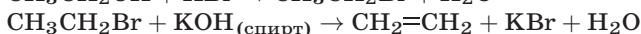
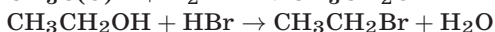
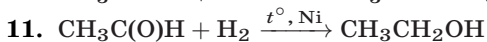
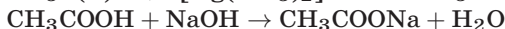
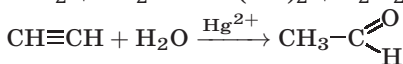
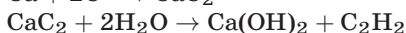
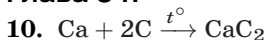
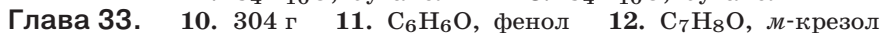
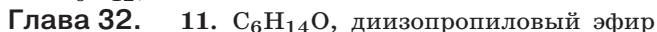
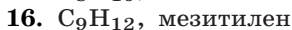
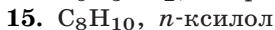
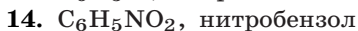
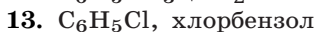
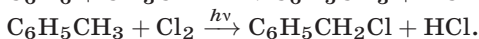
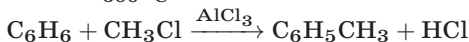
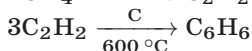
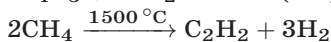
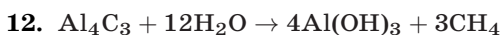
Глава 28. 11. C_3H_6 12. C_3H_6 13. C_4H_8 , бутен-2
 14. C_6H_{12} , 2,3-диметилбутен-2 15. C_5H_{10} , 2-метилбутен-2
 16. C_4H_8 , бутен-2 17. C_5H_{10} , 2-метилбутен-2

Глава 29. 11. C_4H_6 , бутадиен-1,3

Глава 30. 11. 66,4 мл 12. C_6H_{10} , 3,3-диметилбутин-1
 13. C_6H_{10} , 3,3-диметилбутин-1
 14. C_6H_{10} , 3,3-диметилбутин-1

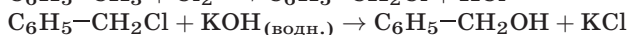
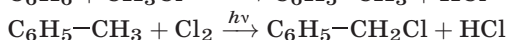
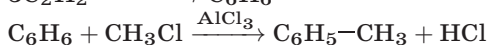
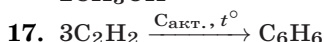
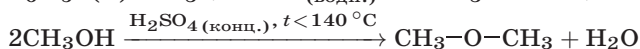
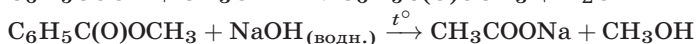
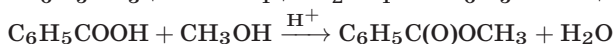
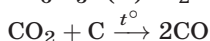
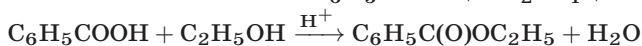
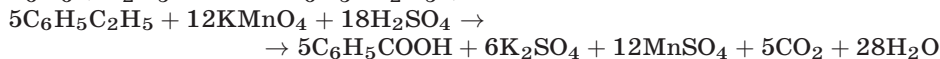
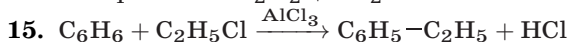
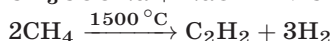
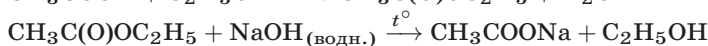
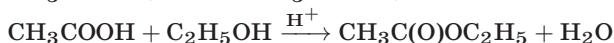
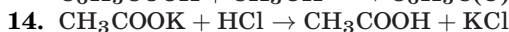
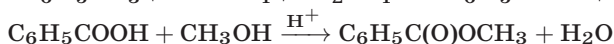
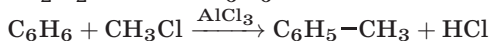
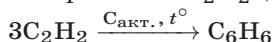
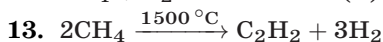
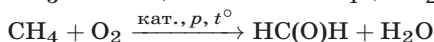
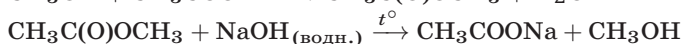
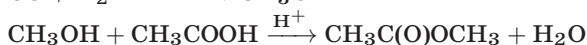
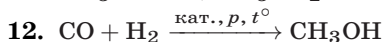
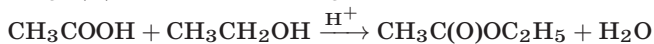
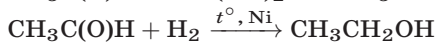
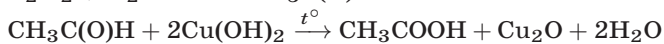
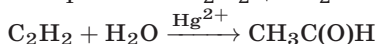
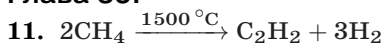
Глава 31.





13. $C_3H_6O_2$, пропановая кислота14. CH_2O_2 , муравьиная кислота

Глава 36.



18. $2\text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$
 $3\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{C}_{\text{акт.}}} \text{C}_6\text{H}_6$
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{Cl} \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{—CH}_3 + \text{HCl}$
 $5\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 6\text{KMnO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{MnSO}_4 + 14\text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_6\text{H}_5\text{C(O)OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, этилформиат
20. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, метилацетат

Глава 37.

11. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{фермент}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2\uparrow$
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{—C}_2\text{H}_5 + \text{HCl}$
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{—C}_2\text{H}_5 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_4(\text{Cl})\text{—C}_2\text{H}_5 + \text{C}_6\text{H}_4(\text{Cl})\text{—C}_2\text{H}_5 + \text{HCl}$
 $5\text{C}_6\text{H}_4(\text{Cl})\text{—C}_2\text{H}_5 + 12\text{KMnO}_4 + 18\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{C}_6\text{H}_4(\text{Cl})\text{—COOH} + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{MnSO}_4 + 28\text{H}_2\text{O} + 5\text{CO}_2$
 (аналогично для продукта *пара*-замещения)

Глава 38.

11. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_2=\text{CH—CH}_3 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_6\text{H}_5\text{—CH(CH}_3)_2$
 $5\text{C}_6\text{H}_5\text{—CH(CH}_3)_2 + 18\text{KMnO}_4 + 27\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + 9\text{K}_2\text{SO}_4 + 18\text{MnSO}_4 + 40\text{H}_2\text{O} + 10\text{CO}_2$
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \text{C}_6\text{H}_4(\text{NO}_2)\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{O}_2\text{N—C}_6\text{H}_4\text{—COOH} + 7\text{HCl} + 3\text{Fe} \rightarrow [\text{NH}_3\text{—C}_6\text{H}_4\text{—COOH}]\text{Cl} + 3\text{FeCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
 $[\text{NH}_3\text{—C}_6\text{H}_4\text{—COOH}]\text{Cl} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_2\text{—C}_6\text{H}_4\text{—COONa} + \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
12. $\text{CH}_3\text{—CH}_3 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NO}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{Ni}} \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3]\text{Cl}$
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3]\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 X = этиламмония хлорид
13. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 4\text{AlCl}_3 + 3\text{CH}_4$
 $\text{CH}_4 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{Ni}} \text{CH}_3\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HBr} \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]\text{Br}$
 $[\text{CH}_3\text{NH}_3]\text{Br} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{C}_4\text{H}_{14}\text{NCl}$, хлорид диэтиламмония
15. CH_6NBr , бромид метиламмония

Глава 39.

11. $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_3$, глицилглицин
12. $\text{C}_4\text{H}_9\text{NO}_2$, этиловый эфир глицина
13. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_3$, аланилаланин

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Азот 177

- оксиды 180
- азотистая кислота 98, 182
- азотная кислота 90, 98, 182, 202
- акриловая кислота 389, 432
- алкадиены 332
 - галогенирование 333
 - гидрирование 334
 - гидрогалогенирование 333
 - полимеризация 334
 - сопряженные, получение 332
- алканы 288, 305
 - ароматизация 309
 - галогенирование 306
 - горение 309
 - дегидрирование 308
 - дегидроциклизация 309
 - изомеризация 309
 - каталитическое окисление 308
 - крекинг 308
 - нитрование 307
 - получение 305
- алкены 288, 322
 - галогенирование 323
 - гидратация 324
 - гидрирование 323
 - гидрогалогенирование 324
 - горение 325
 - изомерия 322
 - качественная реакция 323, 325
 - окисление 325
 - полимеризация 324
 - получение 322
- алкины 288, 338
 - галогенирование 339
 - гидратация 339
 - гидрирование 339
 - гидрогалогенирование 339
 - горение 341
 - ди- и тримеризация 339
 - кислотные свойства 340
 - окисление 340
- аллены 332
- аллил 292
- аллиловый спирт 359
- алмаз 196
- альдегиды 289, 378, 380
- алюминий 237, 239

- амиды 179, 217, 401, 421, 432
- аминокислоты 429
 - качественная реакция 432
 - кислотно-основные свойства 430
 - классификация 429
 - образование окрашенных комплексных соединений с тяжелыми металлами 432
 - отношение к нагреванию 432
 - получение 430
 - реакции по NH_2 -группе 431
 - реакции по карбоксильной группе 431
 - стереоизомерия 430
- амины 288, 419
 - алкилирование 421
 - ароматические 422
 - взаимодействие
 - с азотистой кислотой 421
 - с альдегидами и кетонами 422
 - с ангидридами и хлорангидридами карбоновых кислот 421
 - с галогенопроизводными 421
 - горение 422
 - качественные реакции 421
 - образование иминов 422
 - окисление 422
 - основные свойства 420
- аммиак 178
- аморфное вещество 33
- анизотропность 33
- анион 7
- анод 68
- аргон 211
- арены 288, 347
 - каталитическое гидрирование 350
 - окисление 351
 - присоединение хлора к бензолу 350
 - радикальное галогенирование 350
 - электрофильное замещение в бензольном кольце 348
- астат 149
- атом 6
 - строение 16

атомная
 единица массы 7
 орбиталь 16
 гибридизация 28
 граничная поверхность 16
 заполнение электронами 16
 атомно-молекулярное учение 6

ацетил 292
 ацетонил 292

Барий 226

белки 434
 качественные реакции 435
 структура 434
 бензил 292
 бензойная кислота 292, 353, 389
 бериллий 226
 бор 237, 238
 бораты 239
 бром 149, 154, 156
 бромоводород 153, 317, 324
 бромоводородная кислота 98
 бутан 288, 305, 446
 бутанол 359
 бутил 292

Валентность 27

валентные возможности атома 27
 валериановая кислота 293
 вещество

аморфное 33
 анизотропное 33
 изотропное 33
 кристаллическое 33
 простое 7
 сложное 7

винил 292
 вискоза 413, 442
 висмут 177, 188
 вода 141

жесткость 232
 водород 138
 изотопы 138
 пероксид 143
 водородная связь 300
 водородный показатель 119
 восстановитель 57
 вулканизация 443
 высокомолекулярные соединения 441

Газ

попутный нефтяной 446
 природный 446
 галлий 237
 галогеноводороды 152
 галогены 149
 гелий 211

германий 196, 203
 гибридизация атомных орбиталей 28, 298
 гидразин 179, 180
 гидроксиды 89, 96
 классификация 88
 гидроксилламин 179, 180
 гидролиз 132
 глицерин 359, 363
 глицериновая кислота 364
 глюкоза 360, 409, 411
 изомеры 409
 глюконовая кислота 411
 гомологи 289
 графит 196
 гремучий газ 140

Дальтон 7

диамагнетизм 163
 диастереомеры 409
 диены 288
 изолированные 332
 сопряженные 332
 дисперсные системы 80
 дихромовая кислота 98

Железо 248, 261

качественные реакции 264
 жиры 399

Закон

Авогадро 7
 следствия 7
Гесса 38
 следствия 38
 действующих масс 45
 постоянства состава вещества 7
 разбавления *Оствальда* 116
 сохранения массы 7
Фарадея 70
 золото 272

Изомеры 289

изопентан 305
 изопропил 307
 изотопы 6
 массовое число 6
 изотропное вещество 33
 ингибитор 46
 индий 237
 инертные газы 211
 применение 212
 иодоводород 153
 иодоводородная кислота 98
 ион 7
 ионное произведение 119

Йод 149, 151, 152, 154, 156

Калий 214

кальций 226

каменный уголь 447

капрон 442

капроновая кислота 293

карбиды 198, 216, 227, 250

карбин 197

карбонильные соединения 378

альдольная конденсация 382

взаимодействие

с галогенами 382

с галогенидами фосфора(V) 382

гидрирование 381

окисление 381

получение 379

реакции нуклеофильного

присоединения по карбонильной группе 380

реакции поликонденсации 383

катализ 46

гетерогенный 46

гомогенный 46

положительный 46

катализатор 46

катион 7

катод 68

каучуки 442, 443

качественная реакция на

формальдегид 382

качественные реакции на

алкены 323, 325

аминокислоты 432

амины 421

амины ароматические 422

белки 435

двойную связь 351

ионы (сводная таблица) 452

ионы бария 170

ионы железа(II) 264

ионы железа(III) 264

йод 152

катионы 166

крахмал 413

многоатомные спирты 363

моносахариды 411

озон 164

оксид углерода(II) 200

органические вещества (сводная таблица) 453

соединения хрома(VI) 253

сульфат-ионы 170

углекислый газ 200

фенолы 372, 373

фосфат-ионы 187

квантовые числа 16

кетоны 289, 378

кислород 162, 164, 171

кислота *Бренстеда* 119

кислоты 97, 116

карбоновые 289

классификация 97

ненасыщенные реакции 393

кобальт 248, 264

ковалентность *см.* валентность

коксование 447

количество вещества 7

коллоидные системы 80

константа равновесия реакции 51

конфигурация атома элемента 18

корунд 241

крекинг 447

каталитический 447

термический 447

кремниевая кислота 98, 203

кремний 196, 201

криптон 211

кристаллическая решетка 34

атомная 34

ионная 34

металлическая 34

молекулярная 34

кристаллическое вещество 33

ксантопротеиновая реакция 435

ксенон 211

Лавсан 442

линолевая кислота 400

линоленовая кислота 400

литий 214

Магний 226

мазут 447

марганец 253

марганцовая кислота 98

масляная кислота 293

масса

молярная 7

средняя 14

относительная

атомная 7

молекулярная 7

массовая доля 9, 81

медь 248, 270

межмолекулярное взаимодействие 32

металлы 22, 87

получение 87

химический ряд активности 58

метан 292

пиролиз 308

метанол 308

метафосфорная кислота 90, 98, 188

метил 307
молекула 6
молекулярность реакции 45
молочная кислота 413, 431
моль 7
молярная доля 14
молярная концентрация 81
моносахариды 408
муравьиная кислота 293, 389
мышьяк 177, 188

Надпероксиды 164, 217
нанотрубки 197
натрий 214
неметаллы 22, 88
неон 211
неопентан 305
нефть 446
неэлектролиты 116
никель 248, 264
нитраты 182
нитриты 182
нитроглицерин 364
нитросоединения 288
нитрующая смесь 349
номенклатура органических соединений 291

Объем молярный 7
объемная доля 14
озон 164
 качественная реакция 164
озониды 162, 164
окислитель 57
окислительно-восстановительные
 реакции 37, 57
 внутримолекулярные 57
 восстановитель 37
 дисмутации 57
 диспропорционирования 57
 коммутации 57
 контпропорционирования 57
 межмолекулярные 57
 окислитель 37
 полуреакции 58
 уравнивание
 методом электронно-ионного
 баланса 59
 методом электронного
 баланса 59
факторы, определяющие
 направление 58
оксиды 88
 амфотерные 90, 93
 кислотные 89, 91
 классификация 88
 основные 89, 92

 получение 91
 физические свойства 90
октановое число 447
олеиновая кислота 400, 454
олеум 168
олигосахариды 408
олово 196, 203, 204
оловянная чума 204
органические соединения
 ароматичность 300
 двойная связь 299
 индуктивный эффект 302
 классификация 288
 локант 291
 мезомерный эффект 302
 номенклатура 291
 одинарная связь 299
 поляризуемость связи 301
 родоначальная структура 291
 сопряжение 300
 тривиальное название 291
 тройная связь 299
 характеристическая группа 291
 π-связь 299
 л,л-сопряжение 300
 р,л-сопряжение 300
 σ-связь 299
органический радикал 288
ортоборная кислота 239
ортофосфорная кислота 90, 98,
 186, 187
основание *Бренстеда* 119
основания 93, 94, 116
 классификация 93

Парамагнетизм 163
пентаацетилглюкоза 413
пентаметилглюкоза 412
пентан 292, 305
пептиды 432
 синтез 433
перезэтерификация 401
Периодическая система химиче-
 ских элементов 20
 группа 21
 период 21
Периодический закон 20
 периодичность 21
 вертикальная 22
 горизонтальная 22
 диагональная 22
пероксид водорода 143
пероксиды 89, 162, 164, 229
перхлораты 155
пикриновая кислота 373
пиролиз 308, 447
пирометаллургия 87

пирофосфорная кислота 98
 плавиковая кислота 98, 202, 228, 249
 пластификаторы 443
 пластмассы 443
 полимеры 441
 классификация 441
 стереорегулярность 441
 полиморфизм 165
 полисахариды 408
 полоний 162
 правило
 Зайцева 323, 361
 Клечковского 18
 Марковникова 324, 330, 339, 359, 393
 мультиплетности Гунда 18
 ориентации при электро-
 фильном замещении
 в бензольном кольце 349
 приближенное Вант-Гоффа 45
 математическое выражение 45
 принцип
 запрета Паули 18
 Ле-Шателье 51
 наименьшей энергии 18
 производство
 азотной кислоты 455
 алюминия 456
 аммиака 455
 металлов 455
 метанола 457
 серной кислоты 456
 стали 456
 стекла 457
 чугуна 456
 пропан 292, 305, 307, 446
 пропиол 292
 пропионовая кислота 293
 простые эфиры 288, 359

Равновесие химической реакции 51

радий 226
 радон 211
 раствор 80
 концентрированный 80
 насыщенный 80
 ненасыщенный 80
 пересыщенный 80
 разбавленный 80
 растворение 80
 реактопласты 443
 реакции
 в растворах электролитов 122
 гетерогенные 38
 гомогенные 38

замещения 37
 Коновалова 307
 Кучерова 339, 380
 молекулярность 45
 обменные 37
 обратимые 51
 обратные 51
 окислительно-восстановитель-
 ные 37, 57
 поликонденсации 441
 полимеризации 441
 прямые 51
 разложения 37
 скорость 45
 соединения 37
 тепловой эффект 38
 характерные для неорганиче-
 ских веществ 37
 экзотермические 38
 эндотермические 38
 ректификация 446
 риформинг 447
 ртуть 280
 рубидий 214

Свинец 196, 203, 204

связь химическая 28
 валентные углы 29
 водородная 32
 внутримолекулярная 32
 межмолекулярная 32
 ионная 32
 ковалентная 28
 гетеролитический разрыв 32
 гомолитический разрыв 31
 делокализованная 30
 длина 29
 кратность 30
 механизм образования
 донорно-акцепторный 31
 обменный 31
 направленность 29
 поляризуемость 31
 полярность 31
 разрыв 31
 гетеролитический 31
 гомолитический 31
 энергия 29
 кратная 30
 металлическая 33
 неполярная 31
 δ- (дельта-) 30
 π- (пи-) 30
 σ- (сигма-) 30
 селен 162, 170
 сера 162, 164
 серебро 272

серная кислота 98, 168
 сернистая кислота 98, 167
 сернистый газ 167
 серный ангидрид 168
 сероводород 165
 сероводородная кислота 98
 силикагель 203
 синильная кислота 98
 скандий 248
 сложные эфиры 360, 399
 соединения включения 216
 соединения высокомолекуляр-
 ные 441
 соли 100
 гидролиз 132
 гипохлориты 155
 двойные 101
 кислые 101
 классификация 88, 100
 комплексные 101, 116
 основные 101
 перхлораты 155
 получение 101
 смешанные 101
 средние 100, 116
 химические свойства 103
 хлораты 155
 соляная кислота 98, 154
 спирты 288, 359
 дегидратация 361
 кислотные свойства 360
 многоатомные
 дегидратация 363
 замещение гидроксильных
 групп на галоген 363
 кислотные свойства 363
 окисление 364
 этерификация 364
 окисление 362
 реакции замещения гидроксиль-
 ной группы на галоген 361
 этерификация 362
 стабилизаторы 443
 стеклообразное состояние 33, 197
 степень диссоциации 115
 степень окисления 23
 стирол 347, 351, 353, 443
 строение твердых тел 33
 стронций 226
 сурьма 177, 188
 суспензии 80

Таллий 237
 теллур 162, 170
 теория
 кислот и оснований *Бренстеда*
 и *Лоури* 119

электролитической диссоциа-
 ции 113
 тепловой эффект химической
 реакции 38
 терефталевая кислота 391, 442
 термопласты 443
 тетрагидрофуран 288
 тефлон 154
 тиосульфат 170
 титан 248
 триацилглицериды *см.* жиры

Углеводороды 288
 построение названия 291
 углеводы 408
 алкилирование 412
 ацилирование 413
 брожение 413
 взаимодействие
 с гидроксидом меди 411
 восстановление 412
 окисление моносахаридов 411
 энантиомерия 408
 углекислый газ 199, 201, 220
 углерод 196
 угольная кислота 98, 201
 уксусная кислота 293, 389
 уравнение термохимическое 38

Фенил 292
 фенолы 288, 371
 качественная реакция 372, 373
 кислотные свойства 372
 окислительно-восстановитель-
 ные реакции 373
 реакции электрофильного
 замещения в бензольном
 кольце 373
 формил 292
 формула вещества
 определение 12
 стереохимическая 408
 Фишера 408
 электронная 18
 фосфиды 95, 185, 228
 фосфин 185
 фосфиты 185, 186, 219
 фосфор 177, 184
 кислоты 186
 фосфористая кислота 186
 фосфорная кислота 98
 фосфорноватистая кислота 186
 франций 214
 фруктоза 409
 изомеры 409
 фтор 149–154, 306
 фтороводородная кислота 98

фуллерен 197

функциональная группа 288

Химическая связь *см.* связь химическая

химические волокна 442

химический элемент 6

химическое равновесие 51

хлор 149

хлораты 155

хлорная кислота 98, 155

хлорноватая кислота 155

хлорноватистая кислота 155

хлороводород 98, 317

хлороводородная кислота 98

хром 249

качественная реакция 253

кислоты 98

хромовая кислота 98

Царская водка 250

цезий 214

целлюлоза 411

циангидрины 381

циановодородная кислота 98

циклоалканы 288, 315

галогенирование 316

гидрирование 316

гидрогалогенирование 317

дегидрирование 317

окисление 317

получение 316

пространственная изомерия 315

структурная изомерия 315

циклобутан 288

циклопарафины *см.* циклоалканы

цинк 248, 278

Щавелевая кислота 364, 389

щелочи 92

щелочноземельные элементы 226

щелочные металлы 214

соли 220

Электрическая проводимость 114

электролиз 68

расплавов 68

растворов 68

электролитическая диссоциация 114

электролиты 114, 115, 122

электрометаллургия 87

электрон 16

электронная формула атома элемента 18

электронный газ 33

электроны

квантовые числа

главное 16

магнитное 17

орбитальное (побочное) 16

спиновое 17

орбиталь 16, 18

провал 21

энергетические уровни 16

электроотрицательность 23

электрохимический ряд

активности металлов 58

элементы

d- 18, 248

f- 18

p- 18

s- 18

IA подгруппы 214

IB подгруппы 270

IIA подгруппы 227

IIIB подгруппы 278

IIIA подгруппы 237

IVA подгруппы 196

VA подгруппы 177

VIA подгруппы 162

VIIA подгруппы 149

VIIIA подгруппы 211

эмульсия 80

энтальпия

образования 38

сгорания 38

этан 292, 305, 446

этил 292, 307

этиленгликоль 359

эфиры 400

простые 288

сложные 360, 399

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Об авторах	4
Часть I. Общая химия	5
Глава 1. Основные понятия и законы химии	6
1.1. Основные положения и термины атомно-молекулярного учения	6
Примеры решения задач	8
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	9
1.2. Массовая доля элемента в химическом соединении или в смеси	9
Примеры решения задач	10
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	11
1.3. Определение формулы вещества	12
Примеры решения задач	12
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	14
1.4. Газовые смеси. Объемная и молярная доли газа в смеси. Средняя молярная масса газовой смеси	14
Пример решения задачи	14
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	15
Глава 2. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов	16
2.1. Строение атома	16
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	19
Готовимся к ЕГЭ	19
2.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов	20
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	24
Готовимся к ЕГЭ	25
Глава 3. Химическая связь и строение молекул	27
3.1. Химическая связь	28
3.2. Строение твердых тел	33
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	34
Готовимся к ЕГЭ	35
Глава 4. Химические реакции и их классификация. Тепловые эффекты химических реакций	37
Примеры решения задач	39
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	40
Готовимся к ЕГЭ	42

Глава 5. Химическая кинетика. Скорость химических реакций ...	45
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	46
Готовимся к ЕГЭ	48
Глава 6. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье	51
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	51
Готовимся к ЕГЭ	54
Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции	57
Примеры решения задач	60
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	62
Готовимся к ЕГЭ	64
Глава 8. Электролиз	68
Примеры решения задач	70
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	74
Готовимся к ЕГЭ	76
Глава 9. Растворы	80
Примеры решения задач	81
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	84
Готовимся к ЕГЭ	85
Глава 10. Принципы классификации и номенклатура неорганических соединений	87
10.1. Простые вещества	87
10.2. Сложные вещества	88
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	105
Готовимся к ЕГЭ	108
Глава 11. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты	113
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	116
Готовимся к ЕГЭ	117
Глава 12. Кисотно-основные равновесия. Кислотность среды, pH и pOH	119
Примеры решения задач	120
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	121
Глава 13. Обменные реакции в растворах электролитов	122
Примеры решения задач	123
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	126
Готовимся к ЕГЭ	129
Глава 14. Гидролиз солей	132
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	134
Готовимся к ЕГЭ	135
Часть II. Химия элементов (неорганическая химия)	137
II.1. Неметаллы	137
Глава 15. Водород и его соединения	138
15.1. Водород	138
15.2. Вода	141
15.3. Пероксид водорода	143
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	144
Готовимся к ЕГЭ	146

Глава 16. Элементы VIIA подгруппы	149
16.1. Общая характеристика	149
16.2. Простые вещества	150
16.3. Соединения галогенов с водородом	152
16.4. Кислородные соединения галогенов	154
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	156
Готовимся к ЕГЭ	159
Глава 17. Элементы VIA подгруппы	162
17.1. Общая характеристика	162
17.2. Кислород	162
17.3. Сера	164
17.4. Селен и теллур	170
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	171
Готовимся к ЕГЭ	174
Глава 18. Элементы VA подгруппы	177
18.1. Общая характеристика	177
18.2. Азот	177
18.3. Аммиак	178
18.4. Фосфор	184
18.5. Мышьяк, сурьма и висмут	188
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	189
Готовимся к ЕГЭ	193
Глава 19. Элементы IVA подгруппы	196
19.1. Общая характеристика	196
19.2. Углерод	196
19.3. Кремний	201
19.4. Германий, олово и свинец	203
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	205
Готовимся к ЕГЭ	209
Глава 20. Элементы VIIIA подгруппы	211
II.2. Металлы	213
Глава 21. Элементы IA подгруппы	214
21.1. Общая характеристика	214
21.2. Кислородные соединения щелочных металлов	217
21.3. Гидроксиды щелочных металлов	218
21.4. Соли щелочных металлов	220
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	220
Готовимся к ЕГЭ	224
Глава 22. Элементы IIA подгруппы	226
22.1. Общая характеристика	226
22.2. Оксиды металлов IIA подгруппы	228
22.3. Гидроксиды металлов IIA подгруппы	229
22.4. Соли металлов IIA подгруппы	231
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	232
Готовимся к ЕГЭ	235
Глава 23. Элементы IIIA подгруппы	237
23.1. Общая характеристика	237
23.2. Бор	237

23.3. Алюминий	239
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	242
Готовимся к ЕГЭ	245
Глава 24. <i>d</i> -Элементы	248
24.1. Общая характеристика	248
24.2. Титан	248
24.3. Хром	249
24.4. Марганец	253
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	256
Готовимся к ЕГЭ	259
24.5. Железо, кобальт, никель	261
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	265
Готовимся к ЕГЭ	268
24.6. Подгруппа IV. Медь, серебро, золото	270
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	273
Готовимся к ЕГЭ	276
24.7. Подгруппа IV. Цинк, ртуть	278
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	281
Готовимся к ЕГЭ	284
Часть III. Органическая химия	287
Глава 25. Введение в органическую химию	288
25.1. Классификация органических соединений	288
Упражнения для самостоятельного решения	289
Готовимся к ЕГЭ	290
25.2. Номенклатура органических соединений	291
Упражнения для самостоятельного решения	294
Готовимся к ЕГЭ	296
25.3. Электронное строение органических соединений	298
Упражнения для самостоятельного решения	303
Готовимся к ЕГЭ	304
Глава 26. Алканы	305
26.1. Получение алканов	305
26.2. Химические свойства алканов	306
Пример решения задачи	309
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	310
Готовимся к ЕГЭ	312
Глава 27. Циклоалканы	315
27.1. Получение циклоалканов	316
27.2. Химические свойства циклоалканов	316
Примеры решения задач	317
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	319
Готовимся к ЕГЭ	320
Глава 28. Алкены	322
28.1. Получение алкенов	322
28.2. Химические свойства алкенов	323
Примеры решения задач	325
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	327
Готовимся к ЕГЭ	329

Глава 29. Диеновые углеводороды	332
29.1. Получение сопряженных алкадиенов	332
29.2. Химические свойства алкадиенов	333
Пример решения задачи	334
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	335
Готовимся к ЕГЭ	336
Глава 30. Алкины	338
30.1. Получение алкинов	338
30.2. Химические свойства алкинов	339
Примеры решения задач	341
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	342
Готовимся к ЕГЭ	344
Глава 31. Ароматические углеводороды (арены)	347
31.1. Получение аренов	347
31.2. Химические свойства аренов	348
Примеры решения задач	351
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	354
Готовимся к ЕГЭ	356
Глава 32. Спирты	359
32.1. Получение спиртов	359
32.2. Химические свойства спиртов	360
32.3. Многоатомные спирты	362
Примеры решения задач	364
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	366
Готовимся к ЕГЭ	368
Глава 33. Фенолы	371
33.1. Получение фенолов	371
33.2. Химические свойства фенолов	372
Пример решения задачи	374
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	374
Готовимся к ЕГЭ	376
Глава 34. Карбонильные соединения (альдегиды и кетоны)	378
34.1. Получение карбонильных соединений	379
34.2. Химические свойства карбонильных соединений	380
Примеры решения задач	383
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	384
Готовимся к ЕГЭ	386
Глава 35. Карбоновые кислоты	389
35.1. Получение карбоновых кислот	390
35.2. Химические свойства карбоновых кислот	391
Пример решения задачи	393
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	394
Готовимся к ЕГЭ	396
Глава 36. Сложные эфиры и жиры	399
36.1. Получение сложных эфиров	400
36.2. Химические свойства сложных эфиров и жиров	400
Пример решения задачи	402
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	403
Готовимся к ЕГЭ	405

Глава 37. Углеводы (сахара)	408
37.1. Строение и стереоизомерия углеводов	408
37.2. Химические свойства углеводов	411
Примеры решения задач	414
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	414
Готовимся к ЕГЭ	417
Глава 38. Амины	419
38.1. Получение аминов	419
38.2. Химические свойства аминов	420
Примеры решения задач	422
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	423
Готовимся к ЕГЭ	427
Глава 39. Аминокислоты, пептиды, белки	429
39.1. Аминокислоты	429
39.2. Пептиды и белки	432
Пример решения задачи	435
Задачи и упражнения для самостоятельного решения ...	436
Готовимся к ЕГЭ	439
Глава 40. Высокомолекулярные соединения	441
Готовимся к ЕГЭ	445
Глава 41. Природные источники углеводов, их переработка ...	446
Готовимся к ЕГЭ	448
 Часть IV. ПРИЛОЖЕНИЯ	449
Приложение А. Периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева	450
Приложение Б. Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде	452
Приложение В. Важнейшие природные соединения элементов	454
Приложение Г. Качественные реакции на ионы	456
Приложение Д. Качественные реакции на органические вещества	457
Приложение Е. Основные химические производства	459
Приложение Ж. Ответы к рубрикам «Готовимся к ЕГЭ»	461
 ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ	468

Минимальные системные требования определяются соответствующими требованиями программ Adobe Reader версии не ниже 11-й либо Adobe Digital Editions версии не ниже 4.5 для платформ Windows, Mac OS, Android и iOS; экран 10"

Учебное электронное издание

**100 БАЛЛОВ ПО ХИМИИ.
ПОЛНЫЙ КУРС ДЛЯ ПОСТУПАЮЩИХ В ВУЗЫ
Учебное пособие**

Редактор канд. хим. наук *Д. К. Новикова*

Художник *В. А. Прокудин*

Корректор *Е. В. Барановская*

Оригинал-макет подготовлен *О. Г. Лапко* в пакете L^AT_EX 2_ε

Подписано к использованию 10.10.17.

Формат 145×225 мм

Издательство «Лаборатория знаний»

125167, Москва, проезд Аэропорта, д. 3

Телефон: (499) 157-5272

e-mail: info@pilotLZ.ru, <http://www.pilotLZ.ru>

В этой книге рассмотрены все разделы школьного курса химии, необходимые для его успешного освоения и последующей сдачи в экзаменационном формате (ЕГЭ и др.).

Книга ориентирована на учащихся старших классов общеобразовательных и специализированных школ, лицеев, гимназий, поступающих в вузы, студентов колледжей, слушателей химических школ и подготовительных курсов, а также преподавателей химии для подготовки учащихся к сдаче ЕГЭ и участию в олимпиадах по химии.



Издание подготовлено сотрудниками кафедры химии РНИМУ им. Н. И. Пирогова, ведущего медицинского вуза страны, под редакцией профессора РАН, доктора химических наук **Вадима Витальевича Негребцкого**.