




ХИМИЯ

ПОШАГОВАЯ
ПОДГОТОВКА

ЕГЭ



**ЭФФЕКТИВНАЯ
МЕТОДИКА
САМОПОДГОТОВКИ**

-  НЕОБХОДИМЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ
-  ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ
-  ТИПОВЫЕ ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ВАРИАНТЫ

НЕДЕЛЯ ЗА НЕДЕЛЕЙ



О.В. МЕШКОВА

ХИМИЯ

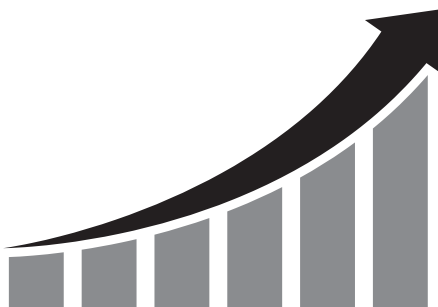
ПОШАГОВАЯ
ПОДГОТОВКА

ЕГЭ



ЭФФЕКТИВНАЯ
МЕТОДИКА
САМОПОДГОТОВКИ

НЕДЕЛЯ ЗА НЕДЕЛЕЙ



МОСКВА 2020



УДК 373.5:54
ББК 24я721
М55

Мешкова, Ольга Васильевна.

М55 ЕГЭ. Химия : пошаговая подготовка / О. В. Мешкова. — Москва : Эксмо, 2020. — 352 с.— (ЕГЭ. Неделя за неделей).

ISBN 978-5-04-112891-3

Издание содержит все темы школьного курса химии, необходимые для сдачи ЕГЭ.

Весь материал чётко структурирован и разделён на 36 логических блоков (недель), включающих необходимые теоретические сведения, задания для самоконтроля в виде схем и таблиц, а также в форме ЕГЭ. Изучение каждого блока рассчитано на 2—3 самостоятельных занятия в неделю в течение учебного года. Кроме того, в пособии приводятся тренировочные варианты, цель которых — оценить уровень знаний.

Данное пособие поможет организовать пошаговую подготовку учащихся старших классов к ЕГЭ по химии.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-112891-3

© Мешкова О.В., 2020
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2020

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	6
ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ № 1.....	10

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Неделя 1	Современные представления о строении атомов	24
Неделя 2	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	34
Неделя 3	Химическая связь и строение вещества	42
Неделя 4	Химическая связь и строение вещества	48
Неделя 5	Химическая реакция	54
Неделя 6	Химическая реакция	64
Неделя 7	Химическая реакция	72
Неделя 8	Химическая реакция	76
Неделя 9	Химическая реакция	84
Неделя 10	Химическая реакция	90
Неделя 11	Химическая реакция	98
Неделя 12	Химическая реакция	102
	Тестовые задания к разделу «Теоретические основы химии»	108

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Неделя 13	Классификация неорганических веществ. Химические свойства металлов	136
Неделя 14	Химические свойства неметаллов	146
Неделя 15	Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных. Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов. Химические свойства кислот	156
Неделя 16	Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных, комплексных (на примере соединений алюминия и цинка). Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	162
	Тестовые задания к разделу «Неорганическая химия»	168

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Неделя 17	Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова. Изомерия и гомология органических веществ	180
Неделя 18	Изомерия и гомология органических веществ	184
Неделя 19	Изомерия и гомология органических веществ	190
Неделя 20	Изомерия и гомология органических веществ	198
Неделя 21	Изомерия и гомология органических веществ	202
Неделя 22	Изомерия и гомология органических веществ	210
Неделя 23	Изомерия и гомология органических веществ	220
Неделя 24	Изомерия и гомология органических веществ	224
Неделя 25	Изомерия и гомология органических веществ	228
Неделя 26	Взаимосвязь органических соединений.	234
	Тестовые задания к разделу «Органическая химия»	238

МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

Неделя 27	Экспериментальные основы химии	252
------------------	--------------------------------------	-----

Неделя 28	Экспериментальные основы химии	258
Неделя 29	Экспериментальные основы химии	264
Неделя 30	Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ	270
Неделя 31	Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ	278
Неделя 32	Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ	284
Неделя 33	Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций	288
Неделя 34	Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций	292
Неделя 35	Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций	295
Неделя 36	Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций	300
	Тестовые задания к разделу «Методы познания в химии. Химия и жизнь»	306
	ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ № 2	316
	ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ	330
	СПРАВОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ	346

ПРЕДИСЛОВИЕ

Результаты единого государственного экзамена исключительно важны для выпускника и будущего абитуриента — они учитываются в школьном аттестате и при поступлении в вузы. Получить максимальный балл на ЕГЭ непросто, но с каждым годом увеличивается число выпускников, которые блестяще с этим справляются.

Перед вами уникальное учебное пособие, разработанное педагогами-репетиторами для выпускников, их родителей и коллег-учителей. Издание содержит весь материал школьного курса по химии, необходимый для сдачи ЕГЭ, в соответствии с кодификатором элементов содержания и требований к уровню подготовки выпускников общеобразовательных учреждений для проведения ЕГЭ. Пособие состоит из 3 частей:

Часть 1 — пробный тест в формате ЕГЭ, который позволит учащемуся оценить свой уровень знаний в начале подготовки.

Часть 2 — материал для повторения, проверки и закрепления знаний школьного курса по химии с тестовыми заданиями в формате ЕГЭ. Программа самоподготовки разделена на 36 недель, что позволит учащемуся систематизировать самостоятельную работу в течение года. Объём теоретического материала и заданий каждой недели отбирался авторами таким образом, чтобы проработка его занимала у учащегося не более 2 часов в неделю.

Часть 3 — контрольный тест в формате ЕГЭ, который продемонстрирует уровень подготовки перед сдачей самого экзамена.

Уважаемые выпускники!

Чтобы успешно сдать ЕГЭ, необходимы глубокие знания по химии и умение организовывать свою работу.

Итак...

- 1. Что вы знаете?** Выполните пробный тест. На выполнение экзаменационной работы по химии отводится 3,5 часа (210 минут). Работа состоит из 2 частей, включающих 34 задания. Часть 1 включает 26 заданий с кратким ответом базового уровня сложности и 3 задания повышенного уровня сложности. Часть 2 включает 5 заданий высокого уровня сложности с развёрнутым ответом. Максимальное количество баллов — 60. Бланк для ответов в конце теста поможет потренироваться в заполнении аналогичного бланка на самом экзамене, ведь от правильности и аккуратности заполнения его во многом зависит ваша будущая оценка. Постарайтесь выполнить как можно больше заданий и набрать наибольшее количество баллов. Будьте честны с собой! Оцените, как вы усвоили материал школьной программы. Если вы не набрали максимального количества баллов, то...
- 2. Что делать?** Весь материал пособия разделен на 36 недель. Ответьте на тестовые задания базового уровня сложности, расположенные на полях. Внимательно прочитайте формулировку заданий и постарайтесь понять смысл вопроса. После этого прочитайте варианты ответов. Если вы поняли вопрос, то, скорее всего, вы знаете и ответ на него. Если вы испытываете затруднения при выполнении этих заданий текущей недели, то повторите теоретический материал. Затем попробуйте выполнить эти задания с опорой на теоретический материал, расположенный рядом с заданиями. В завершение недели выполните задания из раздела «Контроль знаний», которые позволят закрепить и систематизировать учебный материал недели. В конце раздела проверьте свои знания, выполнив задания повышенной сложности.

3. **Как проконтролировать свои достижения?** Содержание, оформленное в виде контрольной таблицы, позволит систематизировать повторение материала. А контроль выполнения тестов позволит выявить темы, требующие более тщательной проработки.
5. **Как провести репетицию ЕГЭ?** Повторив весь школьный курс, представьте себя на экзамене. Пройдите последний тест, подобный тому, который вы будете проходить во время ЕГЭ, в условиях, максимально приближенных к условиям экзамена. Сидя дома за рабочим столом, представьте себя на экзамене — тогда на ЕГЭ вы будете чувствовать себя как дома.

Верьте в свои силы! Желаем удачи!

Уважаемые родители!

Чем вы можете помочь своему ребёнку?

1. **Организовать систематическую и последовательную подготовку к ЕГЭ.** Большинство подростков ещё не могут правильно планировать своё время, всё откладывают «на потом». От правильного планирования занятий во многом зависит результат подготовки. Выделить 2 часа в неделю в плотном графике современного школьника легче, чем повторить весь материал школьного курса за несколько дней до экзамена.
2. **Создать благоприятную психологическую обстановку дома.** Даже для самого ответственного ученика экзамен — это испытание, стресс. «Домашняя психотерапия» — это помощь любящих и заботливых близких людей, родителей, которые проверят, напомнят, убедят, уберегут от бессонных ночей накануне экзамена, успокоят и поддержат.
3. **Быть рядом.** Мы не призываем родителей учить вместе с ребёнком темы и ответы на вопросы. Это первое «взрослое» испытание для учащегося, а не для его родителей! Принимайте участие в делах вашего ребёнка, интересуйтесь его душевным состоянием, настроением. Стараясь помочь, вы дадите своим детям уроки любви, сочувствия, взаимопомощи, научите спокойно и уверенно преодолевать трудности.

Желаем вам удачи и терпения!

Уважаемые коллеги-учителя!

В начале каждой недели приведены темы для повторения из кодификатора элементов содержания и требований к уровню подготовки выпускников общеобразовательных учреждений для проведения ЕГЭ. Каждому разделу и элементу содержания, проверяемым на ЕГЭ, соответствует несколько типов заданий. Задания базового уровня сложности расположены рядом с соответствующим теоретическим материалом. Задания повышенного и высокого уровней сложности расположены в конце каждого раздела. Два тренировочных теста помогут каждому учащемуся определить свой уровень подготовки.

Конечно, ЕГЭ требует специальной подготовки по предмету, но готовиться нужно и к самой форме проведения экзамена. При этом необходимы обобщение и систематизация изученного материала. Следует обратить особое внимание на пробелы в знаниях учащегося, допущенные при изучении школьной программы, и устранить их. Надеемся, что наше пособие будет полезно вам в вашей ежедневной работе.

Желаем творческих успехов!

Номер недели

Элементы содержания кодификатора ЕГЭ

Задания базового уровня сложности

НЕДЕЛЯ 8

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

1.4. Химические реакции

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

1.4.6. Реакции ионного обмена

Электролиты и неэлектролиты

Из уроков физики известно, что растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других — нет.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами. Растворы сахара, спирта, глюкозы и многих других веществ не проводят электрический ток.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведский ученый Сванте Аррениус, изучая электропроводность различных веществ, пришел в 1857 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.

Процесс распада электролита на ионы называется электролитической диссоциацией.

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействие электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы.

В отличие от него русский химик И. А. Кабуков и В. А. Капустинский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Они считали, что в растворах электролитов не свободные, а гидратированные, то есть «одевающие в рубашку» из молекул воды.

Молекулы воды гидратируют собой йодом (как йодовой), так как атомы водорода расположены под углом 104,5°, благодаря чему молекула имеет угловую форму. Молекула воды схематически представлена на рис. 11.

Рис. 11. Схема молекулы воды

Как правило, легче всего диссоциирует вещество с ионной связью и, соответственно, с ионной кристаллической решеткой, так как она уже состоит из готовых ионов. При их растворении диполь воды ориентируется противоположно заряженным концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита.

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате связи между ионами ослабевают, и происходит переход иона из кристалла в раствор (рис. 12). Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации вещества с ионной связью (солей и щелочей), такова:

а) ориентация молекул (дипольной) воды около ионов кристалла;

б) гидратация (взаимодействие) молекул воды с ионами поверхностного слоя кристалла;

в) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

Упрощенно происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:

$$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$$

Рис. 12. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых — ковалентная связь (например, молекулы хлороводорода HCl) (рис. 13); только в этом случае под действием дипольной воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную и последовательность процессов, происходящих при этом, такова:

а) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита;

б) гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита;

в) ионизация молекулы электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную); г) диссоциация (распад) молекулы электролита на гидратированные ионы.

Упрощенно уравнение диссоциации соляной кислоты можно отразить с помощью следующего уравнения:

$$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$$

тестовые задания

1. Незаменимые являются все вещества, указанные в ряду:

1) сульфид бария, гидроксид алюминия, хлорид натрия

2) бромид натрия, аммиак

3) уксусная кислота, хлорид аммония, метан

4) сульфид цинка, аммиак, гидроксид натрия

2. Вычислите и обозначьте заряды катиона и аниона в растворе нитрата калия.

1) $+2$ и -1

2) -2 и $+1$

3) $+3$ и -2

4) $+3$ и -2

3. Определите катионы, которые образуют общее вещество азота.

1) Mg^{2+} и Ba^{2+}

2) Ca^{2+} и Mg^{2+}

3) Ba^{2+} и Ca^{2+}

4) Mg^{2+} и Zn^{2+}

4. Укажите частицы, которые существуют в водном растворе аммиака.

1) молекулы

2) ионы

3) молекулы и ионы

4) молекулярные частицы

5. Сильными электролитами являются все вещества, указанные в ряду:

1) BaCl_2 , HCl , H_2SO_4

2) CH_3COOH , HCl , H_2SO_4

3) CaSO_4 , HCl , H_2SO_4

4) HCl , HNO_3 , H_2SO_4

6. Выберите утверждение о диссоциации уксусной кислоты.

1) происходит ступенчатое

2) происходит полная диссоциация

3) количество свободных ионов меньше, чем молекул

4) в растворе находятся только ионы водорода и карбоксил-ионы

Повторяемый раздел

Теоретический материал для повторения

Задания для закрепления и систематизации знаний

Номер текущей недели

3) Химические — искусственно созданные поверхностные пленки: оксидная, нитридная, оксидно-нитридная, полимерная и др. Например, вой стрелковые оружие и детали многих точных приборов подвергают нитрованию — это процесс получения тончайшей пленки оксидов железа на поверхности стального изделия. Получаемая искусственная оксидная пленка очень прочна (в основном состоит Fe_3O_4) и придает изделию красный черный цвет и синий оттенок. Полимерные покрытия изготавливают из полиакрилатов, полиакрилатов, полиамидных смол. Наносят их двумя способами: нагретом жидким покрытием в порошковом полимере, который клеится и прилипает к металлу, или полимером металла обрабатывают раствором полимера в нитроокислительном растворе, который быстро испаряется, а полимерная пленка остается на изделии.

3) Металлические — это покрытия других металлами, на поверхности которых под действием окислителей образуется устойчивые защитные пленки. Нанесение хрома на поверхность — хромирование, никеля — никелирование, цинка — цинкование, олова — лужение и т. д. Покрытием может служить и пассивный в химическом отношении металл — золото, серебро, медь.

4. Электрохимические методы защиты.

1) Протекторная (анодная) — с защитной металлической конструкцией присоединяют кусок более активного металла (протектора), который служит анодом и разрушается в присутствии электролита. В качестве протектора при защите корпусов судов, трубопроводов, кабелей и других стальных изделий используют магний, алюминий, цинк.

2) Катодная — металлоконструкция подсоединяют к катоду внешнего источника тока, что исключает возможность ее анодного разрушения.

3. Специальная обработка электролита или другой среды, в которой находится защищаемая металлическая конструкция.

1) Введение веществ-ингибиторов, замедляющих коррозию.

Известно, что дамасские мастера для снятия оксидов и ржавчины пользовались раствором серной кислоты с добавлением свиных щеток, мочы, крахмала. Это применяли и были одними из первых ингибиторов. Они не позволяли кислоте действовать на оружейный металл, в результате растворившись только оксидом и ржавчиной. Уральские оружейники применяли для этой цели «стрелковые сушки» — растворы серной кислоты с добавкой мучной отрубей.

Примеры использования современных ингибиторов: соляная кислота при пережоге и хранении прироста «орудиями» производимых бутанов, а серная кислота — азотной кислотой, азотной кислотой перерабатывают в различные кислоты. Отметим, что ингибиторы действуют только на металл, даже его нанесением по отношению к среде, например к раствору кислоты. Нитро известно более 5 тыс. ингибиторов коррозии.

2) Удаление растворенного в воде кислорода (деаэрация). Этот процесс используют при подаче воды, поступающей в котельные установки.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

Заполните схему «Способы защиты от коррозии».

Способы защиты от коррозии

Заполните таблицу.

1. Окислитель — это

2. Восстановитель — это

Заполните таблицу «Виды коррозии».

Виды коррозии

Ответы на тестовые задания (неделя 10)

1 — 4, 2 — 4, 3 — 1, 4 — 1, 5 — 1, 6 — 2, 7 — 2, 8 — 2, 9 — 1, 10 — 4, 11 — 1, 12 — 1.

Ответы к заданиям базового уровня сложности текущей недели

8

Задания повышенного и высокого уровней сложности к изученному разделу

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ
«ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ»

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА»

Ответом к заданию 1–8 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

Для выполнения заданий 1 и 2 используйте следующий ряд химических элементов. Ответом в заданиях 1 и 2 является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы в данном ряду.

1) Li 2) Na 3) Ca 4) Al 5) Cl

1. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите данные элементы в порядке возрастания их металлических свойств.
Ответ:

2. Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, внешний электронный уровень которых занят одним s-электроном.
Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите два фактора, которые различны у изотопов атомов одного и того же химического элемента.
1) число нейтронов 2) атомный номер 3) число протонов 4) число валентных электронов 5) массовые числа (A)
Ответ:

4. Установите соответствие между элементами и их электронными формулами: к каждой позиции, обозначенной буквами, подберите соответствующую позицию из второго столбца, обозначенную цифрой.

ЭЛЕМЕНТ	ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА ЭЛЕМЕНТА
A) Al	1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
B) K	2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
B) C	3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$
Г) F	4) $1s^2 2s^2 2p^2$
	5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.
Ответ:

A	B	B	Г
---	---	---	---

5. Из приведенного перечня выберите два значения, которые соответствуют числу нейтронов в изотопах $^{24}_{12}\text{Mg}$ и $^{31}_{15}\text{P}$.
1) 12 2) 14 3) 38 4) 15 5) 26
Ответ:

6. Из предложенного перечня выберите две существующие электронные конфигурации атомов.
1) $1s^2 2s^1 2p^1$ 2) $1s^2 2s^2 2p^2$ 3) $1s^2 2s^2$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ 5) $1s^2 2s^2 2p^1$
Ответ:

7. Из предложенного перечня выберите две электронные конфигурации частиц, которые соответствуют атому неона в основном состоянии.
1) F 2) Mg^{2+} 3) F⁻ 4) O 5) Na⁺
Ответ:

8. Установите соответствие между энергетическими подуровнями атома и максимальными числами на них электронов: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ПОДУРОВЕНЬ	МАКСИМАЛЬНОЕ ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ
A) d-подуровень	1) 2
B) s-подуровень	2) 6
B) f-подуровень	3) 8
Г) p-подуровень	4) 10
	5) 12
	6) 14

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.
Ответ:

A	B	B	Г
---	---	---	---

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА»
Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

Ответом к заданию 1–7 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня порядковых номеров атомов элементов выберите две пары, которые имеют одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне.
1) 29 и 35 2) 12 и 30 3) 16 и 24 4) 9 и 25 5) 16 и 34
Ответ:

Тестовые задания к разделу «Теоретические основы химии»

Тренировочный тест в формате ЕГЭ

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ № 1
Часть 1

Ответом к заданиям 1–26 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте работы, а затем перенесите в БЛАНК ОТВЕТОВ №1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке в соответствии с приведенными в бланке образцами. Цифры в ответах на задания 5, 10–12, 16, 19, 22–26 могут повторяться.

Для выполнения заданий 1–3 используйте следующий ряд химических элементов. Ответом в заданиях 1–3 является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы в данном ряду.

1) Na 2) S 3) C 4) P 5) N

1. Определите, атомы каких из указанных в ряду элементов в основном состоянии имеют на внешнем энергетическом уровне пять электронов. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов.
Ответ:

2. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите выбранные элементы в порядке возрастания их неметаллических свойств. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов в нужной последовательности.
Ответ:

3. Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, которые проявляют низшую степень окисления, равную –3. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов.
Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два соединения, в которых присутствует только ковалентная полярная связь.
1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 2) N_2 3) HCl 4) NaOH 5) CaCO_3
Запишите в поле ответа номера выбранных соединений.
Ответ:

5. Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС / ГРУППА
A) H_2SO_4	1) Оксид несолеобразующий
B) MgO	2) Соль кислая
B) NaH_2PO_4	3) Кислота
	4) Оксид основный

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.
Ответ:

A	B	B
---	---	---

6. Из предложенного перечня вещества выберите два вещества, с каждым из которых глицирин реагирует без нагревания.
1) хлороводород 2) гидроксид меди(II) 3) бромная вода 4) оксид серебра (аммиачный раствор) 5) натрий
Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.
Ответ:

7. Из предложенного перечня выберите два оксида, которые реагируют и с соляной кислотой, и с раствором гидросульфида натрия.
1) Al_2O_3 2) NO_2 3) ZnO 4) MgO 5) CO
Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.
Ответ:

8. В пробирку с раствором соли X добавляли несколько капель раствора вещества Y. В результате реакции наблюдали выпадение бурого осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.
1) NaOH 2) HCl 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 4) Na_2CO_3 5) AgNO_3
Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.
Ответ:

X	Y
---	---

9. Задана следующая схема превращений веществ:
$$\text{Al} \xrightarrow{\text{X}} \text{AlCl}_3 \xrightarrow{\text{Y}} \text{Al}(\text{OH})_3$$

Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.
1) CaCl_2 2) HCl 3) H_2O 4) NaOH 5) H_2
Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.
Ответ:

X	Y
---	---

Тренировочный тест № 1

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ № 1

Часть 1

Ответом к заданиям 1—26 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте работы, а затем перенесите в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке в соответствии с приведёнными в бланке образцами. Цифры в ответах на задания 5, 10—12, 18, 19, 22—26 могут повторяться.

Для выполнения заданий 1—3 используйте следующий ряд химических элементов. Ответом в заданиях 1—3 является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы **в данном ряду**.

1) Na 2) Si 3) C 4) P 5) N

1. Определите, атомы каких из указанных в ряду элементов в основном состоянии имеют на внешнем энергетическом уровне пять электронов. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов.

Ответ:

2. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите выбранные элементы в порядке возрастания их неметаллических свойств. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов в нужной последовательности.

Ответ:

3. Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, которые проявляют низшую степень окисления, равную –3. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов.

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два соединения, в которых присутствует только ковалентная полярная связь.

1) C_2H_5OH

2) N_2

3) HCl

4) $NaOH$

5) $CaCO_3$

Запишите в поле ответа номера выбранных соединений.

Ответ:

5. Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

А) H_2SO_4

Б) MgO

В) NaH_2PO_4

КЛАСС /ГРУППА

1) оксид несолеобразующий

2) соль кислая

3) кислота

4) оксид основной

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В

6. Из предложенного перечня веществ выберите два вещества, с каждым из которых глицерин реагирует без нагревания.

- 1) хлороводород
- 2) гидроксид меди(II)
- 3) бромная вода
- 4) оксид серебра (аммиачный раствор)
- 5) натрий

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

7. Из предложенного перечня выберите два оксида, которые реагируют и с соляной кислотой, и с раствором гидроксида натрия.

- 1) Al_2O_3
- 2) NO_2
- 3) ZnO
- 4) MgO
- 5) CO

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

8. В пробирку с раствором соли X добавили несколько капель раствора вещества Y. В результате реакции наблюдали выпадение бурого осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.

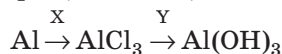
- 1) NaOH
- 2) HCl
- 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- 4) Na_2CO_3
- 5) AgNO_3

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

9. Задана следующая схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) CaCl_2
- 2) HCl
- 3) H_2O
- 4) NaOH
- 5) H_2

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

10. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента серы, которое она проявляет в этой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$
 Б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 В) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
 Г) $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$

СВОЙСТВО СЕРЫ

- 1) является окислителем
 2) является восстановителем
 3) является и окислителем, и восстановителем
 4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

11. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) O_2
 Б) CO_2
 В) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 Г) MgI_2

РЕАГЕНТЫ

- 1) AgNO_3 , NaOH , Br_2
 2) BaO , H_2O , LiOH
 3) HBr , CuSO_4 , CaO
 4) Mg , P , C_2H_2
 5) HCl , KOH , CH_3COOH

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

12. Установите соответствие между названием вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) 2-метилпропанол-2
 Б) рибоза
 В) цис-бутен-2

КЛАСС / ГРУППА

- 1) спирт
 2) сложный эфир
 3) углевод
 4) углеводород

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В

13. Из предложенного перечня выберите два вещества, которые являются структурными изомерами бутанола-1.

- 1) бутан
 2) диэтиловый эфир
 3) бутаналь
 4) 2-метилпропанол-1
 5) бутановая кислота

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

14. Из предложенного перечня выберите два вещества, при взаимодействии которых с бромной водой будет наблюдаться изменение окраски раствора.

- 1) бутан
- 2) бензол
- 3) фенол
- 4) пропан
- 5) олеиновая кислота

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

15. Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует этанол.

- 1) Na
- 2) HCl
- 3) H₂
- 4) Ag₂O (NH₃ p-p)
- 5) C₂H₆

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

16. Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует глицин.

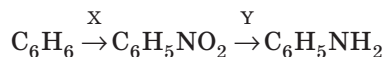
- 1) водород
- 2) хлорметан
- 3) гидроксид калия
- 4) бутан
- 5) соляная кислота

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

17. Задана следующая схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) NaOH (H₂O)
- 2) NH₃
- 3) H₂
- 4) HNO₃
- 5) O₂

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

18. Установите соответствие между названием вещества и продуктом, который преимущественно образуется при взаимодействии этого вещества с бромоводородом: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) этиловый спирт
 Б) пропен
 В) циклопропан
 Г) пропин

ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) $\text{CH}_3\text{—CHBr—CH}_3$
 2) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CHBr}_2$
 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$
 4) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{Br}$
 5) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между реагирующими веществами и углеродсодержащим продуктом, который образуется при взаимодействии этих веществ: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) уксусная кислота и хлор
 Б) фенол и натрий
 В) муравьиная кислота и этиловый спирт
 Г) уксусный альдегид и кислород

ПРОДУКТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) уксусная кислота
 2) этиловый эфир муравьиной кислоты
 3) фенолят натрия
 4) метиловый эфир уксусной кислоты
 5) формиат натрия
 6) хлоруксусная кислота

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

20. Из предложенного перечня типов реакций выберите два типа реакций, к которым можно отнести взаимодействие карбоновых кислот и спиртов.

- 1) окислительно-восстановительная
 2) гетерогенная
 3) обратимая
 4) реакция этерификации
 5) реакция нейтрализации

Запишите в поле ответа номера выбранных типов реакций.

Ответ:

--	--

21. Из предложенного перечня веществ выберите два вещества, добавление которых к воде уменьшают ее жесткость.

- 1) уксусная кислота
 2) известковая вода
 3) фосфат натрия
 4) бромная вода
 5) карбонат натрия

Запишите в поле ответа номера выбранных внешних воздействий.

Ответ:

--	--

22. Установите соответствие между формулой соли и продуктами электролиза водного раствора этой соли, которые выделились на инертных электродах: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) MgCl_2
 Б) AgNO_3
 В) Na_2SO_4
 Г) Li_2S

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) Ag , O_2
 2) H_2 , O_2
 3) H_2 , Cl_2
 4) H_2 , S
 5) Mg , Cl_2

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

23. Установите соответствие между названием соли и отношением этой соли к гидролизу: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) сульфид алюминия
 Б) сульфид натрия
 В) нитрат натрия
 Г) сульфат калия

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
 2) гидролизуется по аниону
 3) гидролизу не подвергается
 4) гидролизуется по катиону и аниону

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

24. Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $\text{NH}_4\text{OH} \xrightleftharpoons{t^\circ} \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 Б) $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + 4\text{H}_2 - Q$
 В) $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 Г) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) Смещается в сторону продуктов реакции.
 2) Смещается в сторону исходных веществ.
 3) Не происходит смещения равновесия.

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

25. Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого можно различить их водные растворы: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ

- А) ZnSO_4 и Na_2SO_4
 Б) HCl и NaOH
 В) NaCl и KBr
 Г) Na_2SiO_3 и Na_2CO_3

РЕАГЕНТ

- 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 2) HCl
 3) AgNO_3
 4) Zn
 5) KOH

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

26. Установите соответствие между веществом и областью его применения: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВЕЩЕСТВО

- А) этилен
 Б) пентан
 В) ацетилен
 Г) сульфат калия

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) получение каучука
 2) в качестве топлива
 3) для сварки и резки металлов
 4) в качестве удобрения
 5) для ускорения созревания плодов

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

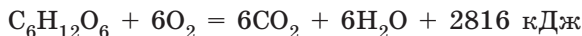
А	Б	В	Г

Ответом к заданиям 27—29 является число. Запишите это число в поле ответа в тексте работы, соблюдая при этом указанную степень точности. Затем перенесите это число в БЛАНК ОТВЕТОВ №1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки. Каждый символ пишите в отдельной клеточке в соответствии с приведёнными в бланке образцами. Единицы измерения физических величин писать не нужно.

27. Требуется приготовить 100 кг раствора хлорида калия с массовой долей этой соли 30 % из минерала, содержащего 45 % примесей. Определите массу этого минерала (в килограммах).

Ответ: _____ кг. (Запишите число с точностью до десятых.)

28. В соответствии с термохимическим уравнением



выделится 1408 кДж теплоты. Вычислите массу затраченного при этом кислорода (в граммах).

Ответ: _____ г. (Запишите число с точностью до целых.)

29. Какой объём водорода (в литрах) образуется при взаимодействии раствора, содержащего серную кислоту массой 19,6 г, с достаточным количеством магния (н. у.)?

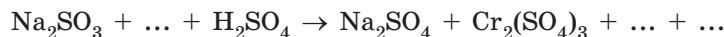
Ответ: _____ л. (Запишите число с точностью до десятых.)

Не забудьте перенести все ответы в бланк ответов №1 в соответствии с инструкцией по выполнению работы.

Часть 2

Для записи ответов на задания 30—34 используйте БЛАНК ОТВЕТОВ № 2. Запишите сначала номер задания (30, 31 и т. д.), а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

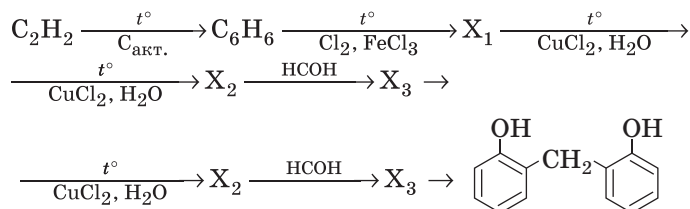
30. Составьте уравнение реакции, используя для расстановки коэффициентов метод электронного баланса:



Определите окислитель и восстановитель.

31. К карбонату кальция добавили избыток соляной кислоты. Выделившийся газ пропустили через известковую воду до образования осадка и дальнейшего его растворения. Полученный раствор нагрели. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

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



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

33. Оксид углерода(IV), полученный при сжигании метана объёмом 4,48 л (н. у.), пропустили через раствор гидроксида натрия объёмом 100 мл (плотность раствора 1,32 г/см³) с массовой долей растворённого вещества 28 %. Вычислите массу образовавшейся соли.

В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления (указывайте единицы измерения искомых физических величин).

34. При полном окислении образца некоторого органического соединения массой 12 г получено 17,6 г углекислого газа и 7,2 г воды. Известно, что относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 2,07. В ходе исследования химических свойств этого вещества установлено, что при взаимодействии этого вещества с карбонатом натрия выделяется углекислый газ.

На основании данных условия задания:

- 1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы органического вещества (указывайте единицы измерения искомых физических величин);
- 2) запишите молекулярную формулу исходного органического вещества;
- 3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;
- 4) напишите уравнение реакции этого вещества с карбонатом натрия, используя структурную формулу вещества.

Ответы к тренировочному тесту № 1

За правильный ответ на каждое из заданий 1—8, 12—16, 20, 21, 27—29 ставится 1 балл. Задание считается выполненным верно, если экзаменуемый дал правильный ответ в виде последовательности цифр или числа с заданной степенью точности.

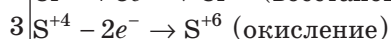
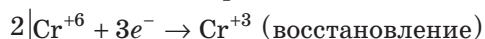
Задания 9—11, 17—19, 22—26 считаются выполненными верно, если правильно указана последовательность цифр. За полный правильный ответ в заданиях 9—11, 17—19, 22—26 ставится 2 балла; если допущена одна ошибка — 1 балл; за неверный ответ (более одной ошибки) или его отсутствие — 0 баллов.

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	45	11	4251	21	35
2	124	12	134	22	3124
3	45	13	24	23	4233
4	13	14	35	24	2211
5	342	15	12	25	5132
6	25	16	35	26	5234
7	13	17	43	27	66,7
8	13	18	3142	28	96
9	24	19	6321	29	4,5
10	1421	20	34		

За выполнение задания 30 ставится от 0 до 3 баллов; заданий 31, 33 и 34 — от 0 до 4 баллов; задания 32 — от 0 до 5 баллов.

30. Вариант ответа:

1) Составлен электронный баланс:



2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



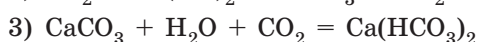
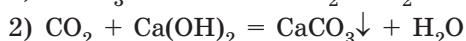
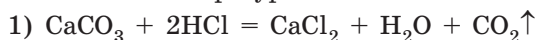
3) Указано, что сера в степени окисления +4 (или сульфит натрия за счёт серы в степени окисления +4) является восстановителем, а хром в степени окисления +6 (или бихромат калия за счёт хрома в степени окисления +6) является окислителем.

Указания по оцениванию	Баллы
<p>Ответ правильный и полный содержит следующие элементы:</p> <ul style="list-style-type: none"> определена степень окисления элементов, которые являются окислителем и восстановителем в реакции; указаны окислитель и восстановитель (элементы или вещества); записаны процессы окисления и восстановления, и на их основе составлен электронный (электронно-ионный) баланс; определены недостающие в уравнении реакции вещества, расставлены все коэффициенты 	3

Указания по оцениванию	Баллы
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	3

31. Вариант ответа:

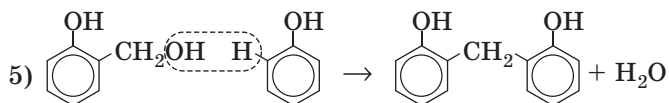
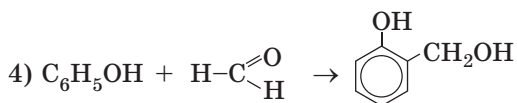
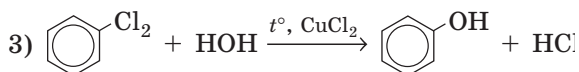
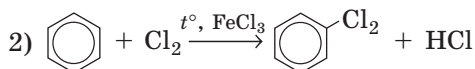
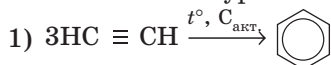
Написаны четыре уравнения описанных реакций:



Указания по оцениванию	Баллы
Правильно записаны четыре уравнения реакций	4
Правильно записаны три уравнения реакций	3
Правильно записаны два уравнения реакций	2
Правильно записано одно уравнение реакции	1
Все уравнения реакций записаны неверно	0
Максимальный балл	4

32. Вариант ответа:

Написаны пять уравнений реакций, соответствующих схеме превращений:

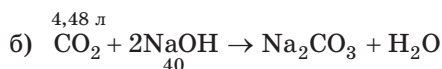
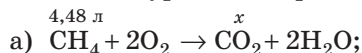


Указания по оцениванию	Баллы
Правильно записаны пять уравнений реакций	5
Правильно записаны четыре уравнения реакций	4

Правильно записаны три уравнения реакций	3
Правильно записаны два уравнения реакций	2
Правильно записано одно уравнение реакции	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>5</i>

33. Вариант ответа:

1) Записаны уравнения реакций:



2) Определён объём образовавшегося газа CO_2 по реакции а):

$$V(\text{CH}_4) = V(\text{CO}_2); V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л}$$

3) Рассчитано количество вещества реагентов в реакции б) и сделан вывод об избытке щёлочи:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}; \quad n(\text{NaOH}) = 100 \cdot 1,32 \cdot \frac{0,28}{40} = 0,92 \text{ моль}$$

4) Вычислена масса карбоната натрия:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CO}_2); m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,2 \cdot 106 = 21,2 \text{ г}$$

Ответ: масса карбоната натрия равна 21,2 г.

Указания по оцениванию	Баллы
<p>Ответ правильный и полный содержит следующие элементы:</p> <ul style="list-style-type: none"> • правильно записаны уравнения реакций, соответствующих условию задания; • правильно произведены вычисления, в которых используются необходимые физические величины, заданные в условии задания; • продемонстрирована логически обоснованная взаимосвязь физических величин, на основании которых проводятся расчёты; • в соответствии с условием задания определена искомая физическая величина 	4
Правильно записаны три элемента ответа	3
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>4</i>

34. Вариант ответа:

Общая формула вещества — $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

Найдено количество вещества продуктов сгорания:

$$n(\text{CO}_2) = 17,6 / 44 = 0,4 \text{ моль}; n(\text{C}) = 0,4 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 7,2 / 18 = 0,4 \text{ моль}; n(\text{H}) = 0,4 \cdot 2 = 0,8 \text{ моль}$$

$$m(\text{O}) = 12 - 0,4 \cdot 12 - 0,8 = 6,4 \text{ г}; n(\text{O}) = 6,4 / 16 = 0,4 \text{ моль}$$

Определена молекулярная формула вещества:

$$x : y : z = 0,4 : 0,8 : 0,4 = 1 : 2 : 1$$

Простейшая формула – CH_2O

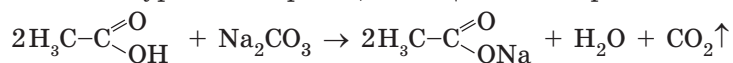
$$M_{\text{прост}}(\text{CH}_2\text{O}) = 30 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{ист}}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 2,07 \cdot 29 = 60 \text{ г/моль}$$

Молекулярная формула исходного вещества – $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Составлена структурная формула вещества $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$

Записано уравнение реакции вещества с карбонатом натрия:



Указания по оцениванию	Баллы
<p>Ответ правильный и полный, содержит следующие элементы:</p> <ul style="list-style-type: none"> • правильно произведены вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы вещества; • записана молекулярная формула вещества; • записана структурная формула органического вещества, которая отражает порядок связи и взаимное расположение заместителей и функциональных групп в молекуле в соответствии с условием задания; • записано уравнение реакции, на которую даётся указание в условии задания, с использованием структурной формулы органического вещества 	4
Правильно записаны три элемента ответа	3
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>4</i>

НЕДЕЛЯ 1

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

1.1. Современные представления о строении атома

1.1.1. Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырёх периодов: *s*-, *p*- и *d*-элементы. Электронная конфигурация атома. Основное и возбуждённое состояние атомов

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМОВ

Строение атома

Любой химический элемент, как правило, может существовать в трёх формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества. Рассмотрим первую форму — *свободные атомы*.

Понятие *атом* возникло ещё в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого *атом* означает «неделимый». Это химически неделимая электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра, содержащего протоны и нейтроны, идвигающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.

Радиус ядра, как выяснилось, в 100 000 раз меньше радиуса всего атома, той его области, в которой находятся электроны, имеющие отрицательный заряд. Если применить образное сравнение, то весь объём атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро — футбольному мячу, расположенному в центре поля.

Атом любого химического элемента сравним с крохотной Солнечной системой. Поэтому такую модель атома, предложенную Резерфордом, называют **планетарной**.

Протоны и нейтроны вместе называют **нуклонами** (от лат. *nucleus* — ядро). Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется **массовым числом**. Так как ничтожно малой массой электрона можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома.

В табл. 1 представлены основные характеристики элементарных частиц.

Таблица 1

Основные характеристики элементарных частиц

Частица и её обозначение	Масса	Заряд	Примечание
Протон p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента
Нейтрон n^0	1	0	Число нейтронов находят по формуле: $N = A - Z$, где N — число нейтронов, A — массовое число, Z — порядковый номер элемента, то есть число протонов
Электрон e^-	$\frac{1}{1837}$	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента

Состояние электронов в атоме

Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об *энергии* определённого электрона в *пространстве*, в котором он находится. Электрон в атоме не имеет траектории движения, т. е. можно говорить лишь о *вероятности* нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части этого пространства, окружающего ядро, и совокупность различных положений его рассматривают как электронное облако с определённой плотностью отрицательного заряда.

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется орбиталью. В нём заключено приблизительно **90 % электронного облака**, и это означает, что **около 90 % времени электрон находится** в этой части пространства. По форме различают 4 известных ныне типа орбиталей, которые обозначаются латинскими буквами *s*, *p*, *d* и *f*. Графическое изображение некоторых форм электронных орбиталей представлено на рис. 1.

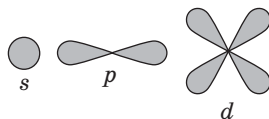


Рис. 1. Форма *s*-, *p*- и *d*-орбиталей

Важнейшей характеристикой движения электрона на определённой орбитали является энергия его связи с ядром. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый *электронный слой*, или *энергетический уровень*. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6 и 7.

Целое число *n*, обозначающее номер энергетического уровня, называют главным квантовым числом. Оно характеризует энергию электронов, занимающих данный энергетический уровень. Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня, наиболее близкого к ядру; электроны последующих уровней характеризуются большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня.

Число энергетических уровней (электронных слоёв) в атоме равно номеру периода в системе Д. И. Менделеева, к которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода один энергетический уровень; второго периода — два; седьмого периода — семь.

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле

$$N = 2n^2,$$

где *N* — максимальное число электронов; *n* — номер уровня, или главное квантовое число. Следовательно: на первом, ближайшем к ядру энергетическом уровне может находиться *не более двух электронов*; на втором — не более 8; на третьем — не более 18; на четвёртом — не более 32.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1

1. Выберите характерное свойство нейтронов.

- 1) не имеют массы
- 2) не имеют заряда
- 3) имеют заряд +1
- 4) имеют заряд -1

2. Укажите максимальное число электронов на первом энергетическом уровне.

- 1) 8
- 2) 2
- 3) 18
- 4) 32

3. Число нейтронов в ядре атома ^{40}Ca равно

- 1) 22
- 2) 20
- 3) 30
- 4) 59

4. Число подуровней, начиная со второго энергетического уровня атома, равно значению

- 1) номера уровня в квадрате
- 2) главного квантового числа
- 3) максимального числа электронов
- 4) числа протонов

5. Определите символ химического элемента, атом которого имеет столько электронов, сколько и ион магния.

- 1) Ne
- 2) Na
- 3) Fe
- 4) O

6. Укажите электронную конфигурацию возбуждённого атома серы.

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$

7. Укажите количество энергетических уровней в атоме кальция.

- 1) 4
- 2) 3
- 3) 2
- 4) 1

А как, в свою очередь, устроены энергетические уровни (электронные слои)?

Начиная со второго энергетического уровня ($n = 2$), каждый из уровней подразделяется на подуровни (подслои), несколько отличающиеся друг от друга энергией связи с ядром.

Число подуровней равно значению главного квантового числа: первый энергетический уровень имеет один подуровень; второй — два; третий — три; четвёртый — четыре. Подуровни, в свою очередь, образованы орбиталями.

Каждому значению n соответствует число орбиталей, равное n^2 . По данным, представленным в табл. 2, можно проследить связь главного квантового числа n с числом подуровней, типом и числом орбиталей и максимальным числом электронов на подуровне и уровне.

Таблица 2

Главное квантовое число, типы и число орбиталей, максимальное число электронов на подуровнях и уровнях

Энергетический уровень (n)	Число подуровней, равное n	Тип орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне, равное n^2	на подуровне	на уровне, равное $2n^2$
K ($n = 1$)	1	1s	1	1	2	2
L ($n = 2$)	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
M ($n = 3$)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N ($n = 4$)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

Подуровни принято обозначать латинскими буквами:

- s -подуровень — первый, ближайший к ядру подуровень каждого энергетического уровня — состоит из одной s -орбитали;
- p -подуровень — второй подуровень каждого, кроме первого, энергетического уровня — состоит из трёх p -орбиталей;
- d -подуровень — третий подуровень каждого, начиная с третьего, энергетического уровня — состоит из пяти d -орбиталей;
- f -подуровень каждого, начиная с четвёртого, энергетического уровня — состоит из семи f -орбиталей.

Изотопы

Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называются изотопами.

Слово *изотоп* состоит из двух греческих слов: *isos* — одинаковый и *topos* — место, обозначает «занимающий одно место» (клетку) в Периодической системе элементов.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массой 12, 13, 14; кислород — три изотопа с массой 16, 17, 18 и т. д.

Химические свойства изотопов большинства химических элементов совершенно одинаковы.

Однако изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого кратного увеличения их относительной атомной массы; им даже присвоены индивидуальные названия

и химические знаки: протий — ${}^1_1\text{H}$; дейтерий — ${}^2_1\text{H}$, или ${}^2_1\text{D}$; тритий — ${}^3_1\text{H}$, или ${}^3_1\text{T}$ (рис. 2).

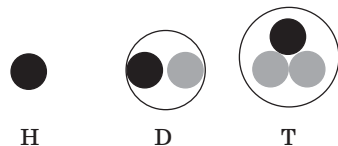


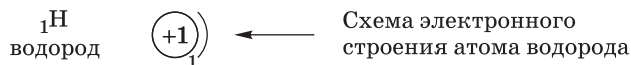
Рис. 2. Схема ядер атомов водорода
(чёрные кружки ± протоны, серые ± нейтроны)

Теперь можно дать современное, более строгое и научное определение химическому элементу.

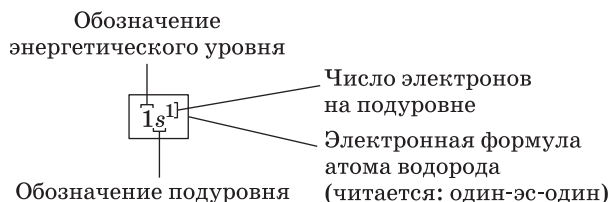
Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырёх периодов

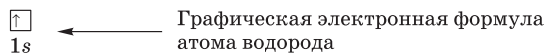
Элементы первого периода



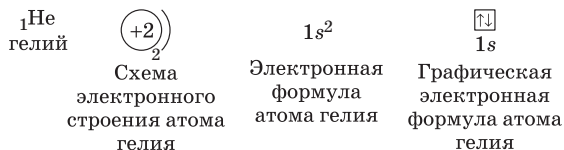
Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по электронным слоям (энергетическим уровням).



Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.



Графические электронные формулы атомов показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по орбиталям.



В атоме гелия первый электронный слой завершен — в нём 2 электрона.

Водород и гелий — s-элементы, у этих атомов заполняется электронами s-орбиталь.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

8. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует частице
 - 1) Ca^{2+}
 - 2) Cl^{1-}
 - 3) K^+
 - 4) N^{3-}
9. Максимальное число электронов на d-подуровне электронных оболочек атомов равно
 - 1) 10
 - 2) 2
 - 3) 18
 - 4) 6
10. Выберите определение атомной орбитали.
 - 1) область пространства, в которой наиболее вероятно нахождение электрона
 - 2) электроны, обладающие близкими значениями энергии
 - 3) форма существования атома
 - 4) область пространства, в котором расположено ядро
11. По электронной формуле атома выберите элемент, который имеет амфотерные свойства.
 - 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
12. Нуклоны — это общее название
 - 1) электронов
 - 2) нейтронов и электронов
 - 3) протонов и нейтронов
 - 4) электронов и протонов
13. Сколько электронов может находиться на одной p-орбитали?
 - 1) 2
 - 2) 3
 - 3) 6
 - 4) 8
14. Атому неона в основном состоянии соответствует электронная конфигурация частицы
 - 1) F^0
 - 2) F^-
 - 3) O^0
 - 4) Na^+

Элементы второго периода

У всех элементов второго периода первый электронный слой заполнен, и электроны заполняют s - и p -орбитали второго электронного слоя в соответствии с принципом наименьшей энергии (сначала s , а затем p) и правилами Паули и Хунда¹.

В атоме неона второй электронный слой завершён — в нём 8 электронов.

Элементы третьего периода

У атомов элементов третьего периода первый и второй электронные слои завершены, поэтому заполняется третий электронный слой, в котором электроны могут занимать $3s$ -, $3p$ - и $3d$ -подуровни (табл. 3).

Таблица 3

Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
У атома магния достраивается 3,5-электронная орбиталь. Na и Mg — s -элементы.			
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
У алюминия и последующих элементов заполняется электронами $3d$ -подуровень.			
$_{18}\text{Ar}$ Аргон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

В атоме аргона на внешнем слое (третьем электронном слое) 8 электронов. Как внешний слой он завершён, но всего в третьем электронном слое, как вы уже знаете, может быть 18 электронов, а это значит, что у элементов третьего периода остаются незаполненными $3d$ -орбитали.

Все элементы от Al до Ar — p -элементы.

s - и p -элементы образуют *главные подгруппы* в Периодической системе.

¹ Правила Паули и Хунда см. на с. 31–32.

Элементы четвёртого периода

У атомов калия и кальция появляется четвёртый электронный слой, заполняется $4s$ -подуровень (табл. 4), т. к. он имеет меньшую энергию, чем $3d$ -подуровень.

К, Са — *s*-элементы, входящие в главные подгруппы. У атомов от Sc до Zn заполняется электронами *3d*-подуровень. Это *3d*-элементы. Они входят в *побочные подгруппы*, у них заполняется предвнешний электронный слой, их относят к *переходным элементам*.

Обратите внимание на строение электронных оболочек атомов хрома и меди. В них происходит «провал» одного электрона с $4s$ - на $3d$ -подуровень, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций $3d^5$ и $3d^{10}$.

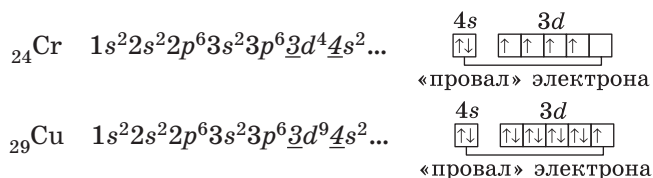


Таблица 4

Строение электронных оболочек атомов элементов четвёртого периода

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронные формулы	Графическая электронная формула
$_{19}\text{K}$ Калий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
$_{20}\text{Ca}$ Кальций		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	
$_{21}\text{Sc}$ Скандий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	
$_{22}\text{Ti}$ Титан		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	
$_{23}\text{V}$ Ванадий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	
$_{24}\text{Cr}$ Хром		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	
$_{29}\text{Cu}$ Медь		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронные формулы	Графическая электронная формула
$_{30}\text{Zn}$ Цинк		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	
$_{31}\text{Ga}$ Галлий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	
...			
$_{36}\text{Kr}$ Криптон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	

В атоме цинка третий электронный слой завершён — в нём заполнены все подуровни $3s$, $3p$ и $3d$, всего на них 18 электронов.

У следующих за цинком элементов продолжает заполняться четвёртый электронный слой, $4p$ -подуровень.

Элементы от Ga до Kr — p -элементы.

У атома криптона внешний слой (четвёртый) завершён, имеет 8 электронов. Но всего в четвёртом электронном слое, как вы знаете, может быть 32 электрона; у атома криптона пока остаются незаполненными $4d$ - и $4f$ -подуровни.

У элементов пятого периода идёт заполнение подуровней в следующем порядке: $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p$. И также встречаются исключения, связанные с «провалом» электронов, у $_{41}\text{Nb}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{44}\text{Ru}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{46}\text{Pd}$, $_{47}\text{Ag}$.

В шестом и седьмом периодах появляются f -элементы, т. е. элементы, у которых идёт заполнение соответственно $4f$ - и $5f$ -подуровней третьего снаружи электронного слоя.

$4f$ -элементы называют лантаноидами.

$5f$ -элементы называют актиноидами.

Порядок заполнения электронных подуровней в атомах элементов шестого периода: $_{55}\text{Cs}$ и $_{56}\text{Ba}$ — $6s$ -элементы; $_{57}\text{La} \dots 6s^2 5d^1$ — $5d$ -элемент; $_{58}\text{Ce} - _{71}\text{Lu}$ — $4f$ -элементы; $_{72}\text{Hf} - _{80}\text{Hg}$ — $5d$ -элементы; $_{81}\text{Tl} - _{86}\text{Rn}$ — $6d$ -элементы. Но и здесь встречаются элементы, у которых нарушается порядок заполнения электронных орбиталей, что, например, связано с большей энергетической устойчивостью наполовину и полностью заполненных f -подуровней, т. е. nf^7 и nf^{14} .

В зависимости от того, какой подуровень атома заполняется электронами последним, все элементы, как вы уже поняли, делят на четыре электронных семейства, или блока:

1) **s -элементы**; электронами заполняется s -подуровень внешнего уровня атома; к s -элементам относятся водород, гелий и элементы главных подгрупп I и II групп;

2) **p -элементы**; электронами заполняется p -подуровень внешнего уровня атома; к p -элементам относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп;

3) **d -элементы**; электронами заполняется d -подуровень предвнешнего уровня атома; к d -элементам относятся элементы побочных подгрупп I–VIII групп, то есть элементы вставных декад больших периодов, расположенных между s - и p -элементами. Их также называют переходными элементами;

4) **f -элементы**; электронами заполняется f -подуровень третьего снаружи уровня атома; к ним относятся лантаноиды и актиноиды.

Электронная конфигурация атома.

Основное и возбуждённое состояние атомов

Швейцарский физик В. Паули в 1925 г. установил, что *в атоме на одной орбитали может находиться не более двух электронов*, имеющих противоположные (антипараллельные) *спины* (в переводе с английского — веретено), т. е. обладающих такими свойствами, которые условно можно представить себе как вращение электрона вокруг своей воображаемой оси по часовой или против часовой стрелки. Этот принцип носит название *принципа Паули*.

Если на орбитали находится один электрон, то он называется *неспаренным*, если два, то это *спаренные электроны*, т. е. электроны с противоположными спинами.

На рис. 3 показана схема деления энергетических уровней на подуровни.

s-орбиталь, как вы уже знаете, имеет сферическую форму. Электрон атома водорода ($n = 1$) располагается на этой орбитали и неспарен. Поэтому его *электронная формула*, или *электронная конфигурация*, записывается так: $1s^1$. В электронных формулах номер энергетического уровня обозначается цифрой, стоящей перед буквой (1...), латинской буквой обозначают подуровень (тип орбитали), а цифра, которая записывается справа сверху от буквы (как показатель степени), показывает число электронов на подуровне.

Для атома гелия He, имеющего два спаренных электрона на одной s-орбитали, эта формула: $1s^2$.

Электронная оболочка атома гелия завершена и очень устойчива. Гелий — это благородный газ.

На втором энергетическом уровне ($n = 2$) имеются четыре орбитали, одна s и три p. Электроны s-орбитали второго уровня (2s-орбитали) обладают более высокой энергией, т. к. находятся на большем расстоянии от ядра, чем электроны 1s-орбитали ($n = 2$) (см. рис. 4).

Вообще для каждого значения n существует одна s-орбиталь, но с соответствующим запасом энергии электронов на нём и, следовательно, с соответствующим диаметром, растущим по мере увеличения значения n .

p-орбиталь имеет форму гантели, или объёмной восьмёрки. Все три p-орбитали расположены в атоме взаимно перпендикулярно вдоль пространственных координат, проведённых через ядро атома. Следует подчеркнуть ещё раз, что каждый энергетический уровень (электронный слой), начиная с $n = 2$, имеет три p-орбитали. С увеличением значения n электроны занимают p-орбитали, расположенные на больших расстояниях от ядра и направленные по осям x , y , z .

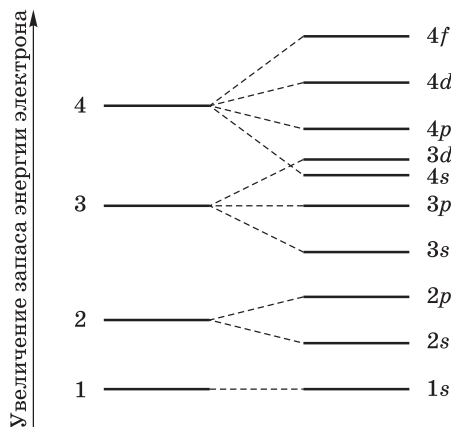


Рис. 3. Схема деления энергетических уровней на подуровни

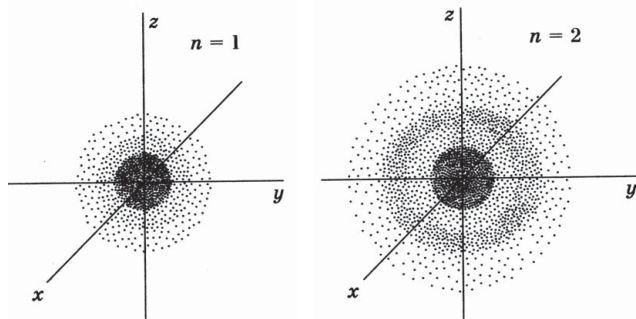


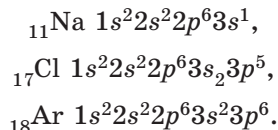
Рис. 4. Сечение 1s- и 2s-электронных облаков плоскостью, проходящей через ядро

У элементов второго периода ($n = 2$) заполняется сначала одна s -орбиталь, а затем три p -орбитали; электронная формула Li: $1s^2 2s^1$. Электрон $2s^1$ слабее связан с ядром атома, поэтому атом лития может легко отдавать его (как вы, очевидно, помните, этот процесс называется окислением), превращаясь в ион лития Li^+ .

В атоме бериллия Be четвёртый электрон также размещается на $2s$ -орбитали: $1s^2 2s^2$. Два внешних электрона атома бериллия легко отрываются — Be^0 при этом окисляется в катион Be^{2+} .

У атома бора пятый электрон занимает $2p$ -орбиталь: $1s^2 2s^2 2p^1$. Далее у атомов C, N, O, F идёт заполнение $2p$ -орбиталей, которое заканчивается у благородного газа неона: $1s^2 2s^2 2p^6$.

У элементов третьего периода заполняются соответственно $3s$ - и $3p$ -орбитали. Пять d -орбиталей третьего уровня при этом остаются свободными:

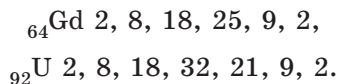


Иногда в схемах, изображающих распределение электронов в атомах, указывают только число электронов на каждом энергетическом уровне, то есть записывают сокращённые электронные формулы атомов химических элементов, в отличие от приведённых выше полных электронных формул, например: $_{11}\text{Na } 2, 8, 1$; $_{17}\text{Cl } 2, 8, 7$; $_{18}\text{Ar } 2, 8, 8$.

У элементов больших периодов (четвёртого и пятого) первые два электрона занимают соответственно $4s$ - и $5s$ -орбитали: $_{19}\text{K } 2, 8, 8, 1$; $_{38}\text{Sr } 2, 8, 18, 8, 2$. Начиная с третьего элемента каждого большого периода последующие десять электронов поступают на предыдущие $3d$ - и $4d$ -орбитали соответственно (у элементов побочных подгрупп): $_{23}\text{V } 2, 8, 11, 2$; $_{26}\text{Fe } 2, 8, 14, 2$; $_{40}\text{Zr } 2, 8, 18, 10, 2$; $_{43}\text{Tc } 2, 8, 18, 13, 2$. Как правило, когда будет заполнен предыдущий d -подуровень, начнёт заполняться внешний (соответственно $4p$ - и $5p$ -) p -подуровень: $_{33}\text{As } 2, 8, 18, 5$; $_{52}\text{Te } 2, 8, 18, 18, 6$.

У элементов больших периодов — шестого и незавершённого седьмого — электронные уровни и подуровни заполняются электронами, как правило, так: первые два электрона поступают на внешний s -подуровень: $_{56}\text{Ba } 2, 8, 18, 18, 8, 2$; $_{87}\text{Fr } 2, 8, 18, 32, 18, 8, 1$; следующий один электрон (у La и Ca) на предыдущий d -подуровень: $_{57}\text{La } 2, 8, 18, 18, 9, 2$ и $_{89}\text{Ac } 2, 8, 18, 32, 18, 9, 2$.

Затем последующие 14 электронов поступают на третий снаружи энергетический уровень, на $4f$ - и $5f$ -орбитали соответственно лантаноидов и актиноидов:

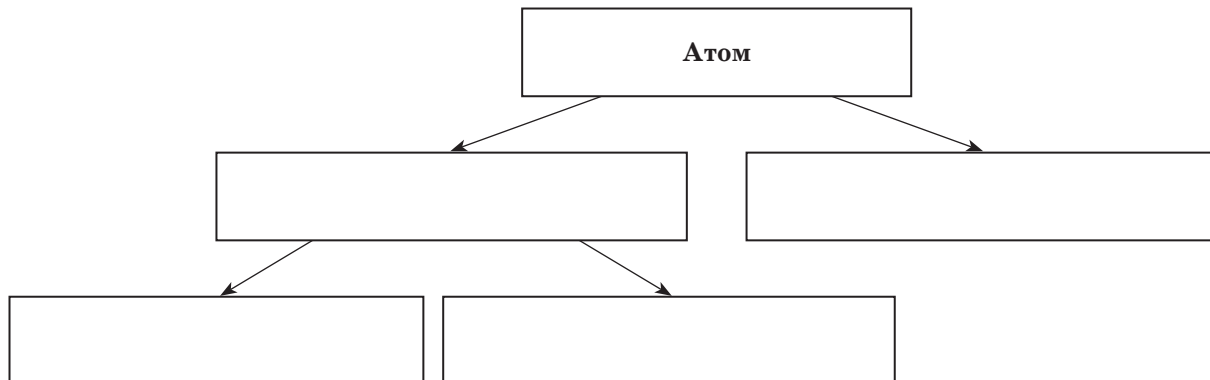


Затем снова начнёт застраиваться второй снаружи энергетический уровень (d -подуровень) у элементов побочных подгрупп: $_{73}\text{Ta } 2, 8, 18, 32, 11, 2$; $_{104}\text{Rf } 2, 8, 18, 32, 32, 10, 2$ — и, наконец, только после полного заполнения десятью электронами d -подуровня будет снова заполняться p -подуровень: $_{86}\text{Rn } 2, 8, 18, 32, 18, 8$.

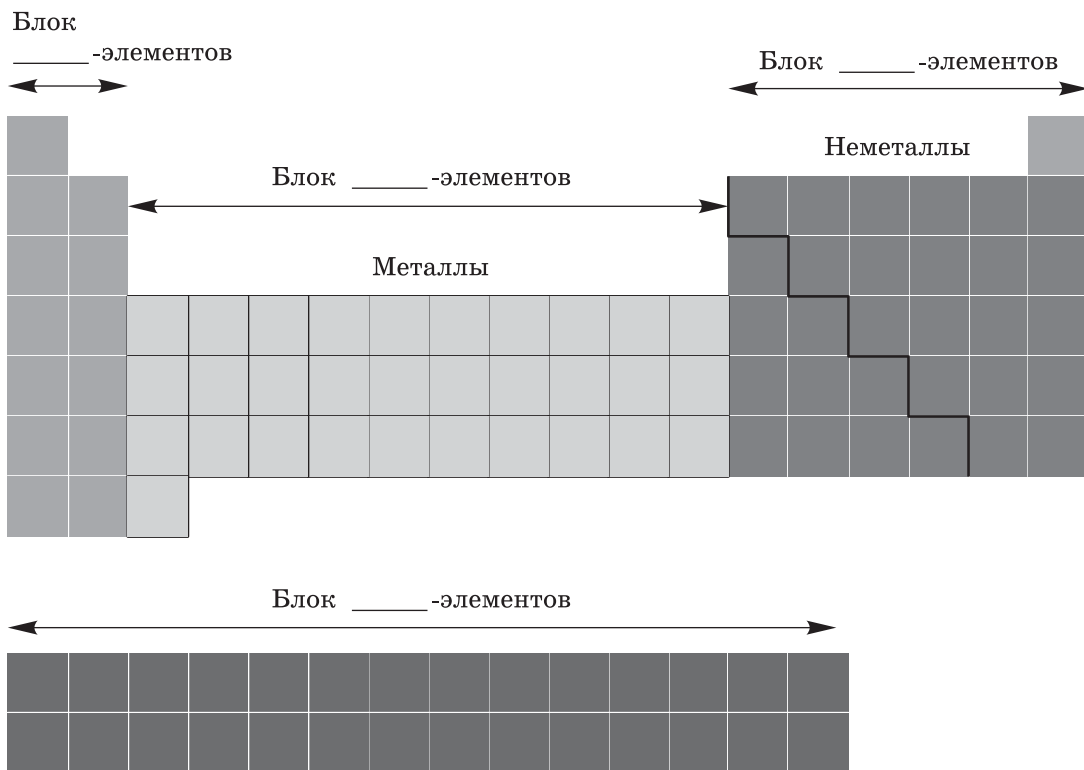
Очень часто строение электронных оболочек атомов изображают с помощью энергетических, или квантовых ячеек, — записывают так называемые *графические электронные формулы*. Для этой записи используют следующие обозначения: каждая квантовая ячейка обозначается клеткой, которая соответствует одной орбитали; каждый электрон обозначается стрелкой, соответствующей направлению спина. При записи графической электронной формулы следует помнить два правила: *принцип Паули*, согласно которому в ячейке (орбитали) может быть не более двух электронов, но с антипараллельными спинами, и *правило Ф. Хунда*, согласно которому электроны занимают свободные ячейки сначала по одному и имеют при этом одинаковое значение спина, и лишь затем спариваются, но спины при этом, по принципу Паули, будут уже противоположно направленными.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Строение атома».



♦ Подпишите блоки химических элементов.



Ответы на тестовые задания (неделя 1)

1 — 2. 2 — 2. 3 — 2. 4 — 2. 5 — 1. 6 — 4. 7 — 1. 8 — 2. 9 — 1. 10 — 1. 11 — 4. 12 — 3. 13 — 1. 14 — 4.

НЕДЕЛЯ 2

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
 - 1.2.1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам
 - 1.2.2. Общая характеристика металлов IA-IIIА групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностями строения их атомов
 - 1.2.3. Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностям строения их атомов
 - 1.2.4. Общая характеристика неметаллов IVA-VIIА групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов

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

Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

В современной науке таблицу Д. И. Менделеева называют **Периодической системой химических элементов**. Почему «периодической», понятно: общие закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ, образованных химическими элементами, повторяются в этой системе через определённые интервалы — **периоды**.

Таким образом, все существующие в мире химические элементы подчиняются единому, объективно действующему в природе **периодическому закону**, графическим отображением которого является Периодическая система элементов. Этот закон и система носят имя великого русского химика Д. И. Менделеева.

Радиус атома с увеличением зарядов ядер атомов в периоде *уменьшается*, т. к. притяжение ядром электронных оболочек усиливается. Происходит своеобразное их сжатие.

От лития к неону заряд ядра постепенно увеличивается (от 3 до 10), что обуславливает возрастание сил притяжения электронов к ядру, размеры атомов уменьшаются. Поэтому в начале периода расположены элементы с небольшим числом электронов на внешнем электронном слое и большим радиусом атома. Электроны, находящиеся дальше от ядра, легко от него отрываются, что характерно для элементов-металлов.

В одной и той же группе с увеличением номера периода атомные радиусы *возрастают*, т. к. увеличение заряда атома оказывает противоположный эффект.

С точки зрения теории строения атомов, принадлежность элементов к металлам или неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны.

Атомы металлов сравнительно легко отдают электроны и не могут их присоединять для построения своего внешнего электронного слоя.

Перечислим закономерности изменения свойств, проявляемые в пределах периодов:

- металлические свойства уменьшаются;
- неметаллические свойства усиливаются;
- степень окисления элементов в высших оксидах возрастает от +1 до +7 (+8 для Os и Ru);
- степень окисления элементов в летучих водородных соединениях возрастает от -4 до -1;
- оксиды от основных через амфотерные сменяются кислотными оксидами;
- гидроксиды от щелочей через амфотерные сменяются кислотами.

Д. И. Менделеев в 1869 г. сделал вывод — сформулировал Периодический закон, который звучит так:

свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

Систематизируя химические элементы на основе их относительных атомных масс, Менделеев уделял большое внимание также свойствам элементов и образуемых ими веществ, распределяя элементы со сходными свойствами в вертикальные столбцы — группы.

Иногда, в нарушение выявленной им закономерности, Менделеев ставил более тяжёлые элементы с меньшими значениями относительных атомных масс. Например, он записал в свою таблицу кобальт перед никелем, теллур перед йодом, а когда были открыты инертные (благородные) газы, — аргон перед калием. Такой порядок расположения Менделеев считал необходимым, потому что иначе эти элементы попали бы в группы несходных с ними по свойствам элементов, в частности щелочной металл калий попал бы в группу инертных газов, а инертный газ аргон — в группу щелочных металлов.

Д. И. Менделеев не мог объяснить эти исключения из общего правила, не мог объяснить и причину причину периодичности свойств элементов и образованных ими веществ. Однако он предвидел, что эта причина кроется в сложном строении атома, внутреннее строение которого в то время не было изучено.

В соответствии с современными представлениями о строении атома, основой классификации химических элементов являются заряды их атомных ядер, и современная формулировка Периодического закона такова:

свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Периодичность в изменении свойств элементов объясняется периодической повторяемостью в строении внешних энергетических уровней их атомов. Именно число энергетических уровней, общее число расположенных

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Из приведённых химических элементов самый большой радиус атома имеет
 - 1) I
 - 2) Br
 - 3) F
 - 4) Cl
- В каком ряду химические элементы расположены в порядке уменьшения их атомных радиусов?
 - 1) Ca, Mg, Be
 - 2) O, C, N
 - 3) Zn, Cd, Hg
 - 4) P, Si, Al
- У элементов четвёртого периода главной группы периодической системы с возрастанием порядкового номера значения атомного радиуса
 - 1) уменьшаются
 - 2) изменяются периодически
 - 3) увеличиваются
 - 4) остаются постоянными
- Верны ли следующие суждения о радиусах элементов?
 - А. Металлы имеют сравнительно большие радиусы.
 - Б. В побочных подгруппах радиус увеличивается не столь значительно, как у металлов главных подгрупп.
 - 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения
 - 4) оба суждения неверны
- Укажите химический элемент, у которого наибольший атомный радиус.
 - 1) магний
 - 2) бериллий
 - 3) барий
 - 4) кальций
- У элементов N — O — F уменьшается(-ются)
 - 1) радиус
 - 2) заряды атомов
 - 3) восстановительные свойства
 - 4) неметаллические свойства

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Наиболее активным металлом является
 - 1) Fe
 - 2) Ba
 - 3) Hg
 - 4) Al
8. Наиболее сильные основные свойства проявляет гидроксид
 - 1) KOH
 - 2) NaOH
 - 3) LiOH
 - 4) RbOH
9. Как изменяются с увеличением порядкового номера в главных подгруппах Периодической системы Д. И. Менделеева восстановительные свойства металлов?
 - 1) усиливаются
 - 2) не изменяются
 - 3) уменьшаются
 - 4) сначала усиливаются, а затем уменьшаются
10. Как изменяются свойства оксидов в ряду $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$?
 - 1) усиливаются основные свойства
 - 2) ослабевают амфотерные свойства
 - 3) усиливаются амфотерные свойства
 - 4) ослабевают кислотные свойства
11. Выберите водородное соединение с наиболее выраженными кислотными свойствами.
 - 1) HF
 - 2) HBr
 - 3) HCl
 - 4) HI
12. Кислотные свойства оксидов усиливаются в ряду
 - 1) Cl_2O_7 , SO_3 , P_2O_5
 - 2) P_2O_5 , Cl_2O_7 , SO_3
 - 3) P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7
 - 4) SO_3 , P_2O_5 , Cl_2O_7

на них электронов и число электронов на внешнем уровне отражают принятую в Периодической системе символику, т. е. раскрывают физический смысл номера периода, номера группы и порядкового номера элемента.

Строение атома позволяет объяснить и причины изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева **обобщают** сведения о химических элементах и образованных ими веществах и **объясняют** периодичность в изменении их свойств и причину сходства свойств элементов одной и той же группы.

Эти два важнейших значения Периодического закона и Периодической системы дополняет ещё одно, которое заключается в возможности **прогнозировать**, т. е. предсказывать, описывать свойства и указывать пути открытия новых химических элементов.

Общая характеристика металлов главных подгрупп IA–IIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов

Химические элементы — металлы

Большинство химических элементов относят к металлам — 92 из 114 известных элементов.

Все металлы, кроме ртути, в обычном состоянии твёрдые вещества и имеют ряд общих свойств.

Металлы — это ковкие, пластичные, тягучие вещества, имеющие металлический блеск и способные проводить тепло и электрический ток.

Атомы элементов-металлов отдают электроны внешнего (а некоторые — и предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы.

Это свойство атомов металлов, как вы знаете, определяется тем, что они имеют сравнительно большие радиусы и малое число электронов (в основном от 1 до 3 на внешнем слое).

Исключение составляют лишь 6 металлов: атомы германия, олова, свинца на внешнем слое имеют 4 электрона, атомы сурьмы и висмута — 5, атомы полония — 6.

Для атомов металлов характерны небольшие значения электроотрицательности (от 0,7 до 1,9) и исключительно восстановительные свойства, т. е. способность отдавать электроны.

Вы уже знаете, что в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева металлы находятся ниже диагонали бор — астат, а также выше её, в побочных подгруппах. В периодах и главных подгруппах действуют известные вам закономерности в изменении металлических, а значит, восстановительных свойств атомов элементов.

Химические элементы, расположенные вблизи диагонали бор — астат (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb), обладают двойственными свойствами: в одних своих соединениях ведут себя как металлы, в других проявляют свойства неметаллов.

В побочных подгруппах восстановительные свойства металлов с увеличением порядкового номера чаще всего уменьшаются.

Это можно объяснить тем, что на прочность связи валентных электронов с ядром у атомов этих металлов в большей степени влияет величина заряда ядра, а не радиус атома. Величина заряда ядра значительно увеличивается, притяжение электронов к ядру усиливается. Радиус атома при этом хотя и увеличивается, но не столь значительно, как у металлов главных подгрупп.

Простые вещества, образованные химическими элементами — металлами, и сложные металлосодержащие вещества играют важнейшую роль в минеральной и органической «жизни» Земли. Достаточно вспомнить, что атомы (ионы) элементов металлов являются составной частью соединений, определяющих обмен веществ в организме человека, животных. Например, в крови человека найдено 76 элементов, из них только 14 не являются металлами. В организме человека некоторые элементы-металлы (кальций, калий, натрий, магний) присутствуют в большом количестве, т. е. являются *макроэлементами*. А такие металлы, как хром, марганец, железо, кобальт, медь, цинк, молибден, присутствуют в небольших количествах, т. е. это *микроэлементы*.

Особенности строения металлов главных подгрупп I–III групп

Щелочные металлы — это металлы главной подгруппы I группы. Их атомы на внешнем энергетическом уровне имеют по одному электрону. Щелочные металлы — сильные восстановители. Их восстановительная способность и химическая активность возрастают с увеличением порядкового номера элемента (т. е. сверху вниз в Периодической таблице). Все они обладают электронной проводимостью. Прочность связи между атомами щелочных металлов уменьшается с увеличением порядкового номера элемента. Также снижаются их температуры плавления и кипения. Щелочные металлы взаимодействуют со многими простыми веществами — окислителями. В реакциях с водой они образуют растворимые в воде основания (щёлочи).

Щелочноземельными элементами называются элементы главной подгруппы II группы. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне по два электрона. Они являются восстановителями, имеют степень окисления +2. В этой главной подгруппе соблюдаются общие закономерности в изменении физических и химических свойств, связанные с увеличением размера атомов по группе сверху вниз, также ослабевает и химическая связь между атомами. С увеличением размера иона ослабевают кислотные и усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов.

Главную подгруппу III группы составляют элементы бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Все элементы относятся к *p*-элементам. На внешнем энергетическом уровне они имеют по три (s^2p^1) электрона, чем объясняется сходство свойств. Степень окисления +3. Внутри группы с увеличением заряда ядра металлические свойства увеличиваются. Бор — элемент-неметалл, а у алюминия уже металлические свойства. Все элементы образуют оксиды и гидроксиды.

Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов

Д. И. Менделеева и особенностям строения их атомов

Большинство элементов-металлов находится в побочных группах Периодической системы.

В четвёртом периоде у атомов калия и кальция появляется четвёртый электронный слой, заполняется $4s$ -подуровень, так как он имеет меньшую энергию, чем $3d$ -подуровень. К, Са — s -элементы, входящие в главные подгруппы. У атомов от Sc до Zn заполняется электронами $3d$ -подуровень.

Рассмотрим, какие силы действуют на электрон, который добавляется в атом при возростании заряда ядра. С одной стороны, притяжение атомным ядром, что заставляет электрон занимать самый нижний свободный энергетический уровень. С другой стороны, отталкивание уже имеющимися электронами. Когда на энергетическом уровне оказывается 8 электронов (заняты s - и p -орбитали), их общее отталкивающее действие так сильно, что следующий электрон попадает вместо расположенной по энергии ниже d -орбитали на более высокую s -орбиталь следующего уровня. Электронное строение внешних энергетических уровней у калия $\dots 3d^0 4s^1$, у кальция — $\dots 3d^0 4s^2$.

Последующее прибавление ещё одного электрона у скандия приводит к началу заполнения $3d$ -орбитали вместо ещё более высоких по энергии $4p$ -орбиталей. Это оказывается энергетически выгоднее. Заполнение $3d$ -орбитали заканчивается у цинка, имеющего электронное строение $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$. Следует отметить, что у элементов меди и хрома наблюдается явление «провала» электрона. У атома меди десятый d -электрон перемещается на третий $3d$ -подуровень.

Электронная формула меди $\dots 3d^{10} 4s^1$. У атома хрома на четвёртом энергетическом уровне (s -орбиталь) должно быть 2 электрона. Однако один из двух электронов переходит на третий энергетический уровень, на незаполненную d -орбиталь, его электронная формула $\dots 3d^5 4s^1$.

Таким образом, в отличие от элементов главных подгрупп, где происходит постепенное заполнение электронами атомных орбиталей внешнего уровня, у элементов побочных подгрупп заполняются d -орбитали предпоследнего энергетического уровня. Отсюда и название: d -элементы.

Все простые вещества, образованные элементами подгрупп Периодической системы, являются металлами. Благодаря большему числу атомных орбиталей, чем у элементов-металлов главных подгрупп, атомы d -элементов образуют большое число химических связей между собой и потому создают более прочную кристаллическую решётку. Она прочнее и механически, и по отношению к нагреванию. Поэтому металлы побочных подгрупп — самые прочные и тугоплавкие среди всех металлов.

Известно, если атом имеет более трёх валентных электронов, то элемент проявляет переменную валентность. Это положение относится к большинству d -элементов. Максимальная их валентность, как у элементов главных подгрупп, равна номеру группы (хотя есть и исключения). Элементы с равным числом валентных электронов входят в группу под одним номером (Fe, Co, Ni).

У d -элементов изменение свойств их оксидов и гидроксидов в пределах одного периода при движении слева направо, т. е. с увеличением их валентности, происходит от основных свойств через амфотерные к кислотным. Например, хром имеет валентности +2, +3, +6; а его оксиды: CrO — основной, Cr₂O₃ — амфотерный, CrO₃ — кислотный.

Общая характеристика неметаллов главных подгрупп IVA–VIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов

Химические элементы – неметаллы

Самой первой научной классификацией химических элементов было деление их на металлы и неметаллы. Эта классификация не утратила своей значимости и в настоящее время.

Неметаллы — это химические элементы, для атомов которых характерна способность принимать электроны до завершения внешнего слоя благодаря наличию, как правило, на внешнем электронном слое четырёх и более электронов и малому радиусу атомов по сравнению с атомами металлов.

Это определение оставляет в стороне элементы VIII группы главной подгруппы — инертные, или благородные, газы, атомы которых имеют завершённый внешний электронный слой. Электронная конфигурация атомов этих элементов такова, что их нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам. Они являются теми объектами, которые разделяют элементы на металлы и неметаллы, занимая между ними пограничное положение. Инертные, или благородные, газы («благородство» выражается в инертности) иногда относят к неметаллам, но формально, по физическим признакам. Эти вещества сохраняют газообразное состояние вплоть до очень низких температур. Так, гелий He переходит в жидкое состояние при $t^{\circ} = -268,9^{\circ}\text{C}$.

Инертность в химическом отношении у этих элементов относительна. Для ксенона и криптона известны соединения с фтором и кислородом: KrF_2 , XeF_2 , XeF_4 и др. Несомненно, в образовании этих соединений инертные газы выступали в роли восстановителей.

Из определения неметаллов следует, что для их атомов характерны высокие значения электроотрицательности. Она изменяется в пределах от 2 до 4. Неметаллы — это элементы главных подгрупп, преимущественно *p*-элементы, исключение составляет водород — *s*-элемент.

Все элементы-неметаллы (кроме водорода) занимают в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева верхний правый угол, образуя треугольник, вершиной которого является фтор F, а основанием — диагональ B — At.

Однако следует особо остановиться на двойственном положении водорода в Периодической системе: в главных подгруппах I и VII групп. Это не случайно. С одной стороны, атом водорода, подобно атомам щелочных металлов, имеет на внешнем (и единственном для него) электронном слое один электрон (электронная конфигурация $1s^1$), который он способен отдавать, проявляя свойства восстановителя.

В большинстве своих соединений водород, как и щелочные металлы, проявляет степень окисления +1. Но отдача электрона атомом водорода происходит труднее, чем у атомов щелочных металлов. С другой стороны, атому водорода, как и атомам галогенов, до завершения внешнего электронного слоя недостаёт одного электрона, поэтому атом водорода может принимать один электрон, проявляя свойства окислителя и характерную для галогена степень окисления — 1 в гидридах (соединениях с металлами, подобных соединениям металлов с галогенами — галогенидам). Но присоединение одного электрона к атому водорода происходит труднее, чем у галогенов.

Свойства атомов элементов – неметаллов

У атомов неметаллов преобладают окислительные свойства, т. е. способность присоединять электроны. Эту способность характеризует значение электроотрицательности, которая закономерно изменяется в периодах и подгруппах.

Фтор — самый сильный окислитель, его атомы в химических реакциях не способны отдавать электроны, т. е. проявлять восстановительные свойства.

Конфигурация внешнего электронного слоя

$1s^1$	$2s^2 2p^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$
1 H					
2	B	C*	N	O*	F
3		Si*	P*	S*	Cl
4			As	Se*	Br
5				Te*	I
6					At

В периоде:

- заряд ядра *увеличивается*;
- радиус атома *уменьшается*;
- число электронов на внешнем слое *увеличивается*;
- электроотрицательность *увеличивается*;
- окислительные свойства *усиливаются*;
- неметаллические свойства *усиливаются*.

В главной подгруппе:

- заряд ядра *увеличивается*;
- радиус атома *увеличивается*;
- число электронов на внешнем слое *не изменяется*;
- электроотрицательность *уменьшается*;
- окислительные свойства *ослабевают*;
- неметаллические свойства *ослабевают*.

Другие неметаллы могут проявлять восстановительные свойства, хотя и в значительно более слабой степени по сравнению с металлами; в периодах и подгруппах их восстановительная способность изменяется в обратном порядке по сравнению с окислительной.

At, B, Te, H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

Значение электроотрицательности атомов элементов-неметаллов увеличивается

Восстановительные свойства усиливаются

Химических элементов-неметаллов всего 16! Совсем немного, если учесть, что известно 114 элементов. Два элемента-неметалла составляют 76 % массы земной коры. Это кислород (49 %) и кремний (27 %). В атмосфере содержится 0,03 % массы кислорода в земной коре. Неметаллы составляют 98,5 % массы растений, 97,6 % массы тела человека. Неметаллы C, H, O, N, S, P — органогены, которые образуют важнейшие органические вещества живой клетки: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты. В состав воздуха, которым мы дышим, входят простые и сложные вещества, также образованные элементами-неметаллами (кислород O_2 , азот N_2 , углекислый газ CO_2 , водяные пары H_2O и др.).

Водород — главный элемент Вселенной. Многие космические объекты (газовые облака, звезды, в том числе и Солнце) более чем наполовину состоят из водорода. На Земле его, включая атмосферу, гидросферу и литосферу, только 0,88 %. Но это по массе, а атомная масса водорода очень мала. Поэтому небольшое содержание его только кажущееся, и из каждых 100 атомов на Земле 17 — атомы водорода.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

♦ Закончите предложения.

1. Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от _____.
2. В одной и той же группе с увеличением номера периода атомные радиусы _____.
3. Радиус атома с увеличением зарядов ядер атомов в периоде _____.
4. Щелочные металлы — это металлы _____ подгруппы _____ группы.
5. Щелочноземельные элементы — это элементы _____ подгруппы _____ группы.
6. В, Al, Ga, In и Tl составляют _____ подгруппу _____ группы.

Ответы на тестовые задания (неделя 2)

1 — 1. 2 — 1. 3 — 1. 4 — 3. 5 — 3. 6 — 1. 7 — 2. 8 — 4. 9 — 1. 10 — 3. 11 — 4. 12 — 3.

1.3. Химическая связь и строение вещества

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

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная

Учение о химической связи составляет основу всей теоретической химии.

Под химической связью понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.

Различают четыре типа химических связей: ковалентную, ионную, металлическую и водородную.

Деление химических связей на типы носит условный характер, поскольку все они характеризуются определённым единством.

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи.

Металлическая связь совмещает ковалентное взаимодействие атомов с помощью обобществлённых электронов и электростатическое притяжение между этими электронами и ионами металлов.

В веществах часто отсутствуют предельные случаи химической связи (или чистые химические связи).

Например, фторид лития LiF относят к ионным соединениям. Фактически же в нём связь на 80 % ионная и на 20 % ковалентная. Правильнее поэтому, очевидно, говорить о степени полярности (ионности) химической связи.

В ряду галогеноводородов $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}—\text{HAt}$ степень полярности связи уменьшается, ибо уменьшается разность в значениях электроотрицательности атомов галогена и водорода, и в астатоводороде связь становится почти неполярной ($\text{ЭО}(\text{H}) = 2,1$; $\text{ЭО}(\text{At}) = 2,2$).

Различные типы связей могут содержаться в одних и тех же веществах, например:

- 1) в основаниях: между атомами кислорода и водорода в гидроксогруппах связь полярная ковалентная, а между металлом и гидроксогруппой — ионная;
- 2) в солях кислородсодержащих кислот: между атомом неметалла и кислородом кислотного остатка — ковалентная полярная, а между металлом и кислотным остатком — ионная;
- 3) в солях аммония, метиламмония и т. д.: между атомами азота и водорода — ковалентная полярная, а между ионами аммония или метиламмония и кислотным остатком — ионная;
- 4) в пероксидах металлов (например, Na_2O_2) связь между атомами кислорода ковалентная неполярная, а между металлом и кислородом — ионная и т. д.

Различные типы связей могут переходить одна в другую:

- при электролитической диссоциации в воде ковалентных соединений ковалентная полярная связь переходит в ионную;
- при испарении металлов металлическая связь превращается в ковалентную неполярную и т. д.

Причиной единства всех типов и видов химических связей служит их одинаковая химическая природа — электронно-ядерное взаимодействие. Образование химической связи в любом случае представляет собой результат электронно-ядерного взаимодействия атомов, сопровождающегося выделением энергии.

Способы образования ковалентной связи. Характеристики ковалентной связи (полярность и энергия связи)

Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами за счёт образования общих электронных пар.

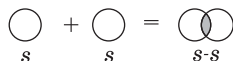
Механизм образования такой связи может быть обменным и донорно-акцепторным.

I. Обменный механизм действует, когда атомы образуют общие электронные пары за счёт объединения неспаренных электронов.

1) H_2 — водород:



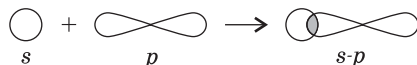
Связь возникает благодаря образованию общей электронной пары s -электронами атомов водорода (перекрыванию s -орбиталей):



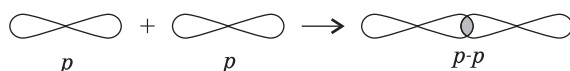
2) HCl — хлороводород:



Связь возникает за счёт образования общей электронной пары из s - и p -электронов (перекрывания s - p -орбиталей):



3) Cl_2 : в молекуле хлора ковалентная связь образуется за счёт неспаренных p -электронов (перекрывание p - p -орбиталей):



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Укажите особенность образования ковалентной химической связи по донорно-акцепторному механизму.
 - каждый атом отдаёт по одному электрону в общее использование
 - диполи соседних молекул притягиваются
 - один атом отдаёт электронную пару в общее использование
 - обобществлённые электроны движутся в электронном поле
- В каком ряду записаны формулы веществ с ковалентной полярной связью?
 - PH_3 , NH_3 , CO_2 , SO_2
 - $NaCl$, $CaCl_2$, CaO , K_2S
 - N_2 , Cl_2 , H_2 , O_2
 - KCl , $CaBr_2$, Na_2O , CaS
- Выберите молекулу с самой длинной химической связью.
 - $H-Br$
 - $H-I$
 - $H-Cl$
 - $H-F$
- Ковалентная неполярная связь характерна для
 - воды
 - хлороводорода (г)
 - кислорода
 - углекислого газа
- В сероводороде H_2S химическая связь
 - ионная
 - металлическая
 - ковалентная полярная
 - ковалентная неполярная
- Выберите соединение с ионным типом связи.
 - CCl_4 (жидкость)
 - KCl (твёрдое вещество)
 - SiO_2 (твёрдое вещество)
 - NH_3 (газ)

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Какое вещество характеризуется водородной связью?
- 1) уксусная кислота
 - 2) бензол
 - 3) этанол
 - 4) фенол
8. Укажите процесс, который происходит при образовании металлической химической связи.
- 1) спаривание электронов, которые принадлежат разным атомам
 - 2) предоставление свободной орбитали одним атомом и неподелённой пары электроном другим
 - 3) электростатическое взаимодействие ионов
 - 4) образование положительно заряженных атом-ионов и обобществлённых электронов
9. Выберите тип химической связи в веществах, которые имеют высокую электропроводность и ковкость.
- 1) ионная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) ковалентная неполярная
 - 4) металлическая
10. Выберите ряд, в котором перечислены соединения с ионным типом связи
- 1) P_2O_5 , HCl , SiO_2 , CO_2
 - 2) $NaCl$, $CaBr_2$, Li_2O , K_2S
 - 3) N_2 , Cl_2 , N_2O , H_2O
 - 4) HBr , PH_3 , NH_3 , H_2S
11. Укажите тип орбиталей водорода и хлора соответственно, которые перекрываются при образовании молекулы HCl .
- 1) s и s
 - 2) s и p
 - 3) p и p
 - 4) p и s
12. В молекуле азота по кратности различаются такие ковалентные связи:
- 1) одинарные
 - 2) двойные
 - 3) тройные
 - 4) полярные

- 4) N_2 : в молекуле азота между атомами образуются три общие электронные пары:



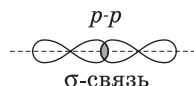
II. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи рассмотрим на примере иона аммония NH_4^+ .



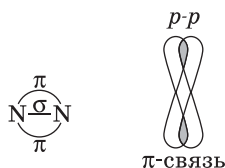
Донор имеет электронную пару, акцептор — свободную орбиталь \square , которую эта пара может занять. В ионе аммония все четыре связи с атомами водорода ковалентные: три образовались благодаря созданию общих электронных пар атомом азота и атомами водорода по обменному механизму, одна — по донорно-акцепторному механизму.

Ковалентные связи можно классифицировать по способу перекрывания электронных орбиталей, а также по смещению их к одному из связанных атомов.

Химические связи, образующиеся в результате перекрывания электронных орбиталей вдоль линии связи, называются σ -связями (сигма-связями). Сигма-связь очень прочная.



p -орбитали могут перекрываться в двух областях, образуя ковалентную связь за счёт бокового перекрывания:

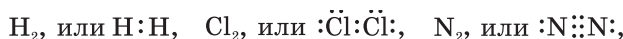


Химические связи, образующиеся в результате «бокового» перекрывания электронных орбиталей вне линии связи, т. е. в двух областях, называются π -связями (пи-связями).

По степени смещённости общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть *полярной* и *неполярной*.

Ковалентную химическую связь, образующуюся между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называют **неполярной**. Электронные пары не смещены ни к одному из атомов, т. к. атомы имеют одинаковую ЭО (электроотрицательность) — свойство оттягивать к себе валентные электроны от других атомов.

Например:



т. е. посредством ковалентной неполярной связи образованы молекулы простых веществ-неметаллов.

Ковалентную химическую связь между атомами элементов, электроотрицательности которых различаются, называют **полярной**.

Характерные **свойства ковалентной связи** — её длина и энергия. *Длина связи* — это расстояние между ядрами атомов. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина. Однако мерой прочности связи является *энергия связи*, которая определяется количеством энергии, необходимой для разрыва связи. Обычно она измеряется в кДж/моль. Так, согласно опытным данным, длины связи молекул H_2 , Cl_2 и N_2 соответственно составляют 0,074, 0,198 и 0,109 нм, а энергии связи соответственно равны 436, 242 и 946 кДж/моль.

Ионная связь

Представим себе, что «встречаются» два атома: атом металла I группы и атом неметалла VII группы. У атома металла на внешнем энергетическом уровне находится единственный электрон, а атому неметалла как раз не хватает именно одного электрона, чтобы его внешний уровень оказался завершённым.

Первый атом легко отдаст второму свой далекий от ядра и слабо связанный с ним электрон, а второй предоставит ему свободное место на своём внешнем электронном уровне.

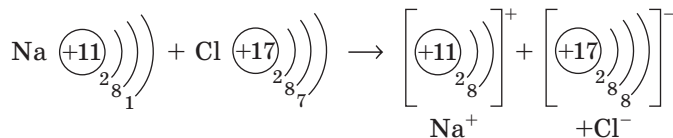
Тогда атом, лишённый одного своего отрицательного заряда, станет положительно заряженной частицей, а второй превратится в отрицательно заряженную частицу благодаря полученному электрону. Такие частицы называются **ионами**.

Химическая связь, возникающая между ионами, называется ионной.

Рассмотрим образование этой связи на примере хорошо всем знакомого соединения хлорида натрия (поваренная соль):



Процесс превращения атомов в ионы изображён на схеме:



Такое превращение атомов в ионы происходит всегда при взаимодействии атомов типичных металлов и типичных неметаллов.

Рассмотрим алгоритм (последовательность) рассуждений при записи образования ионной связи, например, между атомами кальция и хлора.

1. Кальций — это элемент главной подгруппы II группы, металл. Его атому легче отдать два внешних электрона, чем принять недостающие шесть: $\text{Ca}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^{2+}$.

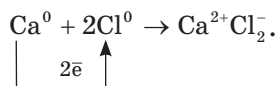
атом ион

2. Хлор — это элемент главной подгруппы VII группы, неметалл. Его атому легче принять один электрон, которого ему не хватает до завершения внешнего уровня, чем отдать семь электронов с внешнего уровня: $\text{Cl}^0 + 1\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^-$.

атом ион

3. Сначала найдём наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов, оно равно 2 (2 · 1). Затем определим, сколько атомов кальция нужно взять, чтобы они отдали два электрона, то есть надо взять один атом Ca и столько атомов хлора, чтобы они могли принять два электрона, то есть нужно взять два атома Cl.

4. Схематически образование ионной связи между атомами кальция и хлора можно записать так:



Цифры, показывающие число атомов или молекул, называются **коэффициентами**, а цифры, показывающие число атомов или ионов в молекуле, называют **индексами**.

Металлическая связь

Ознакомимся с тем, как взаимодействуют между собой атомы элементов-металлов. Металлы обычно существуют не в виде изолированных атомов, а в форме куска, слитка или металлического изделия. Что удерживает атомы металла в едином объёме?

Атомы большинства металлов на внешнем уровне содержат небольшое число электронов — 1, 2, 3. Эти электроны легко отрываются, и атомы при этом превращаются в положительные ионы. Оторвавшиеся электроны перемещаются от одного иона к другому, связывая их в единое целое. Соединяясь с ионами, эти электроны образуют временно атомы, потом снова отрываются и соединяются уже с другим ионом, и т. д. Следовательно, в объёме металла атомы непрерывно превращаются в ионы, и наоборот.

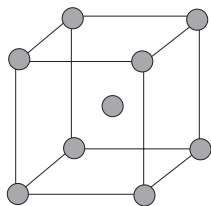


Рис. 5. Схема строения фрагмента кристаллического натрия

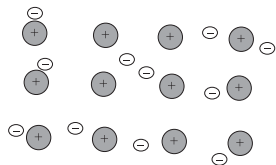


Рис. 6. Схема металлической связи

Связь в металлах между ионами посредством обобществлённых электронов называется металлической.

На рис. 5 схематически изображено строение фрагмента металла натрия. При этом небольшое число обобществлённых электронов связывает большое число ионов и атомов (рис. 6).

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку основана на обобществлении внешних электронов. Однако при ковалентной связи обобществлены внешние непарные электроны только двух соседних атомов, в то время как при металлической связи в обобществлении этих электронов принимают участие все атомы. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической, как правило, пластичны, электропроводны и имеют металлический блеск.

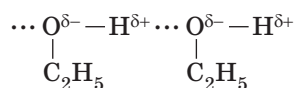
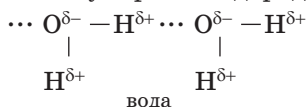
Металлическая связь характерна как для чистых металлов, так и для смесей различных металлов — сплавов, находящихся в твёрдом и жидком состояниях.

Водородная связь

Химическую связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или её части) и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподелённые электронные пары (F, O, N и реже S и Cl), другой молекулы (или её части) называют водородной.

Механизм образования водородной связи имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер.

Примеры межмолекулярной водородной связи:

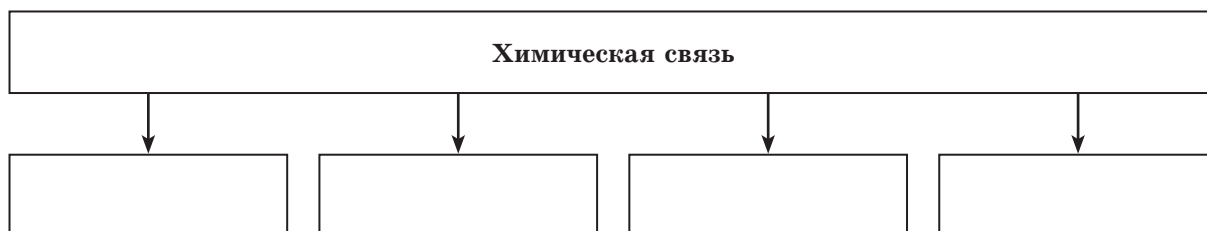


При наличии такой связи даже низкомолекулярные вещества могут быть при обычных условиях жидкостями (спирт, вода) или легко сжижающимися газами (аммиак, фтороводород).

Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решётки.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Типы химической связи».



♦ Закончите предложения.

1. Чем меньше длина связи и больше энергия связи, тем связь _____
2. Длина связи тем меньше, чем больше _____
3. Энергия связи тем больше, чем _____

Ответы на тестовые задания (неделя 3)

1 — 3. 2 — 1. 3 — 2. 4 — 3. 5 — 3. 6 — 2. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 4. 10 — 2. 11 — 2. 12 — 3.

НЕДЕЛЯ 4

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 1.3. Химическая связь и строение вещества
- 1.3.2. Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов
- 1.3.3. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решётки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения

Электроотрицательность

В химии широко применяется понятие *электроотрицательности* (ЭО).

Свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях называют электроотрицательностью.

Электроотрицательность лития условно принимается за единицу, ЭО других элементов вычисляют соответственно. Существует шкала значений ЭО элементов.

Числовые значения ЭО элементов имеют приблизительные значения: это безразмерная величина. Чем выше ЭО элемента, тем ярче проявляются его неметаллические свойства. По ЭО элементы можно записать следующим образом:



Наибольшее значение ЭО имеет фтор.

Сопоставляя значения ЭО элементов от франция (0,86) до фтора (4,1), легко заметить, что ЭО подчиняется Периодическому закону.

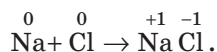
В Периодической системе элементов ЭО в периоде растёт с увеличением номера элемента (слева направо), а в главных подгруппах — уменьшается (сверху вниз).

В периодах по мере увеличения зарядов ядер атомов число электронов на внешнем слое увеличивается, радиус атомов уменьшается, поэтому лёгкость отдачи электронов уменьшается, ЭО возрастает, следовательно, усиливаются неметаллические свойства.

Степень окисления

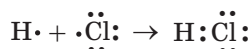
Сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, называют *бинарными* (от лат. *би* — два), или *двухэлементными*.

Вспомним типичные бинарные соединения, которые приводились в качестве примера для рассмотрения механизмов образования ионной и ковалентной полярной связи: NaCl — хлорид натрия и HCl — хлороводород. В первом случае связь ионная: атом натрия передал свой внешний электрон атому хлора и превратился при этом в ион с зарядом +1, а атом хлора принял электрон и превратился в ион с зарядом -1. Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:



В молекуле же HCl связь образуется за счёт спаривания неспаренных внешних электронов и образования общей электронной пары атомов водорода и хлора.

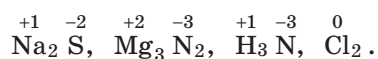
Правильнее представлять образование ковалентной связи в молекуле хлороводорода как перекрывание одноэлектронного s -облака атома водорода одноэлектронным p -облаком атома хлора:



При химическом взаимодействии общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора: $\text{H} \xrightarrow{\delta+} \text{Cl} \xleftarrow{\delta-}$, то есть электрон не полностью перейдёт от атома водорода к атому хлора, а частично, обуславливая тем самым частичный заряд атомов δ : $\text{H}^{+0,18}\text{Cl}^{-0,18}$. Если же представить, что в молекуле HCl , как и в хлориде NaCl , электрон полностью перешёл от атома водорода к атому хлора, то они получили бы заряды $+1$ и -1 : HCl . Такие условные заряды называют *степенью окисления*. При определении этого понятия условно предполагают, что в ковалентных полярных соединениях связывающие электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому, а потому соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных атомов.

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное или нулевое значение, которое обычно ставится над символом элемента сверху, например:



Отрицательное значение степени окисления имеют те атомы, которые приняли электроны от других атомов или к которым смещены общие электронные пары, т. е. атомы более электроотрицательных элементов.

Положительное значение степени окисления имеют те атомы, которые отдают свои электроны другим атомам или от которых оттянуты общие электронные пары, т. е. атомы менее электроотрицательных элементов.

Нулевое значение степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии.

В соединениях суммарная степень окисления всегда равна нулю. Зная это и степень окисления одного из элементов, всегда можно найти степень окисления другого элемента по формуле бинарного соединения. Например, найдём степень окисления хлора: Cl_2O_7 . Обозначим

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Какой элемент имеет наименьшее значение электроотрицательности (ЭО)?
1) Na 3) F
2) Ca 4) Li
- В главных подгруппах снизу вверх у элементов увеличивается
1) атомный радиус
2) число энергетических уровней в атоме
3) электроотрицательность
4) число электронов на внешнем уровне
- Какой элемент имеет наибольшее значение ЭО?
1) Sr 3) Be
2) Mg 4) Ca
- Какой элемент имеет наименьшее значение ЭО?
1) бром 3) германий
2) селен 4) галлий
- В какой молекуле С. О. элемента равна нулю, а валентность — двум?
1) N_2 3) O_2
2) Al_2S_3 4) NO_2
- Определите С. О. серы в сульфате хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
1) +3 3) +4
2) -2 4) +6

===== ДЛЯ ЗАМЕТОК =====

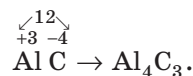
ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Выберите ряд степеней окисления азота соответственно последовательности веществ: NH_3 , N_2O , NO_2 , N_2O_5 .
 - 1) -3 ; $+2$; $+4$; $+5$
 - 2) -3 ; $+1$; $+2$; $+5$
 - 3) -3 ; $+1$; $+4$; $+5$
 - 4) $+3$; $+1$; $+4$; $+5$
8. Выберите формулу вещества, в котором сера имеет самую высокую степень окисления.
 - 1) SCl_2
 - 2) H_2S
 - 3) Na_2SO_3
 - 4) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$
9. Определите С. О. хрома в хромате аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$.
 - 1) $+6$
 - 2) $+2$
 - 3) $+3$
 - 4) -3
10. Вещества, имеющие ионную кристаллическую решётку, как правило:
 - 1) растворимы в воде и летучи
 - 2) легкоплавки и пластичны
 - 3) обладают высокой теплопроводностью и высокой температурой плавления
 - 4) имеют прочные связи между ионами и высокую твёрдость
11. Свойства аммиака, которое ему присуще благодаря молекулярной кристаллической решётке:
 - 1) высокая реакционная способность
 - 2) низкая температура плавления
 - 3) высокая растворимость в воде
 - 4) электропроводность в твёрдом виде
12. Атомная кристаллическая решётка характерна для
 - 1) бора и серы
 - 2) углерода и оксида кремния
 - 3) кремния и йода
 - 4) гидроксида натрия и нитрида бора

степень окисления кислорода: $\text{Cl}_2\text{O}_7^{-2}$. Следовательно, семь атомов кислорода будут иметь общий отрицательный заряд $(-2) \cdot 7 = -14$. Тогда общий заряд двух атомов хлора равен $+14$, а одного атома хлора $(+14) : 2 = +7$.

Аналогично, зная степени окисления элементов, можно составить формулу соединения, например, карбида алюминия (соединения алюминия и углерода). Запишем знаки алюминия и углерода рядом — AlC , причем сначала — знак алюминия, т. к. это металл. Определим по таблице элементов Менделеева число внешних электронов: у Al — 3 электрона, у C — 4. Атом алюминия отдаст свои три внешних электрона углероду и получит при этом степень окисления $+3$, равную заряду иона. Атом углерода, наоборот, примет недостающие до «заветной восьмёрки» 4 электрона и получит при этом степень окисления -4 . Запишем эти значения

в формулу $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-4}{\text{C}}$ и найдём наименьшее общее кратное для них, оно равно 12. Затем рассчитаем индексы:



Валентность

Очень важное значение в описании химического строения органических соединений имеет понятие *валентности*.

Валентность характеризует способность атомов химических элементов к образованию химических связей; она определяет число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.

Валентность атома химического элемента определяется, в первую очередь, числом неспаренных электронов, принимающих участие в образовании химической связи.

Валентные возможности атомов определяются:

- числом неспаренных электронов (одноэлектронных орбиталей);
- наличием свободных орбиталей;
- наличием неподелённых пар электронов.

В органической химии понятие «валентность» заменяет понятие «степень окисления», с которым привычно работать в неорганической химии. Однако это не одно и то же. Валентность не имеет знака и не может быть нулевой, тогда как степень окисления обязательно характеризуется знаком и может иметь значение, равное нулю.

Молекулярное и немолекулярное строение веществ

В химические взаимодействия вступают не отдельные атомы или молекулы, а вещества. Вещество при заданных условиях может находиться в одном из трёх агрегатных состояний: твёрдом, жидком или газообразном. Свойства вещества зависят также от характера химической связи между образующими его частицами — молекулами, атомами или ионами. По типу связи различают вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества, состоящие из молекул, называются **молекулярными веществами**. Связи между молекулами в таких веществах очень слабые, намного слабее, чем между атомами внутри молекулы, и уже при сравнительно низких температурах они разрываются — вещество превращается в жидкость и далее в газ (возгонка йода). Температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул, повышаются с увеличением молекулярной массы.

К молекулярным веществам относятся вещества с атомной структурой (C, Si, Li, Na, K, Cu, Fe, W), среди них есть металлы и неметаллы.

Рассмотрим физические свойства щелочных металлов. Относительно малая прочность связи между атомами обуславливает низкую механическую прочность: щелочные металлы мягкие, легко режутся ножом.

Большие размеры атомов приводят к малой плотности щелочных металлов: литий, натрий и калий даже легче воды. В группе щелочных металлов температуры кипения и плавления понижаются с увеличением порядкового номера элемента, т. к. размеры атомов увеличиваются и ослабевают связи.

К веществам **немолекулярного** строения относятся ионные соединения. Таким строением обладает большинство соединений металлов с неметаллами: все соли (NaCl , K_2SO_4), некоторые гидриды (LiH) и оксиды (CaO , MgO , FeO), основания (NaOH , KOH). Ионные (немолекулярные) вещества имеют высокие температуры плавления и кипения.

Кристаллические решётки

Вещество, как известно, может существовать в трёх агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твёрдом.

Рассмотрим, как влияют особенности химических связей на свойства твёрдых веществ. Твёрдые вещества делятся на *кристаллические* и *аморфные*.

Аморфные вещества не имеют четкой температуры плавления — при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. В аморфном состоянии, например, находятся пластилин и различные смолы.

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением тех частиц, из которых они состоят: атомов, молекул и ионов — в строго определённых точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, называемый **кристаллической решёткой**. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют **узлами решётки**.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решётки, и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решёток: *ионные*, *атомные*, *молекулярные* и *металлические*.

Ионными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые ионы Na^+ , Cl^- , так и сложные SO_4^{2-} , OH^- . Следовательно, ионными кристаллическими решётками обладают соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов. Например, кристалл хлорида натрия состоит из чередующихся положительных ионов Na^+ и отрицательных Cl^- , образующих решётку в форме куба (рис. 7). Связи между ионами в таком кристалле очень устойчивы.

Поэтому вещества с ионной решёткой отличаются сравнительно высокой твёрдостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Атомными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решётках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Примером веществ с таким типом кристаллических решёток может служить алмаз (рис. 8) — одно из аллотропных видоизменений углерода.

Большинство веществ с атомной кристаллической решёткой имеют очень высокие температуры плавления (например, у алмаза она выше $3500\text{ }^{\circ}\text{C}$), они прочны и тверды, практически нерастворимы.

Молекулярными называют кристаллические решётки, в узлах которых располагаются молекулы (рис. 9). Химические связи в этих молекулах могут быть и полярными (HCl , H_2O), и неполярными (N_2 , O_2). Несмотря на то, что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому вещества с молекулярными кристаллическими решётками имеют малую твёрдость, низкие температуры плавления, к тому же, они летучи.

Большинство твёрдых органических соединений имеют молекулярные кристаллические решётки (нафталин, глюкоза, сахар).

Вещества с металлической связью имеют **металлические** кристаллические решётки (рис. 10). В узлах таких решёток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои внешние электроны «в общее пользование»). Такое внутреннее строение металлов определяет их характерные физические свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск.

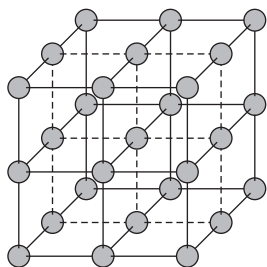


Рис. 7. Ионная кристаллическая решётка поваренной соли

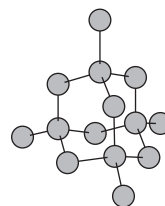


Рис. 8. Атомная кристаллическая решётка алмаза

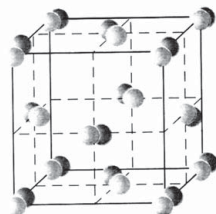


Рис. 9. Молекулярная кристаллическая решётка йода

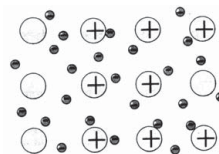
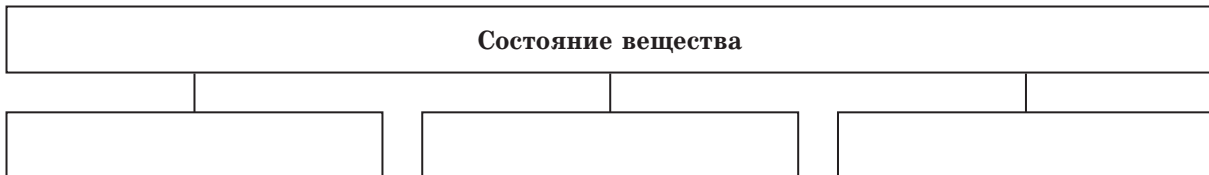


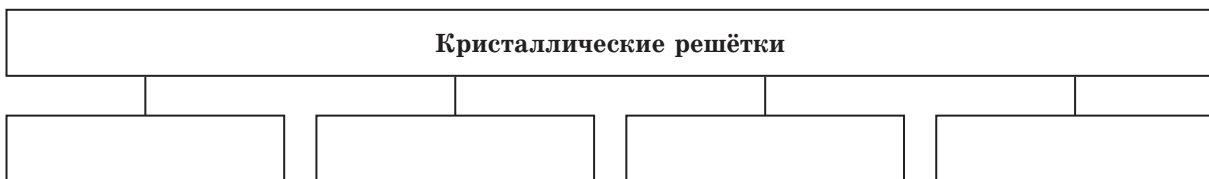
Рис. 10. Металлическая кристаллическая решётка

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Агрегатное состояние вещества».



♦ Заполните схему «Типы кристаллических решёток».



♦ Закончите предложения.

1. Фтор имеет наибольшее значение _____

2. Валентные возможности атомов определяются _____

Ответы на тестовые задания (неделя 4)

1 — 4. 2 — 3. 3 — 3. 4 — 4. 5 — 3. 6 — 4. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 1. 10 — 4. 11 — 2. 12 — 2.

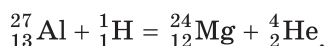
ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

Химические реакции

Химические реакции, или химические явления, — это процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся от них по составу и (или) строению.

При химических реакциях обязательно происходит изменение веществ, при котором рвутся старые и образуются новые связи между атомами.

Химические реакции следует отличать от *ядерных реакций*. В результате химической реакции общее число атомов каждого химического элемента и его изотопный состав не меняются. Иное дело ядерные реакции — процессы превращения атомных ядер в результате их взаимодействия с другими ядрами или элементарными частицами, например превращение алюминия в магний:

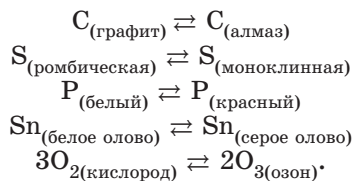


Классификация химических реакций многопланова, то есть в её основу могут быть положены различные признаки. Но к любому из таких признаков могут быть отнесены реакции как между неорганическими, так и между органическими веществами.

Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ

Реакции, идущие без изменения состава вещества

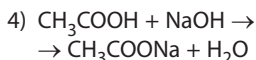
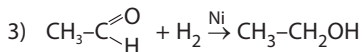
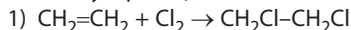
В неорганической химии к таким реакциям можно отнести процессы получения аллотропных модификаций одного химического элемента, например:



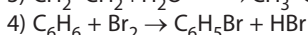
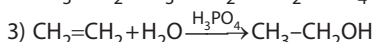
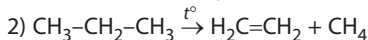
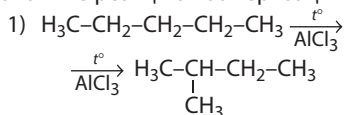
В органической химии к этому типу реакций могут быть отнесены реакции изомеризации, которые идут без изменения не только качественного, но и количественного состава молекул веществ, например:

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Укажите окислительно-восстановительную реакцию.



8. Укажите реакцию изомеризации.



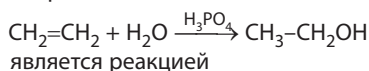
9. Реакция бромирования этилена относится к реакции

- 1) замещения
- 2) отщепления
- 3) присоединения
- 4) полимеризации

10. Взаимодействие метана с хлором относится к реакциям

- 1) отщепления
- 2) присоединения
- 3) обмена
- 4) замещения

11. Реакция получения этилового спирта



- 1) замещения и каталитической
- 2) присоединения и каталитической
- 3) полимеризации и каталитической
- 4) обмена и некаталитической

12. К реакциям соединения относится реакция

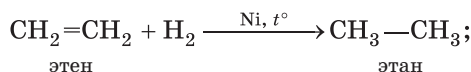
- 1) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$
- 4) $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$

Примером реакции соединения, при которой одно сложное вещество образуется из более чем двух исходных, может служить заключительная стадия получения азотной кислоты:

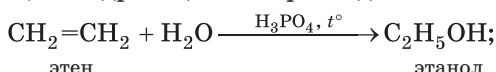


В органической химии реакции соединения принято называть реакциями присоединения. Всё многообразие таких реакций можно рассмотреть на примере блока реакций, характеризующих свойства непредельных веществ, например этилена:

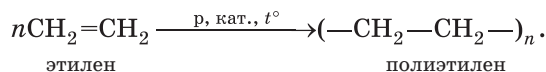
1) реакция гидрирования — присоединение водорода:



2) реакция гидратации — присоединение воды:



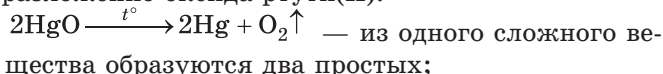
3) реакция полимеризации:



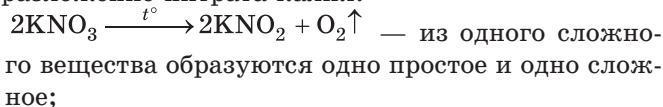
2. Реакции разложения — это такие реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

В неорганической химии всё многообразие таких реакций можно рассмотреть на примере блока реакций получения кислорода лабораторными способами:

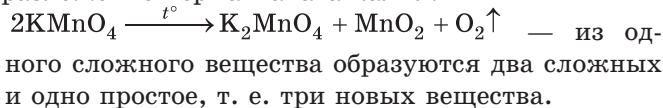
1) разложение оксида ртути(II):



2) разложение нитрата калия:

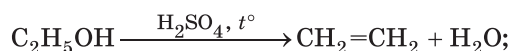


3) разложение перманганата калия:

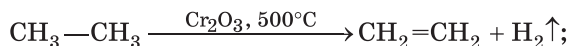


В органической химии реакции разложения можно рассмотреть на примере блока реакций получения этилена в лаборатории и промышленности:

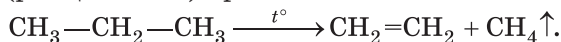
1) реакция дегидратации (отщепления воды) этанола:



2) реакция дегидрирования (отщепления водорода) этана:



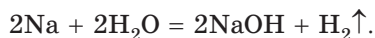
3) реакция крекинга (расщепления) пропана:



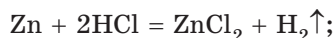
3. Реакции замещения — это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе.

В неорганической химии примером таких процессов может служить блок реакций, характеризующих свойства, например металлов:

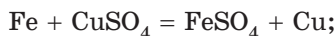
1) взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



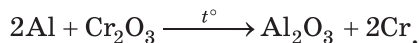
2) взаимодействие металлов с кислотами в растворе:



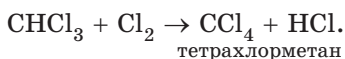
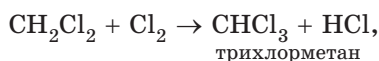
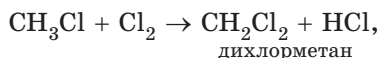
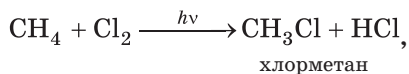
3) взаимодействие металлов с солями в растворе:



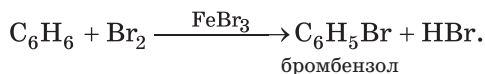
4) металлотермия:



Предметом изучения органической химии являются не простые вещества, а только соединения. Поэтому как пример реакции замещения приведём наиболее характерное свойство предельных соединений, в частности метана, — способность его атомов водорода замещаться на атомы галогена:

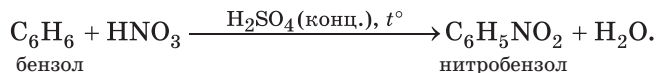


Другой пример — бромирование ароматического соединения (бензола, толуола, анилина):



Обратим внимание на особенность реакций замещения у органических веществ: в результате таких реакций образуются не простое и сложное вещества, как в неорганической химии, а два сложных вещества.

В органической химии к реакциям замещения относят и некоторые реакции между двумя сложными веществами, например нитрование бензола:



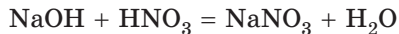
Она формально является реакцией обмена. То, что это реакция замещения, становится понятным только при рассмотрении её механизма.

4. **Реакции обмена** — это такие реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Эти реакции характеризуют свойства электролитов и в растворах протекают по правилу Бертолле, т. е. только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, H_2O).

В неорганической химии это может быть блок реакций, характеризующих, например, свойства щелочей:

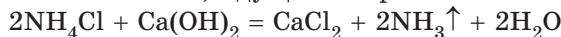
- 1) реакция нейтрализации, идущая с образованием соли и воды:



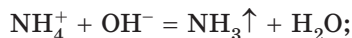
или в ионном виде:



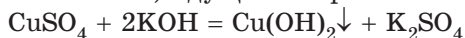
- 2) реакция между щёлочью и солью, идущая с образованием газа:



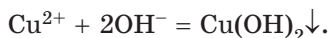
или в ионном виде:



- 3) реакция между щёлочью и солью, идущая с образованием осадка:

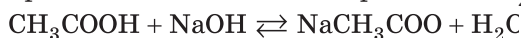


или в ионном виде:

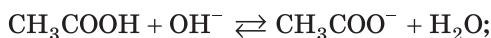


В органической химии можно рассмотреть блок реакций, характеризующих, например, свойства уксусной кислоты:

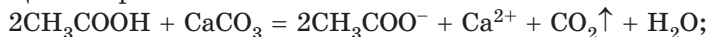
- 1) реакция, идущая с образованием слабого электролита — H_2O :



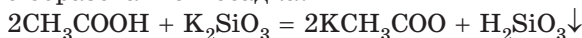
или



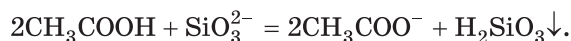
- 2) реакция, идущая с образованием газа:



- 3) реакция, идущая с образованием осадка:



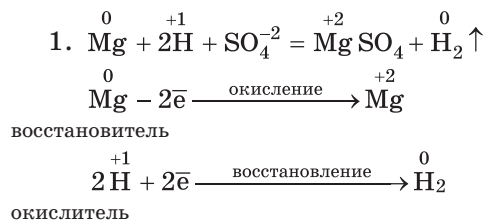
или



Классификация химических реакций по изменению степеней окисления химических элементов, образующих вещества

Реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов, или окислительно-восстановительные реакции

К ним относится множество реакций, в том числе все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество, например:

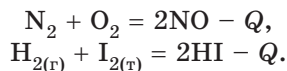


Классификация химических реакций по тепловому эффекту

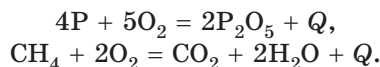
Экзотермические реакции

Эти реакции протекают с выделением энергии.

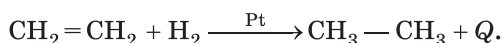
К ним относятся почти все реакции соединения. Редкое исключение составляют эндотермические реакции синтеза оксида азота(II) из азота и кислорода и реакция газообразного водорода с твёрдым йодом:



Экзотермические реакции, которые протекают с выделением света, относят к *реакциям горения*, например:



Гидрирование этилена — пример экзотермической реакции:



Она идёт при комнатной температуре.

Эндотермические реакции

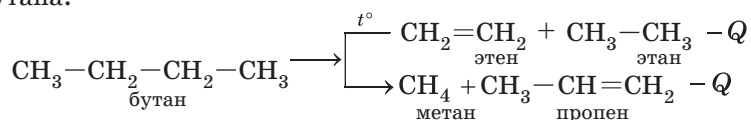
Эти реакции протекают с поглощением энергии.

Очевидно, что к ним относятся почти все реакции разложения, например:

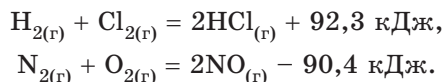
а) обжиг известняка:



б) крекинг бутана:



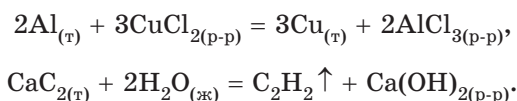
Количество выделенной или поглощённой в результате реакции энергии называют *тепловым эффектом реакции*, а уравнение химической реакции с указанием этого эффекта называют *термохимическим уравнением*, например:



Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу)

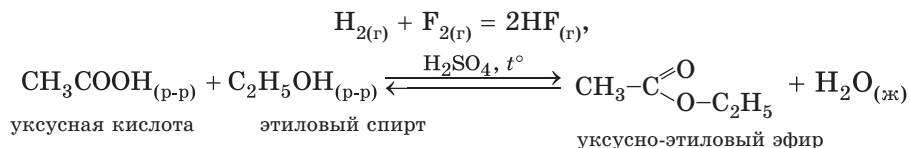
Гетерогенные реакции

Гетерогенные реакции — это реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах):



Гомогенные реакции

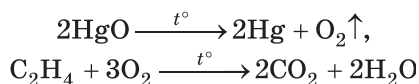
Гомогенные реакции — это реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии (в одной фазе):



Классификация химических реакций по участию катализатора

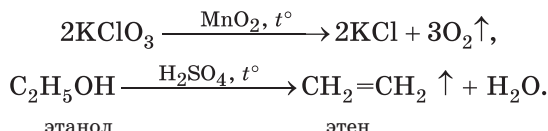
Некаталитические реакции

Некаталитические реакции идут без участия катализатора:



Каталитические реакции

Каталитические реакции идут с участием катализатора:



Так как все биологические реакции, протекающие в клетках живых организмов, идут с участием особых биологических катализаторов белковой природы — ферментов, все они относятся к каталитическим или, точнее, *ферментативным*.

Следует отметить, что более 70 % химических производств используют катализаторы.

Классификация химических реакций по направлению

Необратимые реакции

Необратимые реакции протекают в данных условиях только в одном направлении.

К ним можно отнести все реакции обмена, сопровождающиеся образованием осадка, газа или малодиссоциирующего вещества (воды), и все реакции горения.

Обратимые реакции

Обратимые реакции в данных условиях протекают одновременно в двух противоположных направлениях.

Таких реакций подавляющее большинство.

В органической химии признак обратимости отражают названия-антонимы процессов:

- гидрирование — дегидрирование;
- гидратация — дегидратация;
- полимеризация — деполимеризация.

Обратимы все реакции этерификации (противоположный процесс, как вы знаете, носит название гидролиза) и гидролиза белков, сложных эфиров, углеводов, полинуклеотидов. Обратимость лежит в основе важнейшего процесса в живом организме — обмена веществ.

НЕДЕЛЯ 5. Теоретические основы химии

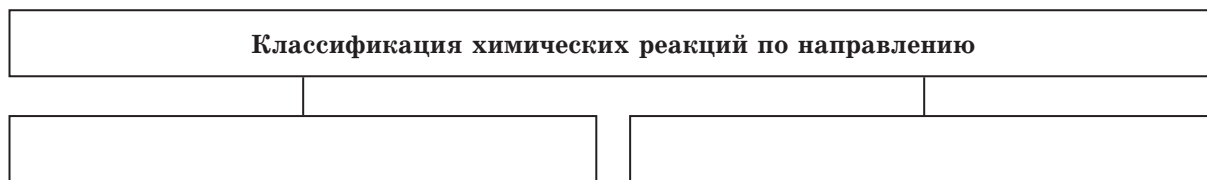
Химические реакции	

1. Химические реакции, идущие с изменением состава вещества, подразделяются на

2. Реакции замещения — это _____

3. Реакции разложения — это _____

♦ Заполните схему «Классификация химических реакций по направлению».



Ответы на тестовые задания (неделя 5)

1 — 4. 2 — 2. 3 — 3. 4 — 4. 5 — 3. 6 — 2. 7 — 3. 8 — 1. 9 — 3. 10 — 4. 11 — 2. 12 — 1.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

НЕДЕЛЯ 6

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 1.4. Химическая реакция
- 1.4.2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения
- 1.4.3. Скорость реакции, её зависимость от различных факторов

Тепловой эффект химической реакции

Предсказание возможности осуществления той или иной реакции — одна из основных задач, которая стоит перед химиками.

На бумаге можно написать уравнение любой химической реакции, а возможна ли такая реакция практически?

В одних случаях (например, при обжиге известняка: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$) достаточно повысить температуру, чтобы реакция началась, а в других (например, восстановление кальция из его оксида водородом: $\text{CaO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$) реакцию невозможно осуществить ни при каких условиях!

Экспериментальная проверка возможности протекания той или иной реакции в разных условиях — дело трудоёмкое и неэффективное. Но можно теоретически ответить на такой вопрос, основываясь на законах химической термодинамики (с которыми вы знакомились на уроках физики).

Один из наиболее важных законов природы (первый закон термодинамики) — это закон сохранения энергии: **энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а только переходит из одной формы в другую.**

В общем случае энергия объекта складывается из трёх её основных видов: кинетической, потенциальной, внутренней. Какой из этих видов наиболее важен при рассмотрении химических реакций? Конечно же, внутренняя энергия (E)! Ведь она складывается из кинетической энергии движения атомов, молекул, ионов; из энергии их взаимного притяжения и отталкивания; из энергии, связанной с движением электронов в атоме, их притяжением к ядру, взаимным отталкиванием электронов и ядер, а также внутриядерной энергии.

Вам известно, что при химических реакциях одни химические связи разрушаются, а другие образуются; при этом изменяется электронное состояние атомов, их взаимоположение, а потому и внутренняя энергия продуктов реакции отличается от внутренней энергии реагентов.

Рассмотрим два возможных случая.

1. $E_{\text{реагентов}} > E_{\text{продуктов}}$. Исходя из закона сохранения энергии, в результате такой реакции энергия должна выделяться в окружающую среду: нагревается воздух, пробирка, автомобильный двигатель, продукты реакции.

Реакции, при которых выделяется энергия и нагревается окружающая среда, называют *экзотермическими*.

2. $E_{\text{реагентов}} < E_{\text{продуктов}}$. Исходя из закона сохранения энергии, следует предположить, что исходные вещества при таких процессах должны поглощать энергию из окружающей среды, температура реагирующей системы должна понижаться.

Реакции, при протекании которых энергия поглощается из окружающей среды, называют *эндотермическими*.

Энергия, которая выделяется или поглощается в химической реакции, называется, как вы знаете, *тепловым эффектом* этой реакции. Этот термин используют повсеместно, хотя точнее было бы говорить об энергетическом эффекте реакции.

Тепловой эффект реакции выражается в единицах энергии. Энергия отдельных атомов и молекул — величина незначительная. Поэтому тепловые эффекты реакций относят обычно к тем количествам веществ, которые определены уравнением, и выражают в джоулях или килоджоулях.

Термохимическое уравнение

Уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект, как вы уже знаете, называется **термохимическим уравнением**.

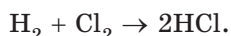
Например, термохимическое уравнение:



Знание тепловых эффектов химических реакций имеет большое практическое значение. Например, при проектировании химического реактора важно предусмотреть или приток энергии для поддержания реакции путём подогрева реактора, или, наоборот, отвод избытка теплоты, чтобы не было перегрева реактора со всеми вытекающими отсюда последствиями, вплоть до взрыва.

Если реакция проходит между несложными молекулами, то подсчитать тепловой эффект реакции достаточно просто.

Например:



Энергия затрачивается на разрыв двух химических связей Н—Н и Cl—Cl, энергия выделяется при образовании двух химических связей Н—Cl. Именно в химических связях сосредоточена важнейшая составляющая внутренней энергии соединения. Зная энергии этих связей, можно по разности узнать тепловой эффект реакции (Q_p):

$$E_{\text{H—H}} = 436 \text{ кДж/моль, } E_{\text{Cl—Cl}} = 240 \text{ кДж/моль,}$$

$$E_{\text{H—Cl}} = 430 \text{ кДж/моль,}$$

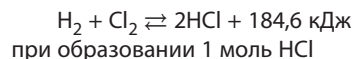
$$Q_p = 2 \cdot 430 - 1 \cdot 436 - 1 \cdot 240 = 184 \text{ кДж.}$$

Следовательно, данная реакция — экзотермическая.

А как, например, рассчитать тепловой эффект реакции разложения карбоната кальция? Ведь это соединение немолекулярного строения. Как точно определить, какие именно связи и сколько их разрушается, какова их энергия, какие связи и сколько их образуется в оксиде кальция?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Согласно термохимическому уравнению



- 1) поглощается 184,6 кДж теплоты
- 2) выделяется 92,3 кДж теплоты
- 3) поглощается 92,3 кДж теплоты
- 4) выделяется 184,6 кДж теплоты

2. Эндотермической является реакция

- 1) $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CuO}$
- 2) $\text{HgO} \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{O}_2$
- 3) $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$
- 4) $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

3. При горении железа в избытке кислорода тепловой эффект реакции образования Fe_3O_4 равен +1117 кДж. Если при сгорании выделилось 372,3 кДж теплоты, то масса железа равна (г)

- 1) 56
- 2) 200
- 3) 112
- 4) 80

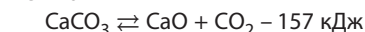
4. Экзотермической является реакция

- 1) $2\text{KClO}_3 \rightleftharpoons 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- 2) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
- 3) $2\text{KMnO}_4 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{MnO}_2$
- 4) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

5. При сгорании этана выделилось 1400 кДж теплоты. Сколько выделится теплоты при сгорании 0,3 м этана?

- 1) 700 кДж
- 2) 110 кДж
- 3) 420 кДж
- 4) 210 кДж

6. Согласно термохимическому уравнению



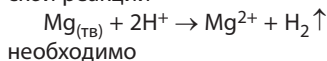
при разложении 3 моль карбоната кальция

- 1) поглощается 157 кДж
- 2) выделяется 314 кДж
- 3) поглощается 314 кДж
- 4) поглощается 471 кДж

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Для увеличения скорости химической реакции



- 1) добавить несколько гранул магния
- 2) уменьшить температуру
- 3) увеличить концентрацию ионов водорода
- 4) увеличить концентрацию ионов магния

8. Укажите фактор, который способствует протеканию реакции между твёрдым и жидким веществами с наибольшей скоростью.

- 1) давление
- 2) концентрация твёрдого вещества
- 3) степень измельчения
- 4) ингибитор

9. С наибольшей скоростью протекает реакция

- 1) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
- 2) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
- 3) $\text{CaCO}_{3(\text{тв})} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$

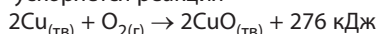
10. Во сколько раз возрастёт скорость химической реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа при повышении температуры на каждые 10 °С?

- 1) в 10 раз
- 2) в 2–4 раза
- 3) в 4–6 раз
- 4) в 6–8 раз

11. Выберите реакцию, которая протекает с наибольшей скоростью.

- 1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 (\text{p-p}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{p-p}) \rightarrow$
- 2) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$
- 3) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow$
- 4) $\text{BaCl}_{2(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

12. Выберите условия, при которых ускоряется реакция

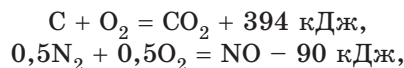


- 1) при повышении давления и температуры
- 2) при снижении температуры и давления
- 3) при повышении температуры и снижении давления
- 4) при снижении температуры и увеличении давления

Для расчёта тепловых эффектов реакций используют значения *величин теплоты образования* всех участвующих в реакции химических соединений (исходных и продуктов).

Теплота образования соединения ($Q_{\text{обр.}}$) — это тепловой эффект реакции образования одного моля соединения из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (25 °С, 1 атм).

При этих условиях теплота образования простых веществ равна нулю по определению.



где 394 кДж и –90 кДж — теплоты образования CO_2 и NO соответственно.

Скорость химических реакций, её зависимость от различных факторов

Гомогенные и гетерогенные химические реакции

Химические реакции протекают с различными скоростями: с малой скоростью — при образовании сталактитов и сталагмитов, со средней скоростью — при варке пищи, мгновенно — при взрыве. Очень быстро проходят реакции в водных растворах, практически мгновенно. Смешаем растворы хлорида бария и сульфата натрия — сульфат бария в виде осадка образуется немедленно. Быстро, но не мгновенно, горит сера, магний растворяется в соляной кислоте, этилен обесцвечивает бромную воду. Медленно образуется ржавчина на железных предметах, налёт на медных и бронзовых изделиях, медленно гниёт листва, разрушаются зубы.

Предсказание скорости химической реакции, а также выяснение её зависимости от условий проведения процесса — задача *химической кинетики*, науки о закономерностях протекания химических реакций во времени.

Если химические реакции происходят в однородной среде, например, в растворе или в газовой фазе, то взаимодействие реагирующих веществ происходит во всём объёме. Такие реакции, как вы знаете, называют *гомогенными*.

Скорость гомогенной реакции ($v_{\text{гомог.}}$) определяется как изменение количества вещества в единицу времени в единице объёма:

$$v_{\text{гомог.}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V},$$

где Δn — изменение числа молей одного вещества (чаще всего исходного, но может быть и продукта реакции); Δt — интервал времени (с, мин); V — объём газа или раствора (л).

Поскольку отношение количества вещества к объёму представляет собой молярную концентрацию C , то

$$\frac{\Delta n}{V} = \Delta C.$$

Таким образом, **скорость гомогенной реакции** определяется как изменение концентрации одного из веществ в единицу времени:

$$v_{\text{гомог.}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right],$$

если объём системы не меняется.

Если реакция идёт между веществами, находящимися в разных агрегатных состояниях (например, между твёрдым веществом и газом или жидкостью) или между веществами, неспособными образовывать гомогенную среду (например, между несмешивающимися жидкостями), то она проходит только на поверхности соприкосновения веществ. Такие реакции называют гетерогенными.

Скорость гетерогенной реакции определяется как изменение количества вещества в единицу времени на единице поверхности:

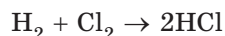
$$v_{\text{гетер.}} = \frac{\Delta C}{\Delta t \cdot S} \left[\frac{\text{моль}}{\text{с} \cdot \text{м}^2} \right],$$

где S — площадь поверхности соприкосновения веществ (м^2 , см^2).

Если при какой-либо протекающей реакции экспериментально измерять концентрацию исходного вещества в разные моменты времени, то графически можно отобразить её изменение с помощью кинетической кривой для этого реагента.

Скорость реакции не является постоянной величиной. Мы указывали лишь некоторую среднюю скорость данной реакции в определённом интервале времени.

Представьте себе, что мы определяем скорость реакции



- а) по изменению концентрации H_2 ;
- б) по изменению концентрации HCl .

Одинаковые ли мы получим значения? Ведь из 1 моль H_2 образуется 2 моль HCl , поэтому и скорость в случае б) окажется больше в два раза. Следовательно, значение скорости реакции зависит и от того, по какому веществу её определяют.

Изменение количества вещества, по которому определяют скорость реакции, — это внешний фактор, наблюдаемый исследователем. По сути, все процессы осуществляются на микроуровне. Очевидно, для того чтобы какие-то частицы прореагировали, они прежде всего должны столкнуться, причем столкнуться эффективно: не разлететься, как мячики, в разные стороны, а так, чтобы в частицах разрушились или ослабли старые связи и смогли образоваться новые, а для этого частицы должны обладать достаточной энергией.

Расчётные данные показывают, что, например, в газах столкновения молекул при атмосферном давлении исчисляются миллиардами за 1 секунду, то есть все реакции должны были бы идти мгновенно. Но это не так. Оказывается, что лишь очень небольшая доля молекул обладает необходимой энергией, приводящей к эффективному соударению.

Минимальный избыток энергии, который должна иметь частица (или пара частиц), чтобы произошло эффективное соударение, называют **энергией активации** E_a .

Таким образом, на пути всех частиц, вступающих в реакцию, имеется энергетический барьер, равный энергии активации E_a . Когда он мал, то находится много частиц, которые могут его преодолеть, и скорость реакции велика. В противном случае требуется толчок.

Когда вы подносите спичку, чтобы зажечь спиртовку, вы сообщаете дополнительную энергию E_a , необходимую для эффективного соударения молекул спирта с молекулами кислорода (преодоление барьера).

В заключение сделаем вывод: многие возможные реакции практически не идут, т. к. высока энергия активации.

Это имеет огромное значение для нашей жизни. Представьте, что бы случилось, если бы все термодинамически разрешённые реакции могли идти, не имея никакого энергетического барьера (энергии активации). Кислород воздуха прореагировал бы со всем, что может гореть или просто окисляться. Пострадали бы все органические вещества, они превратились бы в углекислый газ CO_2 и воду H_2O .

Скорость химической реакции зависит от многих факторов. Основными из них являются: природа и концентрация реагирующих веществ, давление (в реакциях с участием газов), температура, действие катализаторов и поверхность реагирующих веществ в случае гетерогенных реакций.

Рассмотрим влияние каждого из этих факторов на скорость химической реакции.

Температура

Вам известно, что при повышении температуры в большинстве случаев скорость химической реакции значительно возрастает. В XIX в. голландский химик Я. Х. Вант-Гофф сформулировал правило:

Повышение температуры на каждые 10°C приводит к увеличению скорости реакции в 2–4 раза (эту величину называют температурным коэффициентом реакции).

При повышении температуры средняя скорость молекул, их энергия, число столкновений увеличиваются незначительно, зато резко повышается доля активных молекул, участвующих в эффективных соударениях, преодолевающих энергетический барьер реакции.

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_1} и v_{t_2} — скорости реакции соответственно при конечной t_2 и начальной t_1 температурах, а γ — температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры на каждые 10°C .

Однако для увеличения скорости реакции повышение температуры не всегда применимо, т. к. исходные вещества могут начать разлагаться, могут испаряться растворители или сами вещества.

Концентрация реагирующих веществ

Изменение давления при участии в реакции газообразных веществ также приводит к изменению концентрации этих веществ.

Чтобы осуществилось химическое взаимодействие между частицами, они должны эффективно столкнуться. Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше столкновений и, соответственно, выше скорость реакции. Например, в чистом кислороде ацетилен сгорает очень быстро. При этом развивается температура, достаточная для плавления металла. На основе большого экспериментального материала в 1867 г. норвежцами К. Гульдбергом и П. Вааге и независимо от них в 1865 г. русским учёным Н. Н. Бекетовым был сформулирован **основной закон химической кинетики**, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции.

Этот закон называют также **законом действующих масс**.

Для реакции $A + B = D$ этот закон выражается так:

$$v_1 = k_1 \cdot C_A \cdot C_B.$$

Для реакции $2A + B = D$ этот закон выражается так:

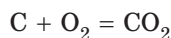
$$v_2 = k_2 \cdot C_A^2 \cdot C_B.$$

Здесь C_A, C_B — концентрации веществ A и B (моль/л); k_1 и k_2 — коэффициенты пропорциональности, называемые константами скорости реакции.

Физический смысл константы скорости реакции нетрудно установить — она численно равна скорости реакции, в которой концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л или их произведение равно единице. В таком случае ясно, что константа скорости реакции зависит только от температуры и не зависит от концентрации веществ.

Закон действующих масс не учитывает концентрации реагирующих веществ, находящихся в твёрдом состоянии, т. к. они реагируют на поверхности, и их концентрации обычно являются постоянными.

Например, для реакции горения угля



выражение скорости реакции должно быть записано так:

$$v = k \cdot C_{O_2}, \text{ т. е. скорость реакции пропорциональна только концентрации кислорода.}$$

Если же уравнение реакции описывает лишь суммарную химическую реакцию, проходящую в несколько стадий, то скорость такой реакции может сложным образом зависеть от концентраций исходных веществ. Эта зависимость определяется экспериментально или теоретически на основании предполагаемого механизма реакции.

Действие катализаторов

Можно увеличить скорость реакции, используя специальные вещества, которые изменяют механизм реакции и направляют её по энергетически более выгодному пути с меньшей энергией активации. Их называют *катализаторами* (от лат. *katalysis* — разрушение).

Катализатор действует как опытный проводник, направляющий группу туристов не через высокий перевал в горах (его преодоление требует много сил и времени и не всем доступно), а по известным ему обходным тропам, по которым можно преодолеть гору значительно легче и быстрее. Правда, по обходному пути можно попасть не совсем туда, куда ведет главный перевал. Но иногда именно это и требуется! Именно так действуют катализаторы, которые называют *селективными*. Ясно, что нет необходимости сжигать аммиак и азот, зато оксид азота(II) находит применение в производстве азотной кислоты.

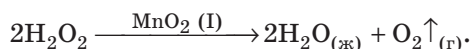
Катализаторы — это вещества, участвующие в химической реакции и изменяющие её скорость или направление, но по окончании реакции остающиеся неизменными количественно и качественно.

Изменение скорости химической реакции или её направления с помощью катализатора называют *катализом*. Катализаторы широко используют в различных отраслях промышленности и на транспорте (каталитические преобразователи, превращающие оксиды азота выхлопных газов автомобиля в безвредный азот).

Различают два вида катализа.

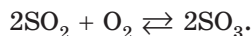
Гомогенный катализ, при котором и катализатор, и реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии (фазе).

Гетерогенный катализ, при котором катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах. Например, разложение пероксида водорода в присутствии твёрдого катализатора оксида марганца (IV):

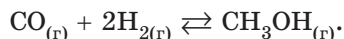


Сам катализатор не расходуется в результате реакции, но если на его поверхности адсорбируются другие вещества (их называют *каталитическими ядами*), то поверхность становится неработоспособной, требуется регенерация катализатора. Поэтому перед проведением каталитической реакции тщательно очищают исходные вещества.

Например, при производстве серной кислоты контактным способом используют твёрдый катализатор — оксид ванадия (V) V_2O_5 :



При производстве метанола используют твёрдый цинкохромовый катализатор ($8ZnO \cdot Cr_2O_3 \times \times CrO_3$):



Очень эффективно работают биологические катализаторы — *ферменты*. По химической природе это белки. Благодаря им в живых организмах при невысокой температуре с большой скоростью протекают сложные химические реакции. Ферменты отличаются особой специфичностью, каждый из них ускоряет только свою реакцию, идущую в нужное время и в нужном месте с выходом, близким к 100 %. Создание аналогичных ферментам искусственных катализаторов — мечта химиков!

Вы, конечно, слышали и о других интересных веществах — *ингибиторах* (от лат. *inhibere* — задерживать). Они с высокой скоростью реагируют с активными частицами с образованием малоактивных соединений. В результате реакция резко замедляется и затем прекращается. Ингибиторы часто специально добавляют в разные вещества, чтобы предотвратить нежелательные процессы.

Например, с помощью ингибиторов стабилизируют растворы пероксида водорода, мономеры для предотвращения преждевременной полимеризации, соляную кислоту, чтобы была возможность её транспортировки в стальной таре. Ингибиторы содержатся и в живых организмах, они подавляют различные вредные реакции окисления в клетках тканей, которые могут инициироваться, например, радиоактивным излучением.

Природа реагирующих веществ (их состав, строение)

Значение энергии активации является тем фактором, посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Если энергия активации мала (< 40 кДж/моль), то это означает, что значительная часть столкновений между частицами реагирующих веществ приводит к их взаимодействию, и скорость такой реакции очень большая. Все реакции ионного обмена протекают практически мгновенно, ибо в этих реакциях участвуют разноименно заряженные ионы, и энергия активации в этих случаях ничтожно мала.

Если энергия активации велика (> 120 кДж/моль), то это означает, что лишь ничтожная часть столкновений между взаимодействующими частицами приводит к реакции. Скорость такой реакции поэтому очень мала. Например, протекание реакции синтеза аммиака при обычной температуре заметить практически невозможно.

Если энергии активации имеют промежуточные значения (40–120 кДж/моль), то скорости таких реакций будут средними. К таким реакциям можно отнести взаимодействие натрия с водой или этиловым спиртом, обесцвечивание бромной воды этиленом, взаимодействие цинка с соляной кислотой и др.

Поверхность соприкосновения реагирующих веществ

Скорость реакций, идущих на поверхности веществ, т. е. гетерогенных, зависит при прочих равных условиях от свойств этой поверхности. Известно, что растёртый в порошок мел гораздо быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

Увеличение скорости реакции объясняется, в первую очередь, увеличением поверхности соприкосновения исходных веществ, а также рядом других причин, например разрушением структуры правильной кристаллической решётки. Это приводит к тому, что частицы на поверхности образующихся микрокристаллов значительно реакционноспособнее, чем те же частицы на гладкой поверхности.

В промышленности для проведения гетерогенных реакций используют кипящий слой, чтобы увеличить поверхность соприкосновения реагирующих веществ, подвод исходных веществ и отвод продуктов. Например, при производстве серной кислоты с помощью кипящего слоя проводят обжиг колчедана; в органической химии с применением кипящего слоя проводят каталитический крекинг нефтепродуктов и регенерацию (восстановление) вышедшего из строя (закисшего) катализатора.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Факторы, влияющие на скорость химических реакций».

Факторы, влияющие на скорость химических реакций	

Ответы на тестовые задания (неделя 6)

1 — 2. 2 — 2. 3 — 1. 4 — 4. 5 — 3. 6 — 4. 7 — 3. 8 — 3. 9 — 2. 10 — 2. 11 — 1. 12 — 1.

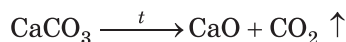
Химическое равновесие

Химические реакции, протекающие в одном направлении, называют **необратимыми**.

Большинство химических процессов являются **обратимыми**. Это значит, что при одних и тех же условиях протекают и прямая, и обратная реакции (особенно если речь идёт о замкнутых системах).

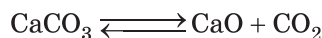
Например:

а) реакция



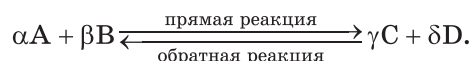
в открытой системе необратима;

б) эта же реакция



в замкнутой системе обратима.

Рассмотрим более подробно процессы, протекающие при обратимых реакциях, например, для условной реакции:



На основании закона действующих масс скорость прямой реакции

$$\vec{v} = k_1 \cdot C_{\text{A}}^{\alpha} \cdot C_{\text{B}}^{\beta}.$$

Так как со временем концентрации веществ А и В уменьшаются, то и скорость прямой реакции тоже уменьшается.

Появление продуктов реакции означает возможность обратной реакции, причем со временем концентрации веществ С и D увеличиваются, а значит, увеличивается и скорость обратной реакции:

$$\vec{v} = k_2 \cdot C_{\text{C}}^{\gamma} \cdot C_{\text{D}}^{\delta}.$$

Рано или поздно будет достигнуто состояние, при котором скорости прямой и обратной реакций станут равными:

$$\vec{v} = \vec{v}.$$

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

При этом концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции остаются без изменения. Их называют **равновесными концентрациями**. На макроуровне кажется, что в целом ничего не изменяется. Но на самом деле и прямой, и обратный процессы продолжают идти, но с равной скоростью. Поэтому такое равновесие в системе называют **подвижным** и **динамическим**.

Константа равновесия

Обозначим равновесные концентрации веществ [A], [B], [C], [D].

Тогда так как $\vec{v} = \vec{\bar{v}}$, $k_1 \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta = k_2 \cdot [C]^\gamma \cdot [D]^\delta$, откуда

$$\frac{[C]^\gamma \cdot [D]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta} = \frac{k_1}{k_2} = K_{\text{равн.}},$$

где γ , δ , α , β — показатели степеней, равные коэффициентам в обратимой реакции; $K_{\text{равн.}}$ — константа химического равновесия.

Полученное выражение количественно описывает состояние равновесия и представляет собой математическое выражение **закона действующих масс** для равновесных систем.

При неизменной температуре константа равновесия — величина постоянная для данной обратимой реакции. Она показывает соотношение между концентрациями продуктов реакции (числитель) и исходных веществ (знаменатель), которое устанавливается при равновесии.

Константы равновесия рассчитывают из опытных данных, определяя равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции при определённой температуре.

Значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции, полноту её протекания. Если получают $K_{\text{равн.}} \gg 1$, это означает, что при равновесии $[C]^\gamma \cdot [D]^\delta \gg [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$, т. е. концентрации продуктов реакции преобладают над концентрациями исходных веществ, а выход продуктов реакции большой.

При $K_{\text{равн.}} \ll 1$, соответственно, выход продуктов реакции мал. Например, для реакции гидролиза этилового эфира уксусной кислоты



константа равновесия

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

при 20 °С имеет значение 0,28 (то есть меньше 1). Это означает, что значительная часть эфира не гидролизвалась.

В случае гетерогенных реакций в выражение константы равновесия входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой или жидкой фазе. Например, для реакции



константа равновесия выражается так:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}.$$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Укажите вещества, при взаимодействии которых происходит необратимая химическая реакция.

- 1) хлорид цинка и нитрат натрия
- 2) фторид меди и нитрат натрия
- 3) хлорид натрия и сульфат магния
- 4) нитрат серебра и бромид калия

2. Выберите обратимую реакцию.

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$
- 3) $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$
- 4) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$

3. Выберите условие, при котором реакция $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$ будет обратимой.

- 1) нагревание
- 2) отсутствие примесей
- 3) присутствие катализатора
- 4) замкнутая система

4. Необратимая реакция с выпадением осадка протекает между раствором соляной кислоты и

- 1) K_2CO_3
- 2) AgNO_3
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 4) MgO

5. Реакция $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$ является

- 1) обратимой и экзотермической
- 2) необратимой и эндотермической
- 3) обратимой и эндотермической
- 4) необратимой и экзотермической

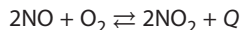
6. Необратимая реакция с выпадением осадка протекает между раствором хлорида цинка и

- 1) H_2SO_4
- 2) $\text{KOH}_{(\text{p-p})}$
- 3) KBr
- 4) $\text{KOH}_{(\text{в изб.})}$

===== ДЛЯ ЗАМЕТОК =====

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Изменится ли равновесие в системе



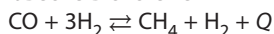
при уменьшении температуры?

- 1) сместится в сторону продукта реакции
- 2) сместится в сторону исходных веществ
- 3) не изменится
- 4) изменится концентрация NO

8. На смещение равновесия системы $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} - Q$ не оказывает влияния

- 1) повышение давления
- 2) понижение температуры
- 3) увеличение концентрации HI
- 4) уменьшение концентрации HI

9. Равновесие в системе



смещается в сторону продуктов реакции при

- 1) повышении температуры
- 2) понижении температуры
- 3) увеличении концентрации CH_4
- 4) уменьшении концентрации CO

10. Понижение давления смещает равновесие в сторону увеличения выхода продукта

- 1) $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$
- 2) $\text{CaCO}_3(\text{тв.}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{r})$
- 3) $\text{N}_2(\text{r}) + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{r})$
- 4) $\text{CO}(\text{r}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2(\text{r})$

11. Равновесие в системе $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{r})} + Q$ сместится влево при

- 1) понижении температуры
- 2) увеличении концентрации SO_2
- 3) увеличении концентрации SO_3
- 4) повышении давления

12. Равновесие в системе $\text{C}(\text{r}) + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{3(\text{r})} + Q$ будет смещаться в сторону продукта реакции при

- 1) увеличении концентрации CO_2
- 2) понижении давления
- 3) повышении температуры
- 4) понижении температуры

Значение константы равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

От присутствия катализатора константа не зависит, поскольку он изменяет энергию активации и прямой, и обратной реакции на одну и ту же величину. Катализатор может лишь ускорить наступление равновесия, не влияя на значение константы равновесия.

Смещение равновесия под действием различных факторов

Смещение равновесия

Состояние равновесия сохраняется сколь угодно долго при неизменных внешних условиях: температуре, концентрации исходных веществ, давлении (если в реакции участвуют или образуются газы).

Изменяя эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям. Такой переход называют *смещением* или *сдвигом равновесия*.

Рассмотрим разные способы смещения равновесия на примере реакции взаимодействия азота и водорода с образованием аммиака:



$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}.$$

Влияние изменения концентрации веществ

При добавлении в реакционную смесь азота N_2 и водорода H_2 увеличивается концентрация этих газов, а значит, увеличивается скорость прямой реакции. Равновесие смещается вправо, в сторону продукта реакции, то есть в сторону аммиака NH_3 .

Этот же вывод можно сделать, анализируя выражение для константы равновесия. При увеличении концентрации азота и водорода знаменатель увеличивается, а так как $K_{\text{равн.}}$ — величина постоянная, должен увеличиваться числитель. Таким образом, в реакционной смеси увеличится количество продукта реакции NH_3 .

Увеличение же концентрации продукта реакции аммиака NH_3 приведёт к смещению равновесия влево, в сторону образования исходных веществ. Этот вывод можно сделать на основании аналогичных рассуждений.

Влияние изменения давления

Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно из веществ находится в газообразном состоянии. При увеличении давления уменьшается объём газов, а значит, увеличивается их концентрация.

Предположим, что давление в замкнутой системе повысили, например, в 2 раза. Это значит, что концентрации всех газообразных веществ (N_2 , H_2 , NH_3) в рассматриваемой нами реакции возрастут в 2 раза. В этом случае числитель в выражении для $K_{\text{равн.}}$ увеличится в 4 раза, а знаменатель — в 16 раз, т. е. равновесие нарушится. Для его восстановления должна увеличиться концентрация аммиака и должны уменьшиться концентрации азота и водорода. Равновесие сместится вправо. Изменение давления практически не сказывается на объёме жидких и твёрдых тел, т. е. не изменяет их концентрацию. Следовательно, состояние химического равновесия реакций, в которых не участвуют газы, не зависит от давления.

Влияние изменения температуры

При повышении температуры, как вы знаете, скорости всех реакций (экзо- и эндотермических) увеличиваются. Причем повышение температуры больше сказывается на скорости тех реакций, которые имеют большую энергию активации, а значит, эндотермических.

Таким образом, скорость обратной реакции (в нашем примере эндотермической) увеличивается сильнее, чем скорость прямой. Равновесие сместится в сторону процесса, сопровождающегося поглощением энергии.

Направление смещения равновесия можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье (1884 г.):

если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется концентрация, давление, температура), то равновесие смещается в ту сторону, которая ослабляет данное воздействие.

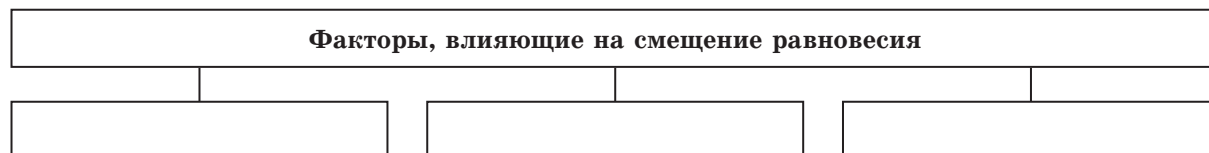
Сделаем выводы:

- при увеличении концентрации реагирующих веществ химическое равновесие системы смещается в сторону образования продуктов реакции;
- при увеличении концентрации продуктов реакции химическое равновесие системы смещается в сторону образования исходных веществ;
- при увеличении давления химическое равновесие системы смещается в сторону той реакции, при которой объём образующихся газообразных веществ меньше;
- при повышении температуры химическое равновесие системы смещается в сторону эндотермической реакции;
- при понижении температуры — в сторону экзотермического процесса.

Принцип Ле Шателье применим не только к химическим реакциям, но и ко многим другим процессам: испарению, конденсации, плавлению, кристаллизации и др. При производстве важнейших химических продуктов принцип Ле Шателье и расчёты, вытекающие из закона действующих масс, дают возможность находить такие условия для проведения химических процессов, которые обеспечивают максимальный выход желаемого вещества.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Факторы, влияющие на смещение равновесия».



Ответы на тестовые задания (неделя 7)

1 — 4. 2 — 2. 3 — 4. 4 — 2. 5 — 3. 6 — 2. 7 — 1. 8 — 1. 9 — 2. 10 — 3. 11 — 3. 12 — 4.

НЕДЕЛЯ 8

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 1.4. Химическая реакция
- 1.4.5. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты
- 1.4.6. Реакции ионного обмена

Электролиты и неэлектролиты

Из уроков физики известно, что растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других — нет.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

Растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят электрический ток.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

Электролитические диссоциация и ассоциация

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведский ученый Сванте Аррениус, изучая электропроводность различных веществ, пришел в 1877 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.

Процесс распада электролита на ионы называется электролитической диссоциацией.

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. В отличие от него русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворённого вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, то есть «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой *диполи* (два полюса), так как атомы водорода расположены под углом $104,5^\circ$, благодаря чему молекула имеет угловую форму. Молекула воды схематически представлена на рис. 11.

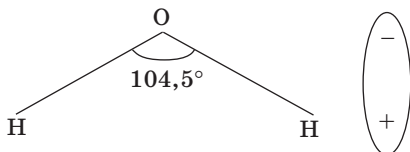


Рис. 11. Схема молекулы воды

Как правило, легче всего диссоциируют вещества с ионной связью и, соответственно, с ионной кристаллической решёткой, так как они уже состоят из готовых ионов. При их растворении диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита.

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор (рис. 12). Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), такова:

- а) ориентация молекул (диполей) воды около ионов кристалла;
- б) гидратация (взаимодействие) молекул воды с ионами поверхностного слоя кристалла;
- в) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

Упрощённо происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:

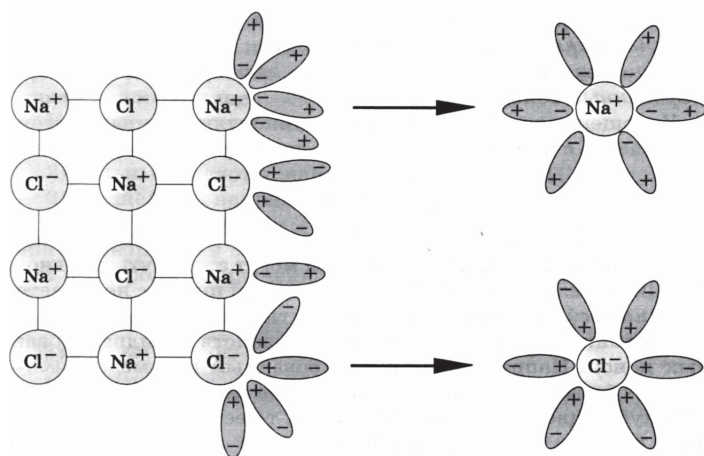


Рис. 12. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых — ковалентная связь (например, молекулы хлороводорода HCl) (рис. 13); только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную и последовательность процессов, происходящих при этом, такова:

- а) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекул электролита;
- б) гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита;
- в) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);
- г) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.

Упрощённо уравнение диссоциации соляной кислоты можно отразить с помощью следующего уравнения:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Неэлектролитами являются все вещества, указанные в ряду:

- 1) сульфат бария, гидроксид алюминия, хлорид натрия
- 2) бензол, глюкоза, этанол
- 3) уксусная кислота, хлорид аммония, метанол
- 4) сульфид цинка, анилин, гидроксид натрия

2. Вычислите и обозначьте заряды катионов и анионов в растворе нитрата магния.

- 1) +2 и -1
- 2) -2 и +1
- 3) +2 и -2
- 4) +3 и -2

3. Определите катионы, которые обуславливают общую жёсткость воды.

- 1) Mg^{2+} и Ba^{2+}
- 2) Ca^{2+} и Mg^{2+}
- 3) Al^{2+} и Ca^{2+}
- 4) Mg^{2+} и Zn^{2+}

4. Укажите частицы, которые существуют в водном растворе аммиака.

- 1) молекулы
- 2) ионы
- 3) молекулы и ионы
- 4) коллоидные частицы

5. Сильными электролитами являются все вещества, указанные в ряду:

- 1) CH_3COOH , NaCl , H_2S
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HCl , NH_4OH
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , HClO_3
- 4) HF , HNO_3 , H_2SiO_3

6. Выберите утверждение о диссоциации угольной кислоты.

- 1) происходит ступенчато
- 2) проходит полная диссоциация
- 3) количество карбонат-ионов меньше, чем молекул
- 4) в растворе находятся только ионы водорода и карбонат ионы

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Слабым электролитом является
 - 1) гидроксид бария
 - 2) гидроксид магния
 - 3) гидроксид рубидия
 - 4) гидроксид лития
8. Укажите кислоту, которая диссоциирует ступенчато.
 - 1) сероводородная
 - 2) азотная
 - 3) соляная
 - 4) уксусная
9. Сокращённое ионное уравнение $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ соответствует взаимодействию
 - 1) хлорида меди(II) и гидроксида натрия
 - 2) оксида меди(II) и соляной кислоты
 - 3) меди и азотной кислоты
 - 4) хлорида меди(II) и нитрата серебра
10. Какие пары ионов не могут пребывать в растворе в значительном количестве?
 - 1) Fe^{2+} и Cl^-
 - 2) Fe^{2+} и OH^-
 - 3) Fe^{2+} и CO_3^{2-}
 - 4) Fe^{2+} и SO_4^{2-}
11. Сокращённое ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ соответствует взаимодействию веществ:
 - 1) H_2S и $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{p-p})$
 - 2) HNO_3 и CaCO_3
 - 3) HCl и $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{p-p})$
 - 4) H_2SO_4 и CO_2
12. Реакция ионного обмена протекает до конца в результате образования газа при сливании растворов
 - 1) гидроксида калия и соляной кислоты
 - 2) хлорида калия и нитрата натрия
 - 3) карбоната натрия и серной кислоты
 - 4) сульфата железа(III) и азотной кислоты

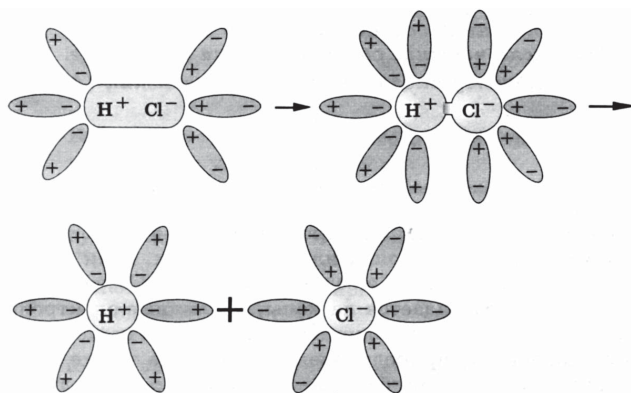


Рис. 13. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называется **ассоциацией**. Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных. Например, негидратированный ион меди Cu^{2+} — белый в безводных кристаллах сульфата меди (II) и имеет голубой цвет, когда гидратирован, т. е. связан с молекулами воды $\text{Cu}^{2+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Гидратированные ионы имеют как постоянное, так и переменное число молекул воды.

Степень электролитической диссоциации

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются **степенью диссоциации**, которая обозначается греческой буквой α (альфа).

Степень диссоциации — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (N_g), к общему числу растворённых частиц (N_p):

$$\alpha = \frac{N_g}{N_p}.$$

Степень диссоциации электролита определяется опытным путём и выражается в долях или процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100 %, то электролит полностью распадается на ионы. Различные электролиты имеют различную степень диссоциации, т. е. степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты — это электролиты, которые при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице.

К сильным электролитам относятся:

- 1) все растворимые соли;
- 2) сильные кислоты, например: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ;
- 3) все щёлочи, например: NaOH , KOH .

Слабые электролиты — это такие электролиты, которые при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относятся:

- 1) слабые кислоты — H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 ;
- 2) водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
- 3) вода;
- 4) некоторые соли.

Константа диссоциации

В растворах слабых электролитов вследствие их неполной диссоциации устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Например, для уксусной кислоты:



Можно применить к этому равновесию закон действующих масс и записать выражение константы равновесия:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Константу равновесия, характеризующую процесс диссоциации слабого электролита, называют **константой диссоциации**.

Константа диссоциации характеризует способность электролита (кислоты, основания, воды) диссоциировать на ионы. Чем больше константа, тем легче электролит распадается на ионы, следовательно, тем он сильнее. Значения констант диссоциации для слабых электролитов приводятся в справочниках.

Основные положения теории электролитической диссоциации

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.

Ионы — это одна из форм существования химического элемента. Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щёлочь (NaOH) и водород H_2 , в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет жёлто-зелёный цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- бесцветны, не ядовиты, лишены запаха.

Ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов одного или нескольких химических элементов в результате отдачи или присоединения электронов.

В растворах ионы беспорядочно передвигаются в различных направлениях.

По составу ионы делятся на:

- *простые* — Cl^- , Na^+ ;
- *сложные* — NH_4^+ , SO_4^{2-} .

2. Причиной диссоциации электролита в водных растворах является его гидратация, то есть взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём.

В результате такого взаимодействия образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами воды, ионы.

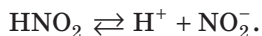
Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делятся на **гидратированные** (в растворах и кристаллогидратах) и **негидратированные** (в безводных солях).

3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду и поэтому называются катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду и поэтому называются анионами.

Следовательно, существует ещё одна классификация ионов — по знаку их заряда. Сумма зарядов катионов (H^+ , Na^+ , NH_4^+ , Cu^{2+}) равна сумме зарядов анионов (Cl^- , OH^- , SO_4^{2-}), вследствие чего растворы электролитов (HCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaOH , CuSO_4) остаются электронейтральными.

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

Наряду с процессом *диссоциации* (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс — *ассоциация* (соединение ионов). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:



5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации.

6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Реакции ионного обмена

Свойства растворов слабых электролитов обусловлены молекулами и ионами, образовавшимися в процессе диссоциации, которые находятся в динамическом равновесии друг с другом.

Запах уксусной кислоты обусловлен наличием молекул CH_3COOH , кислый вкус и изменение окраски индикаторов связаны с наличием в растворе ионов H^+ .

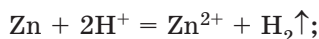
Свойства растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, которые образуются при их диссоциации.

При растворении в воде кислоты диссоциируют с образованием катионов водорода H^+ (точнее, ионов оксония H_3O^+), которые определяют общие свойства кислот, такие как кислый вкус, изменение окраски индикатора и др., и отрицательно заряженных ионов, соответствующих кислотным остаткам. При ионной необратимой диссоциации, когда в растворе молекул нет, кислота называется *сильной*. При обратимой диссоциации, когда в растворе кислоты, наряду с соответствующими ионами, остаются и молекулы, кислота называется *слабой*. К сильным кислотам относятся азотная, серная, соляная и некоторые другие. Слабые кислоты — фтороводородная (плавиковая), угольная, сероводородная, фосфорная, органические кислоты и др.

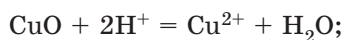
Свойства кислот можно разделить на три группы.

Первая группа объединяет общие свойства кислот, определяемые наличием в их растворах ионов водорода. Это вкус, окраска индикаторов, взаимодействие с металлами, основными оксидами, щелочами, основаниями. Приведём соответствующие сокращённые ионные уравнения:

- с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов левее водорода:



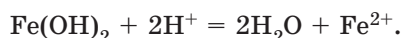
- с основными оксидами:



- с щелочами:

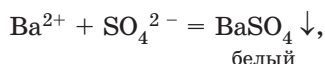


- с нерастворимыми основаниями:

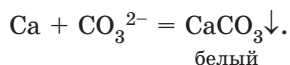


Ко *второй группе* относятся реакции, определяемые свойствами кислотных остатков. Это специфические для каждой кислоты реакции: образование малорастворимых, иногда окрашенных солей.

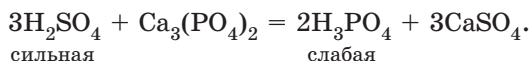
Для серной кислоты H_2SO_4 :



для угольной кислоты H_2CO_3 :



Третью группу составляют реакции, протекание которых обусловлено такими свойствами кислот, как сила кислоты, её растворимость в воде, прочность молекулы, летучесть. Сильная кислота вытесняет слабую:



При растворении в воде основания образуют гидроксид-ионы OH^- и положительно заряженные ионы аммония NH_4^+ . Растворимые в воде щёлочи являются сильными электролитами, в их растворах молекул гидроксидов нет. Нерастворимые основания — слабые электролиты. Слабым электролитом является и гидроксид аммония NH_4OH , который представляет собой соединение молекулы аммиака с молекулой воды $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Специфические свойства оснований определяются свойствами иона металла.

Соли при растворении в воде диссоциируют с образованием положительно заряженных ионов металла (или аммония NH_4^+) и отрицательно заряженных кислотных остатков. Эти молекулы определяют поведение солей в растворах.

Например, общие свойства кислот, такие как кислый вкус, изменение окраски индикаторов, обусловлены наличием в их растворах катионов водорода (точнее, ионов оксония H_3O^+). Общие свойства щелочей, такие как мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов и др., связаны с присутствием в их растворах гидроксид-ионов OH^- , а свойства солей — с распадом их в растворе на катионы металла (или аммония) и анионы кислотных остатков.

Как известно, высокая скорость многих химических реакций в растворах электролитов объясняется тем, что они протекают не между молекулами, а между ионами.

Реакции, протекающие между ионами, называют **ионными реакциями**.

Реакции ионного обмена в водных растворах могут протекать:

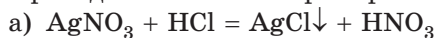
- 1) необратимо, до конца;

2) обратимо, то есть одновременно в двух противоположных направлениях.

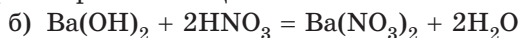
Как вам известно, реакции обмена между сильными электролитами в растворах протекают до конца или практически необратимы, когда ионы, соединяясь друг с другом, образуют вещества:

- а) нерастворимые;
- б) малодиссоциирующие (слабые электролиты);
- в) газообразные.

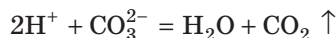
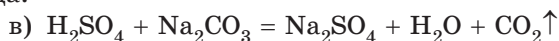
Приведём несколько примеров молекулярных и сокращённых ионных уравнений:



Реакция необратима, потому что один из её продуктов уходит из сферы реакции в виде нерастворимого вещества.



Реакция нейтрализации необратима, т. к. образуется малодиссоциирующее вещество — вода.

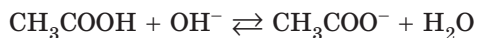
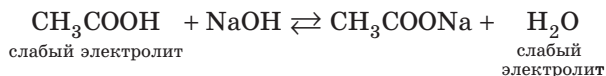


Реакция необратима, т. к. образуется углекислый газ CO_2 и малодиссоциирующее вещество — вода.

Если среди исходных веществ и среди продуктов реакции имеются *слабые электролиты* или малорастворимые вещества, то такие реакции являются *обратимыми*, т. е. до конца не протекают.

В обратимых реакциях равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ.

Например:



Равновесие смещается в сторону образования более слабого электролита — H_2O . Однако до конца такая реакция протекать не будет: в растворе остаются недиссоциированные молекулы уксусной кислоты и гидроксид-ионы.

Если исходные вещества — *сильные электролиты*, которые при взаимодействии не образуют нерастворимых или малодиссоциирующих веществ или газов, то такие реакции не протекают: при смешивании растворов образуется смесь ионов.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Электролитическая диссоциация — это _____

2. Электролиты — это _____

♦ Заполните схему «Электролиты».

Электролиты		

Ответы на тестовые задания (неделя 8)

1 — 2. 2 — 1. 3 — 2. 4 — 3. 5 — 3. 6 — 1. 7 — 2. 8 — 1. 9 — 1. 10 — 2. 11 — 3. 12 — 3.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

Гидролиз

Согласно теории электролитической диссоциации, в водном растворе частицы растворённого вещества взаимодействуют с молекулами воды. Такое взаимодействие может привести к реакции гидролиза (от греч. *hydro* — вода, *lysis* — распад, разложение).

Гидролиз — это реакция обменного разложения вещества водой.

Гидролизу подвергаются различные вещества: неорганические — соли, карбиды и гидриды металлов, галогениды неметаллов; органические — галогеналканы, сложные эфиры и жиры, углеводы, белки, полинуклеотиды.

Водные растворы солей имеют разные значения pH и различные типы сред — кислотную ($\text{pH} < 7$), щелочную ($\text{pH} > 7$), нейтральную ($\text{pH} = 7$). Это объясняется тем, что соли в водных растворах могут подвергаться гидролизу.

Сущность гидролиза сводится к обменному химическому взаимодействию катионов или анионов соли с молекулами воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). А в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов H^+ или OH^- , и раствор соли становится кислотным или щелочным соответственно.

Классификация солей

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, соль KClO образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HClO .

В зависимости от силы основания и кислоты можно выделить четыре типа солей.

Рассмотрим поведение солей различных типов в растворе.

1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой.

Например, соль цианид калия KCN образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HCN :



В водном растворе соли происходят два процесса:

- 1) незначительная обратимая диссоциация молекул воды (очень слабого амфотерного электролита), которую упрощённо можно записать с помощью уравнения

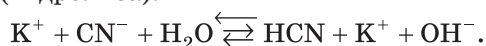


- 2) полная диссоциация соли (сильного электролита):

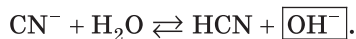


Образующиеся при этих процессах ионы H^+ и CN^- взаимодействуют между собой, связываясь в молекулы слабого электролита — цианистоводородной кислоты HCN , тогда как гидроксид — ион OH^- — остаётся в растворе, обуславливая тем самым его щелочную среду. Происходит гидролиз по аниону CN^- .

Запишем полное ионное уравнение происходящего процесса (гидролиза):



Этот процесс обратим, и химическое равновесие смещено влево (в сторону образования исходных веществ), т. к. вода — значительно более слабый электролит, чем цианистоводородная кислота HCN.



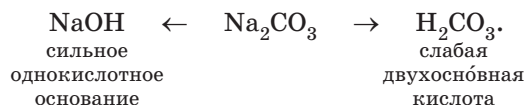
Уравнение показывает, что:

- а) в растворе есть свободные гидроксид-ионы OH^- , и концентрация их больше, чем в чистой воде, поэтому раствор соли KCN имеет *щелочную среду* ($\text{pH} > 7$);
- б) в реакции с водой участвуют ионы CN^- , в таком случае говорят, что идёт *гидролиз по аниону*.

Другие примеры анионов, которые участвуют в реакции с водой:

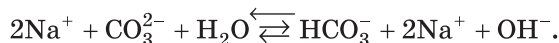
HCOO^- , CH_3COO^- , NO_2^-	от слабых кислот — муравьиной HCOOH , уксусной CH_3COOH , азотистой HNO_2
S^{2-} , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-}	от слабых кислот — сероводородной H_2S , угольной H_2CO_3 , сернистой H_2SO_3 , ортофосфорной H_3PO_4

Рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 .

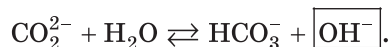


Происходит гидролиз соли по аниону CO_3^{2-} .

Полное ионное уравнение гидролиза:



Сокращённое ионное уравнение гидролиза:



Продукты гидролиза — *кислая соль* NaHCO_3 и гидроксид натрия NaOH.

Среда водного раствора карбоната натрия — щелочная ($\text{pH} > 7$), потому что в растворе увеличивается концентрация ионов OH^- . Кислая соль NaHCO_3 тоже может подвергаться гидролизу, который протекает в очень незначительной степени, и им можно пренебречь.

Подведём итог тому, что вы узнали о гидролизе по аниону:

- а) по аниону соли, как правило, гидролизуются обратимо;

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Полному и необратимому гидролизу подвергается
 - 1) сульфат натрия
 - 2) хлорид алюминия
 - 3) нитрит калия
 - 4) карбонат хрома(III)
2. Гидролизу не подвергается соль
 - 1) Al_2S_3
 - 2) Na_2SiO_3
 - 3) BaCl_2
 - 4) MgSO_4
3. Какая из солей не подвергается гидролизу?
 - 1) BaSO_4
 - 2) ZnCl_2
 - 3) KNO_2
 - 4) Al_4C_3
4. Какая из названных солей подвергается гидролизу по аниону?
 - 1) фосфат натрия
 - 2) нитрат меди(II)
 - 3) сульфат аммония
 - 4) хлорид калия
5. Щелочную среду имеет водный раствор
 - 1) нитрата цинка
 - 2) нитрата кальция
 - 3) нитрата калия
 - 4) нитрита кальция
6. Кислую реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей
 - 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl
 - 2) $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2$ и K_2CO_3
 - 3) FeBr_3 и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 - 4) Na_2S и CaCl_2

===== ДЛЯ ЗАМЕТОК =====

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

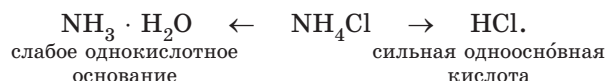
7. Кислую среду имеет раствор
 - 1) карбонат аммония
 - 2) сульфит калия
 - 3) нитрат хрома
 - 4) хлористый литий
8. В водном растворе какой соли среда щелочная?
 - 1) йодид калия
 - 2) ацетат кальция
 - 3) сульфат цинка
 - 4) нитрат магния
9. Укажите способ, которым можно в растворе ослабить гидролиз соли хлорида аммония.
 - 1) нагревание
 - 2) подкисление
 - 3) подщелачивание
 - 4) разведение раствора
10. Укажите, какие продукты образуются при реакции гидролиза нитрата цинка.
 - 1) Zn(OH)_2 и 2HNO_3
 - 2) ZnCl_2 и HCl
 - 3) Zn(OH)_2 и HNO_3
 - 4) Zn(OH)NO_3 и HNO_3
11. Укажите, какая соль гидролизуеться по катиону и по аниону.
 - 1) бромид алюминия
 - 2) хлорид железа(II)
 - 3) сульфат меди(II)
 - 4) сульфит аммония
12. Укажите, какая окраска будет у лакмуса в растворе соли нитрат меди(II).
 - 1) бесцветная
 - 2) синяя
 - 3) жёлтая
 - 4) красная

_____ для ЗАМЕТОК _____

- б) химическое равновесие в таких реакциях сильно смещено влево;
- в) реакция среды в растворах подобных солей щелочная ($\text{pH} > 7$);
- г) при гидролизе солей, образованных слабыми многоосновными кислотами, получаются кислые соли.

2. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием.

Рассмотрим гидролиз хлорида аммония NH_4Cl .



В водном растворе соли происходят два процесса:

- 1) незначительная обратимая диссоциация молекул воды (очень слабого амфотерного электролита), которую упрощённо можно записать с помощью уравнения:

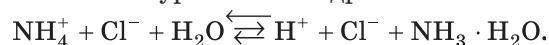


- 2) полная диссоциация соли (сильного электролита):



Образующиеся при этом ионы OH^- и NH_4^+ взаимодействуют между собой с получением $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (слабый электролит), тогда как ионы H^+ остаются в растворе, обуславливая тем самым его кислотную среду.

Полное ионное уравнение гидролиза:



Процесс обратим, химическое равновесие смещено в сторону образования исходных веществ, т. к. вода H_2O — значительно более слабый электролит, чем гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Сокращённое ионное уравнение гидролиза:



Уравнение показывает, что:

- а) в растворе есть свободные ионы водорода H^+ , и их концентрация больше, чем в чистой воде, поэтому раствор соли имеет *кислотную среду* ($\text{pH} < 7$);
- б) в реакции с водой участвуют катионы аммония NH_4^+ ; в таком случае говорят, что идёт *гидролиз по катиону*.

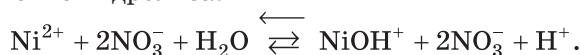
В реакции с водой могут участвовать и многозарядные катионы: *двухзарядные* M^{2+} (например, Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} ...), кроме катионов щелочноземельных металлов, *трёхзарядные* M^{3+} (например, Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} ...).

Рассмотрим гидролиз нитрата никеля $\text{Ni(NO}_3)_2$.

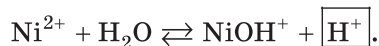


Происходит гидролиз соли по катиону Ni^{2+} .

Полное ионное уравнение гидролиза:



Сокращённое ионное уравнение:



Продукты гидролиза — *основная соль* NiOHNO_3 и азотная кислота HNO_3 .

Среда водного раствора нитрата никеля кислотная ($\text{pH} < 7$), потому что в растворе увеличивается концентрация ионов H^+ . Гидролиз соли NiOHNO_3 протекает в значительно меньшей степени, и им можно пренебречь.

Подведём итог тому, что вы узнали о гидролизе по катиону:

- по катиону соли, как правило, гидролизуются обратимо;
- химическое равновесие реакций сильно смещено влево;
- реакция среды в растворах таких солей кислотная ($\text{pH} < 7$);
- при гидролизе солей, образованных слабыми многокислотными основаниями, получаются основные соли.

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Вам, очевидно, уже ясно, что такие соли подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону.

Катион слабого основания связывает ионы OH^- из молекул воды, образуя *слабое основание*; анион слабой кислоты связывает ионы H^+ из молекул воды, образуя *слабую кислоту*. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислотной или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации двух слабых электролитов — кислоты и основания, которые образуются в результате гидролиза.

Например, рассмотрим гидролиз двух солей: ацетата аммония $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$ и формиата аммония $\text{NH}_4(\text{HCOO})$:



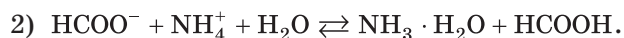
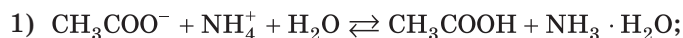
слабое однокислотное основание	слабая одноосновная кислота
--------------------------------------	-----------------------------------



слабое однокислотное основание	слабая одноосновная кислота
--------------------------------------	-----------------------------------

В водных растворах этих солей катионы слабого основания NH_4^+ взаимодействуют с гидроксид-ионами OH^- (напомним, что вода диссоциирует $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$), а анионы слабых кислот CH_3COO^- и HCOO^- взаимодействуют с катионами H^+ с образованием молекул слабых кислот — уксусной CH_3COOH и муравьиной HCOOH .

Запишем ионные уравнения гидролиза:



В этих случаях гидролиз тоже обратимый, но равновесие смещено в сторону образования продуктов гидролиза — двух слабых электролитов.

В первом случае среда раствора нейтральная ($\text{pH} = 7$), т. к.

$$K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Во втором случае среда раствора слабокислотная ($\text{pH} < 7$), т. к.

$$K_{\text{д}}(\text{HCOOH}) = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ и } K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) < K_{\text{д}}(\text{HCOOH})$$

($K_{\text{д}}$ — константа диссоциации).

Как вы уже заметили, гидролиз большинства солей является обратимым процессом. В состоянии химического равновесия гидролизована лишь часть соли. Однако некоторые соли полностью разлагаются водой, то есть их гидролиз является необратимым процессом.

Например, сульфид алюминия Al_2S_3 в воде подвергается необратимому гидролизу, т. к. появляющиеся при гидролизе по катиону ионы H^+ связываются образующимися при гидролизе по аниону ионами OH^- . Это усиливает гидролиз и приводит к образованию нерастворимого гидроксида алюминия и газообразного сероводорода:



Поэтому сульфид алюминия Al_2S_3 нельзя получить реакцией обмена между водными растворами двух солей, например хлорида алюминия AlCl_3 и сульфида натрия Na_2S .

Возможны и другие случаи необратимого гидролиза, их нетрудно предсказать, ведь для необратимости процесса необходимо, чтобы хотя бы один из продуктов гидролиза уходил из сферы реакции.

Подведём итог тому, что вы узнали о гидролизе и по катиону, и по аниону:

- если соли гидролизуются и по катиону, и по аниону обратимо, то химическое равновесие в реакциях гидролиза смещено вправо;
- реакция среды при этом или нейтральная, или слабокислотная, или слабощелочная, что зависит от соотношения констант диссоциации образующихся основания и кислоты;
- соли могут гидролизаться и по катиону, и по аниону необратимо, если хотя бы один из продуктов гидролиза уходит из сферы реакции.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу. К этому выводу вы, очевидно, пришли сами.

Рассмотрим поведение в растворе хлорида калия KCl .

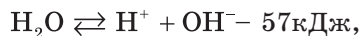


Соль в водном растворе диссоциирует на ионы ($\text{KCl} = \text{K}^+ + \text{Cl}^-$), но при взаимодействии с водой слабый электролит образоваться не может. Среда раствора нейтральная ($\text{pH} = 7$), т. к. концентрации ионов H^+ и OH^- в растворе равны, как в чистой воде.

Другими примерами подобных солей могут быть галогениды, нитраты, перхлораты, сульфаты, хроматы и дихроматы щелочных металлов, галогениды (кроме фторидов), нитраты и перхлораты щелочноземельных металлов.

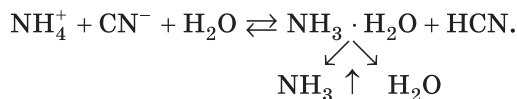
Следует также отметить, что реакция обратимого гидролиза полностью подчиняется принципу Ле Шателье. Поэтому *гидролиз соли можно усилить* (и даже сделать необратимым) следующими способами:

- добавить воды (уменьшить концентрацию);
- нагреть раствор, при этом усиливается эндотермическая диссоциация воды:



а значит, увеличивается количество H^+ и OH^- , которые необходимы для осуществления гидролиза соли;

- связать один из продуктов гидролиза в труднорастворимое соединение или удалить один из продуктов в газовую фазу; например, гидролиз цианида аммония NH_4CN будет значительно усиливаться за счёт разложения гидрата аммиака с образованием аммиака NH_3 и воды H_2O :



Гидролиз солей

Соли, не подвергающиеся гидролизу	Соли, подвергающиеся гидролизу		
	обратимо со смещением равновесия		необратимо
	влево	вправо	
\leftarrow	\rightleftharpoons	\rightleftharpoons	$\xrightarrow{\uparrow, \downarrow}$
С + С	С + Сл	Сл + С	Сл + Сл
	гидролиз по аниону — среда раствора <i>щелочная</i> (рН > 7)	гидролиз по катиону — среда раствора <i>кислотная</i> (рН < 7)	гидролиз по катиону и аниону — среда раствора зависит от констант диссоциации образующихся при гидролизе основания и кислоты (нейтральная, слабощелочная, слабокислотная)

Условные обозначения:

С	катион анион	сильных оснований кислот	↓ нерастворимое соединение
Сл	катион анион	слабых оснований кислот	↑ летучее соединение

Гидролиз можно подавить (значительно уменьшить количество подвергающейся гидролизу соли), действуя следующим образом:

- увеличить концентрацию растворённого вещества;
- охладить раствор (для ослабления гидролиза растворы солей следует хранить концентрированными и при низких температурах);
- ввести в раствор один из продуктов гидролиза: например, подкислить раствор, если его среда в результате гидролиза кислотная, или подщелочить, если щелочная.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Типы солей».

Соли	

Ответы на тестовые задания (неделя 9)

1 — 4. 2 — 3. 3 — 1. 4 — 1. 5 — 4. 6 — 3. 7 — 3. 8 — 2. 9 — 2. 10 — 4. 11 — 4. 12 — 4.

НЕДЕЛЯ 10

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

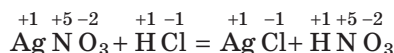
1.4. Химическая реакция

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

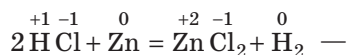
Признаки окислительно-восстановительных реакций

Многообразие классификаций химических реакций по различным признакам (числу и характеру реагирующих и образовавшихся веществ, направлению, фазовому составу, тепловому эффекту, использованию катализатора) можно дополнить ещё одним признаком. Этот признак — изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества.

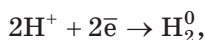
Например, в реакции



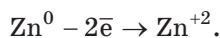
степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции — взаимодействие соляной кислоты с цинком



атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону:



а каждый атом цинка — отдал два электрона:



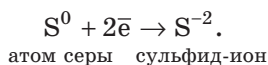
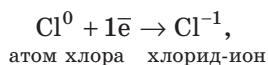
Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют окислительно-восстановительными реакциями.

Окислитель и восстановитель. Окисление и восстановление

Под восстановлением понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами.

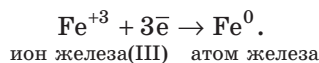
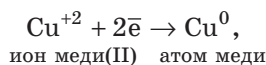
Степень окисления при этом понижается.

Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, т. е. восстанавливаясь¹:

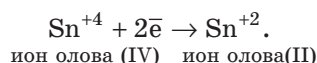
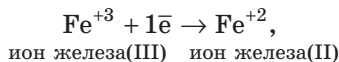


¹ Далее указывается степень окисления, а не заряды ионов, т. к. их численные значения совпадают.

Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, превращая их при этом в атомы:



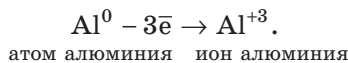
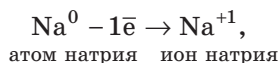
Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:



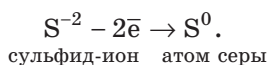
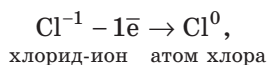
Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называются окислителями.

Под окислением понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами.

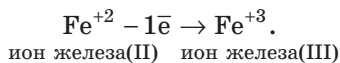
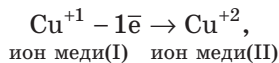
Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, т. е. окисляются:



Отдавать свои электроны могут отрицательные ионы:



Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:



Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.

Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называются восстановителями.

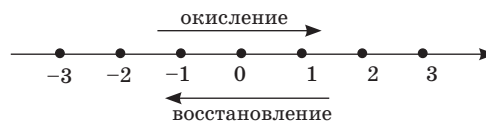
Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, то есть окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено на приведённой далее схеме.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Укажите процесс, происходящий в реакции
 $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 1) окислителем является цинк
 - 2) азот принимает пять электронов
 - 3) окислителем является кислород
 - 4) степени окисления цинка и азота изменяются
- В реакции меди с концентрированной серной кислотой окислителем является
 - 1) Cu
 - 2) S
 - 3) H⁺
 - 4) SO₄²⁻
- Выберите формулу вещества, которое в реакции является восстановителем
 $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 1) I₂
 - 2) H₂SO₄
 - 3) KI
 - 4) KMnO₄
- Окислительно-восстановительной реакцией является
 - 1) $\text{MnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
 - 2) $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$
 - 3) $\text{KClO}_4 = \text{KCl} + 2\text{O}_2$
 - 4) $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$
- Веществами, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, являются
 - 1) ZnCl₂ и H₂S
 - 2) ZnSO₄ и Na₂CO₃
 - 3) ZnO и H₂
 - 4) ZnO и H₂SO₄
- Только восстановительные свойства проявляет
 - 1) H₂SO₄
 - 2) H₂S
 - 3) Na₂SO₃
 - 4) S⁰

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Подберите коэффициенты в уравнении реакции
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 и укажите их сумму в правой части уравнения
 1) 10
 2) 12
 3) 18
 4) 14
8. Укажите реакцию, которая переносит наибольшее число электронов от одного атома к другому.
 1) $2\text{Cs} + \text{Cl}_2 = 2\text{CsCl}$
 2) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
 3) $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$
 4) $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$
9. Химическая коррозия возникает в
 1) почве
 2) влажных газах
 3) неэлектролитах
 4) электролитах
10. Какой способ не защищает металлы от коррозии?
 1) легирование
 2) шлифовка поверхности
 3) покрытие другими металлами
 4) удаление оксидных пленок
11. Выберите правильное утверждение о скорости электрохимической коррозии.
 1) увеличивается с ростом температуры
 2) увеличивается с добавками ингибиторов
 3) зависит от природы металлов
 4) замедляется во влажной атмосфере
12. Укажите пару металлов, у которых оксидная пленка защищает их от атмосферных воздействий.
 1) Cr и Al
 2) Ag и Cu
 3) Fe и Al
 4) Cu и Ni



Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нём, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять каждый элемент и вещество в целом. Например, азот в азотной кислоте HNO_3 имеет максимальное значение степени окисления $+5$, то есть он потерял все электроны, поэтому азот и азотная кислота будут проявлять только окислительные свойства.

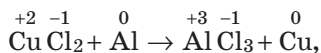
Азот в аммиаке NH_3 имеет минимальное значение степени окисления -3 , то есть он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Оксид азота(II) NO . Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как окислительные (например, $\text{N}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{N}^0$ или $\text{N}^{+2} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{-3}$), так и восстановительные (например, $\text{N}^{+2} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{+4}$) свойства.

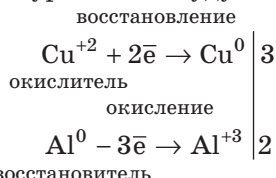
Метод электронного баланса

В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, т. е. соблюдается **электронный баланс**. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.

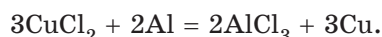
Например, реакция взаимодействия алюминия с хлоридом меди(II) описывается схемой



а электронные уравнения будут иметь вид:



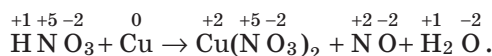
Молекулярное уравнение этой реакции:



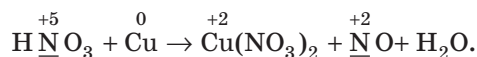
Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Известно, что первое правило ряда напряжений металлов

о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространяется на концентрированную серную кислоту и азотную кислоту любой концентрации.

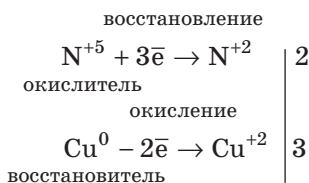
В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 (любой концентрации) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до SO_2 , NO и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получаются нитрат меди(II), оксид азота(II) и вода. Запишем формулы исходных и конечных веществ с указанием степеней окисления:



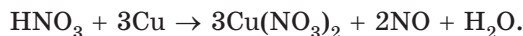
Подчеркнём знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:



Составим электронные уравнения, то есть отразим процессы отдачи и присоединения электронов:

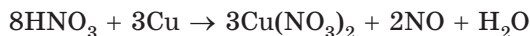


Ставим коэффициент 3 перед Cu^0 и перед формулой нитрата меди(II), в котором Cu^{+2} , так как с такими значениями степеней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 поставим только перед формулой вещества с N^{+2} , так как это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент не запишем, ибо N^{+5} встречается ещё раз в формуле $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Наша запись имеет вид:

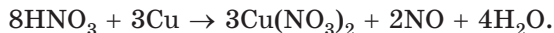


Теперь уравнием число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и ещё два атома из 2NO , всего 8.

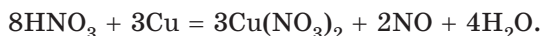
Поэтому перед HNO_3 запишем коэффициент 8:



и уравнием число атомов водорода:



Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



Коррозия металлов

При взаимодействии металлов с веществами окружающей среды на их поверхности образуются соединения, обладающие совершенно иными свойствами, чем сами металлы. В обычной жизни мы часто повторяем слова «ржавчина», «ржавление», видя коричнево-жёлтый налёт на изделиях из железа и его сплавов. Ржавление — это частный случай коррозии.

Коррозия — это процесс самопроизвольного разрушения металлов под влиянием внешней среды.

Однако разрушению подвергаются практически все металлы, в результате чего многие их свойства ухудшаются (или совсем теряются): уменьшаются прочность, пластичность, блеск, снижается электропроводность, а также возрастает трение между движущимися деталями машин, изменяются размеры деталей и т. д.

Коррозия металлов бывает сплошной и местной.

Первая не так опасна, как вторая, её проявления могут быть учтены при проектировании конструкций и аппаратов. Значительно опаснее местная коррозия, хотя потери металла здесь могут быть и небольшими. Один из наиболее опасных её видов — точечная. Она заключается в образовании сквозных поражений, то есть точечных полостей — питтингов, при этом снижается прочность отдельных участков, уменьшается надёжность конструкций, аппаратов, сооружений.

Коррозия металлов наносит большой экономический вред. Человечество несет огромные материальные потери в результате разрушения трубопроводов, деталей машин, судов, мостов, различного оборудования.

Коррозия приводит к уменьшению надёжности работы металлоконструкций. Учитывая возможное разрушение, приходится завышать прочность некоторых изделий (например, деталей самолетов, лопастей турбин), а значит, увеличивать расход металла, что требует дополнительных экономических затрат.

Коррозия приводит к простоям производства из-за замены вышедшего из строя оборудования, к потерям сырья и продукции в результате разрушения газо-, нефте- и водопроводов. Нельзя не учитывать и ущерб природе, а значит, и здоровью человека, нанесённый в результате утечки нефтепродуктов и других химических веществ. Коррозия может приводить к загрязнению продукции, а следовательно, к снижению её качества. Затраты на возмещение потерь, связанных с коррозией, колоссальны. Они составляют 30 % годового производства металлов во всём мире.

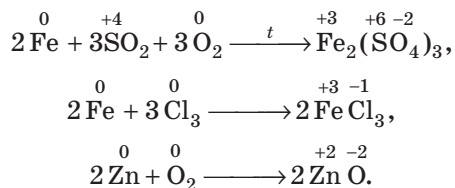
Из всего сказанного следует, что очень важной проблемой является изыскание способов защиты металлов и сплавов от коррозии. Они весьма разнообразны. Но для их выбора необходимо знать и учитывать химическую сущность процессов коррозии.

По химической природе коррозия — это окислительно-восстановительный процесс. В зависимости от среды, в которой он протекает, различают несколько видов коррозии.

Наиболее часто встречающиеся виды коррозии: химическая и электрохимическая.

Химическая коррозия происходит в не проводящей электрический ток среде. Такой вид коррозии проявляется в случае взаимодействия металлов с сухими газами или жидкостями-неэлектролитами (бензином, керосином и др.). Такому разрушению подвергаются детали и узлы двигателей, газовых турбин, ракетных установок. Химическая коррозия часто наблюдается в процессе обработки металлов при высоких температурах.

Например:

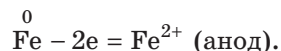


Большинство металлов окисляется кислородом воздуха, образуя на поверхности оксидные пленки. Если эта пленка прочная, плотная, хорошо связана с металлом, то она защищает металл от разрушения. Такие защитные пленки появляются у Zn, Al, Cr, Ni, Pb, Sn, Nb, Ta и др. У железа она рыхлая, пористая, легко отделяется от поверхности и поэтому не способна защитить металл от дальнейшего разрушения.

Электрохимическая коррозия происходит в токопроводящей среде (в электролите с возникновением внутри системы электрического тока). Как правило, металлы и сплавы неоднородны, содержат включения различных примесей. При контакте их с электролитами одни участки поверхности начинают выполнять роль анода (отдают электроны), а другие — роль катода (принимают электроны).

Рассмотрим разрушение железного образца в присутствии примеси олова.

На железе как более активном металле при соприкосновении с электролитом происходят процессы окисления (растворения) металла и перехода его катионов в электролит:



Таким образом, железо (его основная часть) служит анодом. Поток электронов перемещается к олову — металлу с меньшей активностью, на нём накапливается избыточное количество электронов. Таким образом, участки олова могут «поделиться» электронами, поэтому на них возможны процессы восстановления. Примесь олова выполняет роль катода.

В зависимости от среды электролита на катоде могут идти различные процессы. В одном случае будет наблюдаться выделение газа (H_2). В другом — образование ржавчины, состоящей в основном из $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Итак, электрохимическая коррозия — окислительно-восстановительная реакция, происходящая в средах, проводящих ток (в отличие от химической коррозии). Процесс происходит при соприкосновении двух металлов или на поверхности металла, содержащего включения, которые являются менее активными проводниками (это может быть и неметалл).

На аноде (более активном металле) идёт окисление атомов металла с образованием катионов (растворение).

На катоде (менее активном проводнике) идёт восстановление ионов водорода или молекул кислорода с образованием соответственно $\text{H}_2\uparrow$ или гидроксид-ионов OH^- .

Катионы водорода и растворённый кислород — важнейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию.

Скорость коррозии тем больше, чем сильнее отличаются металлы (металл и примеси) по своей активности (для металлов — чем дальше друг от друга они расположены в ряду напряжений). Значительно усиливается коррозия при увеличении температуры.

Электролитом может служить морская вода, речная вода, конденсированная влага и, конечно же, хорошо известные вам электролиты — растворы солей, щелочей, кислот.

Вы, очевидно, помните, что зимой для удаления снега и льда с тротуаров используют техническую соль (хлорид натрия, иногда хлорид кальция). Образующиеся растворы стекают в канализационные трубопроводы, создавая тем самым благоприятную среду для электрохимической коррозии подземных коммуникаций.

Способы защиты от коррозии

Уже при проектировании металлических конструкций и их изготовлении предусматривают меры защиты от коррозии.

1. **Шлифование поверхности** изделий, чтобы на них не задерживалась влага.

2. **Применение легированных сплавов**, содержащих специальные добавки: хром, никель, которые при высокой температуре на поверхности металла образуют устойчивый оксидный слой (например, Cr_2O_3). Общеизвестны легированные стали — нержавейки, из которых изготавливают предметы домашнего обихода (ножи, вилки, ложки), детали машин, инструменты.

3. **Нанесение защитных покрытий**. Рассмотрим их виды.

1) *Неметаллические* — неокисляющиеся масла, специальные лаки, краски, эмали. Правда, они недолговечны, но зато дешёвы.

2) *Химические* — искусственно создаваемые поверхностные пленки: оксидные, нитридные, силицидные, полимерные и др. Например, всё стрелковое оружие и детали многих точных приборов подвергают воронению — это процесс получения тончайшей плёнки оксидов железа на поверхности стального изделия. Получаемая искусственная оксидная плен-

ка очень прочная (в основном состава $\text{Fe}^{+2}\text{Fe}^{+3}_2\text{O}_4$) и придаёт изделию красивый чёрный цвет и синий отлив. Полимерные покрытия изготавливают из полиэтилена, полихлорвинила, полиамидных смол. Наносят их двумя способами: нагретое изделие помещают в порошок полимера, который плавится и приваривается к металлу, или поверхность металла обрабатывают раствором полимера в низкокипящем растворителе, который быстро испаряется, а полимерная плёнка остаётся на изделии.

3) *Металлические* — это покрытие другими металлами, на поверхности которых под действием окислителей образуются устойчивые защитные пленки. Нанесение хрома на поверхность — хромирование, никеля — никелирование, цинка — цинкование, олова — лужение и т. д. Покрытием может служить и пассивный в химическом отношении металл — золото, серебро, медь.

4. Электрохимические методы защиты.

1) *Протекторная (анодная)* — к защищаемой металлической конструкции присоединяют кусок более активного металла (протектор), который служит анодом и разрушается в присутствии электролита. В качестве протектора при защите корпусов судов, трубопроводов, кабелей и других стальных изделий используют магний, алюминий, цинк.

2) *Катодная* — металлоконструкцию подсоединяют к катоду внешнего источника тока, что исключает возможность её анодного разрушения.

5. **Специальная обработка электролита или другой среды**, в которой находится защищаемая металлическая конструкция.

1) Введение веществ-ингибиторов, замедляющих коррозию.

Известно, что дамасские мастера для снятия окалины и ржавчины пользовались растворами серной кислоты с добавлением пивных дрожжей, муки, крахмала. Эти примеси и были одними из первых ингибиторов. Они не позволяли кислоте действовать на оружейный металл, в результате растворялись только окалина и ржавчина. Уральские оружейники применяли для этих целей «травильные супы» — растворы серной кислоты с добавкой мучных отрубей.

Примеры использования современных ингибиторов: соляная кислота при перевозке и хранении прекрасно «укрощается» производными бутиламина, а серная кислота — азотной кислотой, летучий диэтиламин впрыскивают в различные ёмкости. Отметим, что ингибиторы действуют только на металл, делая его пассивным по отношению к среде, например к раствору кислоты. Науке известно более 5 тыс. ингибиторов коррозии.

2) Удаление растворённого в воде кислорода (деаэрация). Этот процесс используют при подготовке воды, поступающей в котельные установки.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Способы защиты от коррозии».

Способы защиты от коррозии	

♦ Закончите предложения.

1. Окислители — это _____

2. Восстановители — это _____

♦ Заполните схему «Виды коррозии».

Коррозия		

Ответы на тестовые задания (неделя 10) _____

1 — 4. 2 — 4. 3 — 3. 4 — 3. 5 — 3. 6 — 2. 7 — 2. 8 — 2. 9 — 3. 10 — 4. 11 — 3. 12 — 1.

НЕДЕЛЯ 11

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

1.4. Химическая реакция

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

Электролиз

Если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться направленно: катионы к катоду (отрицательно заряженному электроду), анионы к аноду (положительно заряженному электроду).

На катоде катионы принимают электроны и восстанавливаются, на аноде анионы отдают электроны и окисляются. Этот процесс называют электролизом.

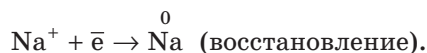
Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Электролиз расплавленных солей

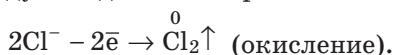
Рассмотрим процесс электролиза расплава хлорида натрия. В расплаве идёт процесс термической диссоциации:



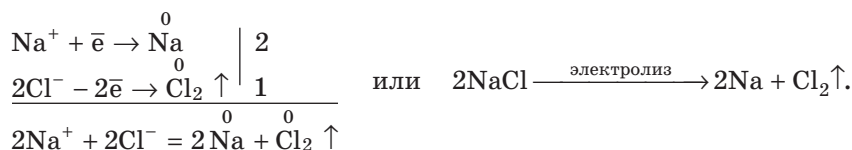
Под действием электрического тока катионы Na^+ движутся к катоду и принимают от него электроны:



Анионы Cl^- движутся к аноду и отдают электроны:



Суммарное уравнение процессов:



На катоде образуется металлический натрий, на аноде — газообразный хлор.

Главное, что вы должны помнить: в процессе электролиза за счёт электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая самопроизвольно идти не может.

Электролиз водных растворов электролитов

Более сложный случай — электролиз растворов электролитов.

В растворе соли, кроме ионов металла и кислотного остатка, присутствуют молекулы воды. Поэтому при рассмотрении процессов на электродах необходимо учитывать их участие в электролизе.

Для определения продуктов электролиза водных растворов электролитов существуют следующие правила.

Процесс на катоде зависит не от материала, из которого сделан катод, а от положения металла (катиона электролита) в электрохимическом ряду напряжений, при этом если:

1. Катион электролита расположен в ряду напряжений в начале ряда по Al включительно, то на катоде идёт процесс восстановления воды (выделяется водород $\text{H}_2\uparrow$). Катионы металла не восстанавливаются, они остаются в растворе.
2. Катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.
3. Катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливаются катионы металла.
4. В растворе содержатся катионы разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящий в ряду напряжений правее.

Катодные процессы

Li K Ca Na Mg Al Li ⁺ K ⁺ Ca ²⁺ Na ⁺ Mg ²⁺ Al ³⁺	Mn Zn Fe Ni Sn Pb Mn ²⁺ Zn ²⁺ Fe ²⁺ Ni ²⁺ Sn ²⁺ Pb ²⁺	H ₂ 2H ⁺	Cu Hg Ag Pt Au Cu ²⁺ Hg ₂ ²⁺ Ag ⁺ Pt ²⁺ Au ³⁺
Восстанавливается вода: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$; M ⁿ⁺ не восстанавливается	Восстанавливаются катионы металла и вода: $\text{M}^{n+} + n\bar{e} = \text{M}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$		Восстанавливаются катионы металла: $\text{M}^{n+} + n\bar{e} = \text{M}^0$
$+ n\bar{e} \longrightarrow$ Усиление окислительных свойств катионов (способности принимать электроны)			

Процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона.

1. Если анод растворяется (железо, цинк, медь, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то окисляется металл анода, несмотря на природу аниона.
2. Если анод не растворяется (его называют инертным — графит, золото, платина), то:
 - а) при электролизе растворов солей *бескислородных кислот (кроме фторидов)* на аноде идёт процесс окисления аниона;
 - б) при электролизе растворов солей *кислородсодержащих кислот и фторидов* на аноде идёт процесс окисления воды (выделяется $\text{O}_2\uparrow$). Анионы не окисляются, они остаются в растворе;
 - в) анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:



\longrightarrow
восстановительная активность уменьшается (способность отдавать электроны)

Анодные процессы

Кислотный остаток Ac^{m-}	Анод	
	Растворимый	Нерастворимый
Бескислородный	Окисление металла анода $\text{M}^- - n\bar{e} = \text{M}^{n+}$	Окисление аниона (кроме F^-) $\text{Ac}^{m-} - m\bar{e} = \text{Ac}^0$
Кислородсодержащий	анод раствор	В кислотной и нейтральной средах: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ В щелочной среде: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Процесс электролиза — это
 - процесс на электродах, в результате которого образуется электрический ток
 - процесс, который происходит на электродах под воздействием электрического тока
 - процесс разложения вещества на ионы в растворе
 - окислительно-восстановительная реакция между ионами в растворе и металлическими электродами
- При электролизе водного раствора MnI_2 в растворе образуются
 - кислород
 - марганец
 - водород и марганец
 - водород и кислород
- Выберите ряд солей, из которых при электролизе водных растворов можно получить металлы:
 - $MnSO_4$, $ZnCl_2$, $Mg(NO_3)_2$
 - $Zn(NO_3)_2$, $MnCl_2$, $FeSO_4$
 - $AlCl_3$, $MnNO_3$, $MgCl_2$
 - $NiNO_3$, $ZnCl_2$, $CaCl_2$
- У какого вещества при электролизе его водного раствора не идёт электролиз воды?
 - KOH
 - H_2SO_4
 - K_2SO_4
 - $CuSO_4$
- Процесс на катоде при электролизе водных растворов зависит от
 - материала катода
 - положения металла в ряду напряжений
 - материала анода
 - среды раствора
- При электролизе расплава соли KCl на катоде образуется (-ются)
 - калий и водород
 - кислород и водород
 - калий
 - хлор

Попробуем применить эти правила в конкретных ситуациях.

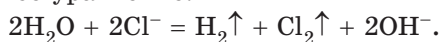
Рассмотрим электролиз раствора хлорида натрия в случае, если анод нерастворимый и если анод растворимый.

1. Анод *нерастворимый* (например, графитовый).

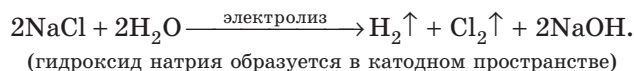
В растворе идёт процесс электролитической диссоциации:



Суммарное уравнение:



Учитывая присутствие ионов Na^+ в растворе, составим молекулярное уравнение:



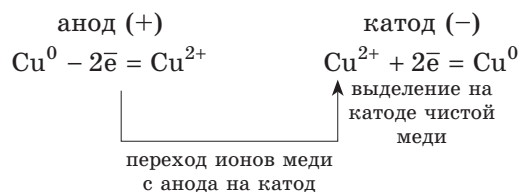
2. Анод *растворимый* (например, медный):



Если анод растворимый, то металл анода будет окисляться:

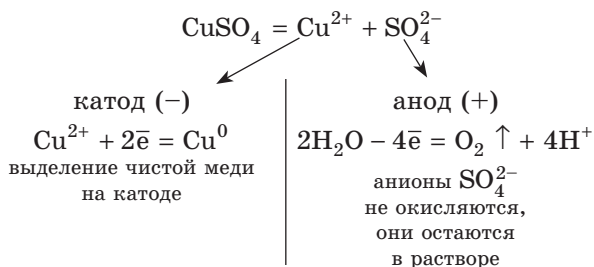


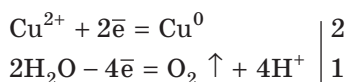
Катионы Cu^{2+} в ряду напряжений стоят после (H^+), поэтому они и будут восстанавливаться на катоде.



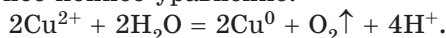
Концентрация $NaCl$ в растворе не меняется.

Рассмотрим электролиз раствора сульфата меди(II) на *нерастворимом аноде*:

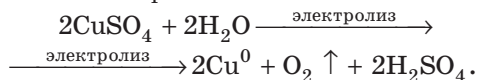




Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение с учетом присутствия анионов SO_4^{2-} в растворе:

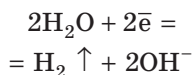


серная кислота образуется в анодном пространстве

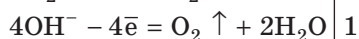
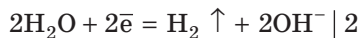
Рассмотрим электролиз раствора гидроксида калия на *нерастворимом аноде*:



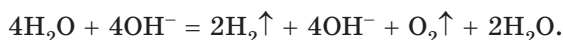
катод (–)
ионы K^+ не восстанавливаются, остаются в растворе



анод (+)
 $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
(других анионов нет)



Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение:



В данном случае, оказывается, идёт только электролиз воды. Аналогичный результат получим и в случае электролиза растворов H_2SO_4 , NaNO_3 , K_2SO_4 и др.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. На катоде катионы _____

2. На аноде анионы _____

Ответы на тестовые задания (неделя 11) _____

1 — 2. 2 — 3. 3 — 2. 4 — 4. 5 — 2. 6 — 3. 7 — 3. 8 — 1. 9 — 4. 10 — 1. 11 — 3. 12 — 3.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Какой процесс при электролизе расплава гидроксида натрия не происходит?

- 1) образование газообразного кислорода O_2 и воды H_2O
- 2) на катоде восстанавливается натрий
- 3) анод частично растворяется
- 4) на аноде окисляются ионы OH^-

8. Выберите формулу вещества, при электролизе водного раствора которого на катоде выделяется металл.

- 1) AgNO_3
- 2) AlI_3
- 3) K_2SO_4
- 4) LiOH

9. Какой металл в промышленности нельзя получить электролизом водных растворов?

- 1) Co
- 2) Zn
- 3) Cd
- 4) Al

10. Выберите формулу вещества, при электролизе водного раствора которого на аноде окисляются анионы соли.

- 1) AlCl_3
- 2) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
- 3) FeSO_4
- 4) K_2CO_3

11. Какое вещество в промышленности нельзя получить при электролизе водного раствора соли?

- 1) гидроксид калия
- 2) хлор
- 3) фтор
- 4) гидроксид магния

12. У какого вещества при электролизе водного раствора на обоих электродах происходит разложение воды?

- 1) AgNO_3
- 2) KCl
- 3) Na_2SO_4
- 4) LiBr

НЕДЕЛЯ 12

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

1.4. Химическая реакция

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

Типы химических реакций в органической химии

Реакции органических веществ можно формально разделить на четыре основных типа: замещения, присоединения, отщепления (элиминирования) и перегруппировки (изомеризации). Очевидно, что всё многообразие реакций органических соединений невозможно свести к предложенной классификации (например, реакции горения). Однако такая классификация поможет установить аналогии с уже знакомыми вам из курса неорганической химии реакциями, протекающими между неорганическими веществами.

Как правило, основное органическое соединение, участвующее в реакции, называют субстратом, а другой компонент реакции условно рассматривают как реагент.

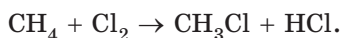
Реакции замещения

Реакции, в результате которых осуществляется замена одного атома или группы атомов в исходной молекуле (субстрате) на другие атомы или группы атомов, называются реакциями замещения.

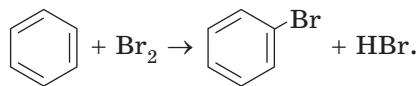
В реакции замещения вступают предельные и ароматические соединения, такие как алканы, циклоалканы или арены.

Приведём примеры таких реакций.

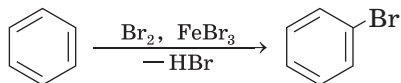
Под действием света атомы водорода в молекуле метана способны замещаться на атомы галогена, например на атомы хлора:



Другим примером замещения водорода на галоген является превращение бензола в бромбензол:



Уравнение этой реакции может быть записано иначе:



При этой форме записи реагенты, катализатор, условия проведения реакции записывают над стрелкой, а неорганические продукты реакции — под ней.

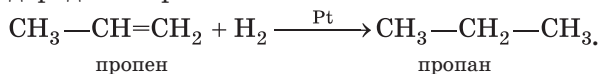
Реакции присоединения

Реакции, в результате которых две или более молекул реагирующих веществ соединяются в одну, называют реакциями присоединения.

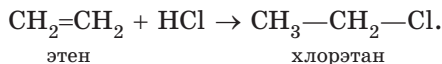
В реакции присоединения вступают ненасыщенные соединения, такие как алкены или алкины. В зависимости от того, какая молекула выступает в качестве реагента, различают гидрирование (или восстановление), галогенирование, гидрогалогенирование, гидратацию

и другие реакции присоединения. Каждая из них требует определённых условий.

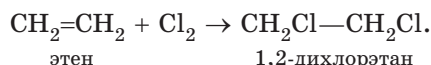
1. Гидрирование — реакция присоединения молекулы водорода по кратной связи:



2. Гидрогалогенирование — реакция присоединения галогеноводорода (гидрохлорирование):



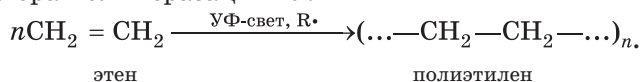
3. Галогенирование — реакция присоединения галогена:



4. **Полимеризация** — особый тип реакций присоединения, в ходе которых молекулы вещества с небольшой молекулярной массой соединяются друг с другом с образованием молекул вещества с очень высокой молекулярной массой — *макромолекул*.

Реакции полимеризации — это процессы соединения множества молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в крупные молекулы (макромолекулы) полимера.

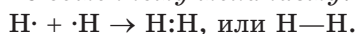
Примером реакции полимеризации может служить получение полиэтилена из этилена (этена) под действием ультрафиолетового излучения и радикального инициатора полимеразации $R\cdot$:



Наиболее характерная для органических соединений ковалентная связь образуется при перекрывании атомных орбиталей и образовании общих электронных пар. В результате этого образуется общая для двух атомов орбиталь, на которой находится общая электронная пара. При разрыве связи судьба этих общих электронов может быть разной.

Типы реакционноспособных частиц в органической химии

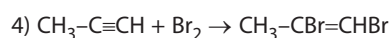
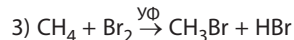
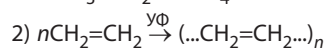
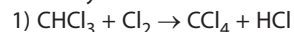
Орбиталь с неспаренным электроном, принадлежащая одному атому, может перекрываться с орбиталью другого атома, на которой также находится неспаренный электрон. При этом происходит образование ковалентной связи по *обменному механизму*:



Обменный механизм образования ковалентной связи реализуется в том случае, если общая электронная

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Какая реакция идёт по ионному механизму?



2. Верны ли следующие суждения о механизмах реакций присоединения в органической химии?

А. Реакция гидрогалогенирования гомологов этена происходит с образованием заряженных частиц-ионов.

Б. Реакция галогенирования алканов происходит с участием частиц с неспаренным электроном — свободных радикалов.

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

3. К реакциям присоединения не относится реакция

- 1) галогенирования
- 2) гидрирования
- 3) элиминирования
- 4) гидратации

4. Укажите, какие реакции подчиняются правилу Марковникова.

- 1) галогенирование алкенов
- 2) гидрогалогенирование алканов
- 3) галогенирование алканов
- 4) гидрогалогенирование алкенов

5. Укажите понятие, которое не относится к частицам, возникающим в процессе химических реакций в органической химии.

- 1) свободный радикал
- 2) электрофил
- 3) нуклеотид
- 4) нуклеофил

6. Какие свободные радикалы не образуются в реакции хлорирования метана?

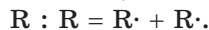
- 1) $\text{Cl} \cdot$ 3) $\text{CH}_3\text{CH}_2 \cdot$
2) $\text{CH}_2 \cdot$ 4) $\text{C} \cdot$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Реакции присоединения и замещения в органической химии могут происходить под действием
- 1) свободных радикалов и электрофилов
 - 2) свободных радикалов и нуклеофилов
 - 3) нуклеофилов, электрофилов и свободных радикалов
 - 4) нуклеофилов и электрофилов
8. Укажите реакцию свободнорадикального замещения.
- 1) $\text{HCOOH} + \text{Ag}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{Ag} \downarrow$
 - 2) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}_3\text{PO}_4} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
 - 3) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{CH}_4$
 - 4) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
9. Сколько из приведённых ниже реакций починаются правилу Марковникова?
- A) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 - Б) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2\text{Cl} + \text{H}_2 \rightarrow$
 - В) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 - Г) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$
- 1) одна
 - 2) две
 - 3) три
 - 4) четыре
10. Укажите соединение, с которым хлороводород реагирует по правилу Марковникова.
- 1) бутен-1
 - 2) бутен-2
 - 3) бутин-2
 - 4) гексен-3
11. Для алкинов характерна реакция
- 1) отщепления водорода
 - 2) отщепления молекулы воды
 - 3) этерификации
 - 4) присоединения хлороводорода
12. Какое из уравнений протекает в соответствии с правилом Марковникова?
- 1) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$
 - 2) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}_3$
 - 3) $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$
 - 4) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+, \text{Mg}^{3+}} \text{CH}_3-\text{CO}-\text{H}$

пара образуется из неспаренных электронов, принадлежащих разным атомам.

Процессом, противоположным образованию ковалентной связи по обменному механизму, является разрыв связи, при котором к каждому атому отходит по одному электрону. В результате этого образуются две незаряженные частицы, имеющие неспаренные электроны:



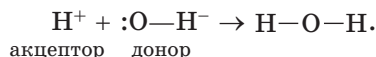
Такие частицы называются **свободными радикалами**.

Свободные радикалы — атомы или группы атомов, имеющие неспаренные электроны.

Реакции, которые протекают под действием и при участии свободных радикалов, называются свободнорадикальными реакциями.

В курсе неорганической химии это реакции взаимодействия водорода с кислородом, галогенами, реакции горения. Обратите внимание, что реакции этого типа отличаются высокой скоростью, выделением большого количества тепла.

Ковалентная связь может образоваться и по донорно-акцепторному механизму. Одна из орбиталей атома (или аниона), на которой находится неподелённая электронная пара, перекрывается незаполненной орбиталью другого атома (или катиона), имеющего незаполненную орбиталь, при этом формируется ковалентная связь, например:



Разрыв ковалентной связи приводит к образованию положительно и отрицательно заряженных частиц; так как в данном случае оба электрона из общей электронной пары остаются при одном из атомов, у второго атома получается незаполненная орбиталь:



Рассмотрим электролитическую диссоциацию кислот:



Можно легко догадаться, что частица, имеющая неподелённую электронную пару $\text{R} : ^-$, т. е. отрицательно заряженный ион, будет притягиваться к положительно заряженным атомам или к атомам, на которых существует по крайней мере частичный или эффективный положительный заряд. Частицы с неподелёнными электронными парами называют **нуклеофильными агентами** (*nucleus* — ядро, положительно заряженная часть атома), т. е. «друзьями» ядра, положительного заряда.

Нуклеофилы (Nu) — анионы или молекулы, имеющие неподелённую пару электронов, взаимодействующие с участками молекул, на которых сосредоточен эффективный положительный заряд.

Примеры нуклеофилов: Cl^- (хлорид-ион), OH^- (гидроксид-анион), CH_3O^- (метоксид-анион), CH_3COO^- (ацетат-анион).

Частицы, имеющие незаполненную орбиталь, напротив, будут стремиться заполнить её и, следовательно, будут притягиваться к участкам молекул, на которых присутствует повышенная электронная плотность, отрицательный заряд, неподелённая электронная пара. Они являются электрофилами, «друзьями» электрона, отрицательного заряда или частиц с повышенной электронной плотностью.

Электрофилы — катионы или молекулы, имеющие незаполненную электронную орбиталь, стремящиеся к заполнению её электронами, так как это приводит к более выгодной электронной конфигурации атома.

Примеры электрофилов: NO_2 (нитрогруппа), $-\text{COOH}$ (карбоксил), $-\text{CN}$ (нитрильная группа), $-\text{CONH}_2$ (амидная группа), $-\text{CHO}$ (альдегидная группа).

Не любая частица с незаполненной орбиталью является электрофилом. Так, например, катионы щелочных металлов имеют конфигурацию инертных газов и не стремятся к приобретению электронов, так как имеют низкое *сродство к электрону*. Из этого можно сделать вывод, что, несмотря на наличие у них незаполненной орбитали, подобные частицы не будут являться электрофилами.

Основные механизмы протекания реакций

Механизмы реакций замещения и присоединения в органической химии

Последовательность элементарных стадий, через которые проходят реагенты, превращаясь в продукты реакций, зависят от способа разрыва связей в реагенте.

Способы разрыва ковалентной связи

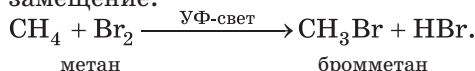
Радикальный механизм	Ионный механизм
$\begin{array}{c} & \\ -\text{C} & : & \text{C}- \\ & \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} & \\ -\text{C} & \cdot + \cdot & \text{C}- \\ & \end{array}$ <p>свободные радикалы, т. к. имеют неспаренный электрон</p>	$\begin{array}{c} & \\ -\text{C} & : & \text{C}- \\ & \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \\ -\text{C}^+ \\ \end{array} + \begin{array}{c} \\ : \text{C}^- \\ \end{array}$ <p>карб-катион карб-анион</p>
↓	↓
Реакции замещения	Реакции присоединения
$\text{CH}_4 \xrightarrow{+\text{Cl}_2} \text{CH}_3\text{Cl} \xrightarrow{+\text{Cl}_2} \text{CH}_2\text{Cl}_2 \xrightarrow{+\text{Cl}_2} \text{CHCl}_3 \xrightarrow{+\text{Cl}_2} \text{CCl}_4$ <p>а) $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} + \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \xrightarrow{h\nu} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}\text{:}$</p> <p>б) $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} + \cdot\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} + \text{H} : \ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{H} \end{array}$</p> <p>в) $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} \cdot + \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \cdot \ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{Cl} + \cdot\ddot{\text{Cl}}\text{:} \text{ и т. д.} \\ \\ \text{H} \end{array}$</p> <p>Обрыв цепи</p> $\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} \cdot + \cdot\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Br}$ <p>а) $\begin{array}{c} \delta+ & \delta- \\ \text{H} : \text{C} : : \text{C} : \text{H} + \text{H} : \ddot{\text{Br}}\text{:} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{H} + \text{H} : \ddot{\text{Br}}\text{:} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$</p> <p>б) $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{H} + \text{:}\ddot{\text{Br}}\text{:}^- \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$</p>

Мы выделили три основных типа реагирующих частиц — свободные радикалы, электрофилы, нуклеофилы — и три соответствующих им типа механизма реакций:

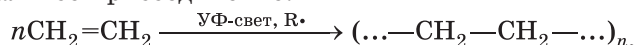
- свободнорадикальные;
- электрофильные;
- нуклеофильные.

Кроме классификации реакций по типу реагирующих частиц, в органической химии различают четыре вида реакций по принципу изменения состава молекул: присоединения, замещения, отщепления, или элиминирования (от лат. *eliminaue* — удалять, отщеплять) и перегруппировки. Так как присоединение и замещение могут происходить под действием всех трёх типов реакционноспособных частиц, можно выделить несколько основных механизмов протекания реакций.

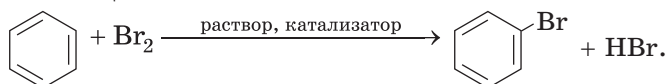
1. Свободнорадикальное замещение:



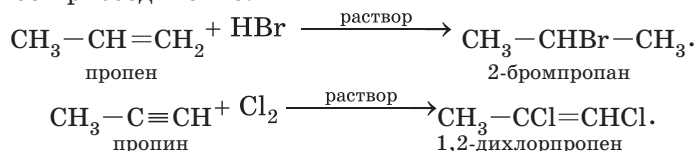
2. Свободнорадикальное присоединение:



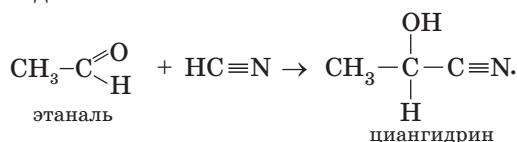
3. Электрофильное замещение:



4. Электрофильное присоединение:

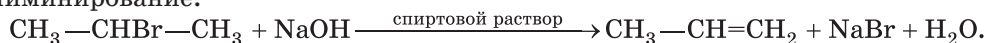


5. Нуклеофильное присоединение:



Кроме того, мы рассмотрим реакции отщепления, или элиминирования, которые идут под воздействием нуклеофильных частиц — оснований.

6. Элиминирование:

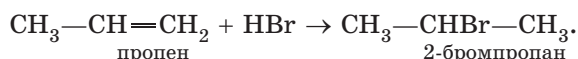


Можно считать, что в этой реакции происходит отщепление молекулы бромводорода от молекулы 2-бромпропана. В присутствии щёлочи образуются бромид натрия и вода.

Правило В. В. Марковникова

Отличительной чертой алкенов (непредельных углеводородов) является способность вступать в реакции присоединения. Большинство этих реакций протекает по механизму *электрофильного присоединения*.

Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода):



Эта реакция подчиняется **правилу В. В. Марковникова**: при присоединении галогеноводорода к алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, т. е. атому, при котором находится больше атомов водорода, а галоген — к менее гидрированному.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Химические реакции в органической химии».

Химические реакции	

♦ Закончите предложения.

1. Электрофилы — это _____

2. Нуклеофилы — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 12) _____

1 — 4. 2 — 3. 3 — 3. 4 — 4. 5 — 3. 6 — 4. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 2. 10 — 1. 11 — 4. 12 — 2.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ «ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ»

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА»

Ответом к заданиям 1—8 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

Для выполнения заданий 1 и 2 используйте следующий ряд химических элементов. Ответом в заданиях 1 и 2 является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы в данном ряду.

1) Li 2) Na 3) Ca 4) Al 5) Cl

1. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите данные элементы в порядке возрастания их металлических свойств.

Ответ:

--	--	--

2. Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, внешний электронный уровень которых занят одним *s*-электроном.

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два фактора, которые различны у изотопов атомов одного и того же химического элемента.

- 1) число нейтронов
2) атомный номер
3) число протонов

- 4) число валентных электронов
5) массовые числа (*A*)

Ответ:

--	--

4. Установите соответствие между элементами и их электронными формулами: к каждой позиции, обозначенной буквами, подберите соответствующую позицию из второго столбца, обозначенную цифрой.

ЭЛЕМЕНТ

- A) Al
Б) К
B) C
Г) P

ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА ЭЛЕМЕНТА

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$
4) $1s^2 2s^2 2p^2$
5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	B	Г

5. Из приведенного перечня выберите два значения, которые соответствуют числу нейтронов в изотопах $^{26}_{12}\text{Mg}$ и $^{30}_{15}\text{P}$.

1) 12 2) 14 3) 38 4) 15 5) 26

Ответ:

--	--

6. Из предложенного перечня выберите две существующие электронные конфигурации атомов.

$$\begin{array}{ll} 1) 1s^2 2s^1 2p^4 & 4) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1 \\ 2) 1s^2 2s^2 2p^8 & 5) 1s^2 2s^2 2p^4 \\ 3) 1s^2 2s^2 & \end{array}$$

Ответ:

--	--

7. Из предложенного перечня выберите две электронные конфигурации частиц, которые соответствуют атому неона в основном состоянии.

1) $\overset{0}{\text{F}}$ 2) Mg^{2+} 3) F^- 4) $\overset{0}{\text{O}}$ 5) Na^+

Ответ:

--	--

8. Установите соответствие между энергетическими подуровнями атома и максимальными числами на них электронов: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ПОДУРОВЕНЬ

МАКСИМАЛЬНОЕ ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ

А) d -подуровень

1) 2

Б) s-подуровень

2) 6

В) f -подуровень

3) 8

Г) p -подуровень

4) 10

5) 12

6) 14

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г

**ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА»
Закономерности изменения свойств элементов и их соединений
по периодам и группам**

Ответом к заданиям 1—7 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня порядковых номеров атомов элементов выберите две пары, которые имеют одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне.

1) 29 и 35 2) 12 и 30 3) 16 и 24 4) 9 и 25 5) 16 и 34

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два *s*-элемента.
 1) Si 2) Mg 3) Li 4) Al 5) Zn
 Ответ:
3. Укажите характер изменения (две позиции) свойств оксидов общей формулы R_2O в группе сверху вниз.
 1) кислотные свойства усиливаются
 2) ослабевают амфотерные свойства
 3) усиливаются основные свойства
 4) усиливаются амфотерные свойства
 5) с водой образуют основания
 Ответ:
4. Из предложенного перечня выберите две характеристики элемента, в ядре атома которого находится 12 протонов.
 1) образует водородное соединение типа RH
 2) имеет в электронной оболочке 10 электронов
 3) относится к *s*-элементам
 4) находится во II периоде периодической системы
 5) находится в ПА группе
 Ответ:
5. Из предложенного перечня выберите две характеристики, которые совпадают с порядковым номером элемента.
 1) число нейтронов в ядре
 2) число протонов в ядре
 3) число электронов в атоме
 4) значение относительной электроотрицательности
 5) число электронов на внешнем слое
 Ответ:
6. Из предложенного перечня выберите две характеристики, которые наблюдаются у элементов третьего периода с возрастанием порядкового номера.
 1) уменьшение числа электронов на внешнем уровне
 2) ослабление восстановительных свойств
 3) усиление металлических свойств
 4) уменьшение радиусов атомов
 5) увеличение радиусов атомов
 Ответ:
7. Установите соответствие между элементами и их электронными формулами: к каждой позиции, обозначенной буквами, подберите соответствующую позицию из второго столбца, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВОДОРОДНОГО
СОЕДИНЕНИЯ

- A) SiH_4
 Б) H_2S
 B) PH_3
 Г) HCl

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ
АТОМОВ

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 2) $1s^2 2s^2 2p^5$
 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Общая характеристика металлов главных подгрупп IA–IIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения атомов

Ответом к заданиям 1—7 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два металла, которые относятся к *d*-элементам.
1) Ca 2) Ti 3) Al 4) Pb 5) Cr

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите две характеристики, которые соответствуют ряду элементов Na — Mg — Al.

- 1) радиус атома увеличивается
2) электроотрицательность увеличивается
3) металлические свойства усиливаются
4) число электронов на внешнем слое увеличивается
5) восстановительные свойства увеличиваются

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два элемента, которые не образуют амфотерных соединений.

- 1) серебро 4) ртуть
2) бериллий 5) алюминий
3) цинк

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите две характеристики, которые соответствуют ряду элементов Be — Mg — Ca.

- 1) металлические свойства усиливаются
2) электроотрицательность увеличивается
3) радиусы атомов увеличиваются
4) число электронов на внешнем слое увеличивается
5) восстановительные свойства ослабевают

Ответ:

--	--

5. Из предложенного перечня выберите два химических элемента, которые относятся к *p*-семейству.

- 1) натрий 4) бериллий
2) кислород 5) фтор
3) литий 6) магний

Ответ:

--	--

6. Установите соответствие между символами химических элементов и их типами: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

- А) Ag
Б) Ba
В) Br
Г) Hg

ТИП ЭЛЕМЕНТА

- 1) *s*-элемент
2) *p*-элемент
3) *s*- и *p*-элемент
4) *d*-элемент
5) *f*-элемент

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

7. Установите соответствие между названиями химических элементов и их электронными конфигурациями валентных атомов: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

- А) хром
Б) кобальт
В) алюминий
Г) кальций

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

- 1) $3d^7 4s^2$
2) $3d^2 3p^2$
3) $3s^2 3p^1$
4) $4s^2$
5) $3d^5 4s^1$

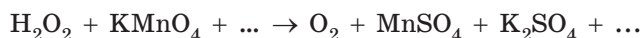
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

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

Ответом к заданиям 1—7 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два свойства, присущие атомам металлов.
- 1) малое число электронов на внешнем уровне
 - 2) высокое значение электроотрицательности
 - 3) сравнительно большие радиусы
 - 4) высокие окислительные свойства
 - 5) слабые восстановительные свойства

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два свойства элементов, которые образуют металлическую связь.

- 1) большое число валентных электронов
- 2) наличие обобществлённых свободных электронов
- 3) электроны, образующие общие электронные пары
- 4) небольшое число свободных орбиталей
- 5) превращение атомов в ион-атомы

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых содержатся только *d*-элементы.

- 1) цинк, бром, алюминий, азот
- 2) хлор, натрий, титан, ванадий
- 3) медь, кадмий, железо, вольфрам
- 4) марганец, сера, кобальт, мышьяк
- 5) цинк, железо, никель, кобальт

Ответ:

--	--

4. Установите соответствие между формулой высшего оксида и атомным номером элемента: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА

АТОМНЫЙ НОМЕР ЭЛЕМЕНТА

- | | |
|----------------------------------|-------|
| А) RO | 1) 29 |
| Б) R ₂ O ₇ | 2) 15 |
| В) R ₂ O | 3) 22 |
| Г) RO ₂ | 4) 20 |
| | 5) 25 |

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Из предложенного перечня выберите две характеристики, которые уменьшаются в ряду металлов Zn — Cd — Hg.

- 1) электроотрицательность
- 2) радиусы атомов
- 3) химическая активность
- 4) число электронов на внешнем уровне
- 5) металлические свойства

Ответ:

--	--

6. Установите соответствие между формулой высшего оксида и атомным номером элемента: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ЧИСЛО ЭЛЕКТРОННЫХ СЛОЁВ
В АТОМАХ

- | | |
|-------|------|
| А) Zn | 1) 1 |
| Б) Fe | 2) 2 |
| В) Ag | 3) 3 |
| Г) Au | 4) 4 |
| | 5) 5 |
| | 6) 6 |

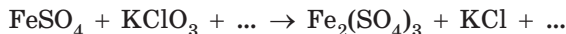
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

7. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



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

Ответом к заданиям 1—9 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два свойства, которыми обладают элементы-неметаллы в одном периоде.
- 1) заряд ядра уменьшается
 - 2) неметаллические свойства усиливаются
 - 3) число электронов на внешнем слое уменьшается
 - 4) электроотрицательность уменьшается
 - 5) окислительные свойства усиливаются

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых содержатся только *p*-элементы.
- 1) кадмий, иод, селен
 - 2) гелий, бор, висмут
 - 3) криптон, кремний, бор
 - 4) углерод, кислород, фтор
 - 5) цирконий, стронций, теллур

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два вида кристаллических решёток, которые образуют простые вещества-неметаллы.
- 1) атомные
 - 2) молекулярные
 - 3) ионные
 - 4) молекулярные и ионные
 - 5) атомные и металлические
 - 6) атомные и ионные

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите два оксида с общей формулой, которые образуют неметаллы (R).

1) R_2O_5 2) RO_2 3) RO_3 4) R_2O_3 5) RO_4

Ответ:

--	--

5. Из предложенного перечня выберите две характеристики, которые увеличиваются в ряду неметаллов N — P — As.

- 1) число электронов на внешнем уровне
- 2) радиус атомов
- 3) электроотрицательность
- 4) заряд ядра
- 5) окислительные свойства

Ответ:

--	--

6. Из предложенного перечня выберите два соединения, в которых степени окисления элементов серы и азота имеют высшие значения.

- | | | |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| 1) H_2SO_3 | 3) KNO_3 | 5) HNO_3 |
| 2) Mg_3N_2 | 4) Al_2O_3 | 6) H_2SO_4 |

Ответ:

--	--

7. Из предложенного перечня выберите две электронные формулы, соответствующие электронной конфигурации внешнего электронного уровня серы и селена.

- | | | |
|------------------|------------------|------------------|
| 1) $...3s^23p^4$ | 3) $...3s^23p^6$ | 5) $...4s^24p^6$ |
| 2) $...4s^24p^4$ | 4) $...3s^23p^5$ | |

Ответ:

--	--

8. Из предложенного перечня выберите два катиона, которые можно использовать в качестве реагента на сульфат-ион и на сульфид-ион.

- | | | |
|---------------------|---------------------|---------------------|
| 1) H^+ | 3) Cu^{2+} | 5) Fe^{2+} |
| 2) Ba^{2+} | 4) Ag^+ | |

Ответ:

--	--

9. Установите соответствие между формулами частиц и их электронными конфигурациями: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ЧАСТИЦЫ

- А) Cl^{-1}
- Б) S^{+4}
- В) N^{-2}
- Г) P^0

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

- 1) $1s^22s^22p^63s^23p^3$
- 2) $1s^22s^22p^63s^23p^1$
- 3) $1s^22s^22p^63s^23p^2$
- 4) $1s^22s^22p^63s^2$
- 5) $1s^22s^22p^5$

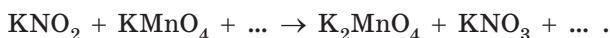
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

10. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

**ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА»**

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

Ответом к заданиям 1—9 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Укажите процессы (два), которые происходят при образовании ионной связи.

- 1) перераспределение электронной плотности между атомами
- 2) передача электронов от одного атома к другому
- 3) смещение электронной плотности от одного атома к другому
- 4) электростатическое притяжение катионов и анионов
- 5) передача пары электронов донором на свободную орбиталь акцептора

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите число ковалентных связей (две позиции), которое может образовывать невозбуждённый атом серы и фосфора за счёт неспаренных электронов.

- 1) 5 2) 3 3) 4 4) 1 5) 2

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите формулы двух соединений с ионным типом связи.

- 1) CCl_4 (жидкость)
- 2) KCl (твёрдое вещество)
- 3) SiO_2 (твёрдое вещество)
- 4) NH_3 (газ)
- 5) NaOH (твёрдое вещество)

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите ковалентные связи (две позиции), которые по кратности различают в молекулах оксида углерода и азота.

- 1) одинарные
- 2) двойные
- 3) тройные
- 4) полярные
- 5) неполярные

Ответ:

5. Укажите процессы, которые происходят при образовании металлической связи.

- 1) образование ион-атомов
- 2) спаривание электронов, которые принадлежат разным атомам
- 3) передача электронов от одного атома к другому
- 4) электростатическое взаимодействие ионов
- 5) обобществление валентных электронов, которые свободно перемещаются в кристалле

Ответ:

6. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых перечислены соединения с ионным типом связи.

1) P_2O_5 , HCl , SiO_2 , CO_2
 2) N_2 , Cl_2 , H_2 , O_2
 3) KCl , $CaBr_2$, $NaOH$, K_2O

4) HBr , PH_3 , NH_3 , H_2S
 5) $(NH_4)_2SO_4$, KOH , Na_2O , $MgCl_2$

Ответ:

7. Из предложенного перечня выберите две причины, которые влияют на длину химической связи.

1) электроотрицательность атомов, которые образуют связь
 2) эффективные заряды атомов, которые образуют связь
 3) радиусы атомов
 4) числа общих электронных пар между двумя атомами (кратность)
 5) полярность связи

Ответ:

8. Из предложенного перечня выберите два названия веществ, которые характеризуются водородной связью.

1) щавелевая кислота
 2) вода
 3) декан
 4) этанол
 5) бензол

Ответ:

9. Из предложенного перечня выберите две особенности образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

1) каждый атом отдаёт по одному электрону в общее пользование
 2) один атом предоставляет свободную орбиталь
 3) один атом отдаёт электронную пару в общее пользование
 4) диполи соседних молекул притягиваются
 5) обобщённые электроны движутся в электронном пространстве

Ответ:

Электроотрицательность, степень окисления и валентность химических элементов

Ответом к заданиям 1—7 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два определения электроотрицательности элемента.

1) способность атомов элемента отдавать электроны
 2) способность атомов элемента оттягивать на себя электронную плотность
 3) способность атомов элемента присоединять электроны
 4) общий отрицательный заряд всех электронов атома
 5) способность определять характер химической связи

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите два символа элементов, которые имеют наибольшее значение электроотрицательности.

1) F 2) O 3) S 4) Li 5) Na

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два названия соединения, у которых степени окисления численно совпадают.

1) хлорид магния
2) гидрид натрия
3) оксид кальция
4) оксид железа(III)
5) сульфид натрия

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите два символа элементов, у которых степень окисления постоянна.

1) S 2) Na 3) C 4) Cu 5) Si

Ответ:

--	--

5. Установите соответствие между названиями веществ и видами химической связи в них: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

А) формальдегид
Б) озон
В) серебро
Г) оксид кальция

ВИД СВЯЗИ

1) водородная
2) ионная
3) металлическая
4) ковалентная полярная
5) ковалентная неполярная

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

6. Установите соответствие между степенями окисления хлора в соединениях и химическими формулами этих соединений: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

А) +5
Б) +1
В) +3
Г) +7

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ

1) KClO
2) KClO_2
3) KClO_3
4) KClO_4
5) PClO_3

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

7. Установите соответствие между формулами веществ и степенями окисления атома азота в этих веществах: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

А) NO_2

1) -3

Б) NH_4Cl

2) +1

В) HNO_2

3) +2

Г) N_2O

4) +3

5) +4

6) +5

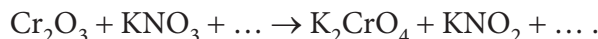
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



9. Смешали 100 г 39 %-ного раствора хлорида бария и 30 мл 10 %-ный серной кислоты ($\rho = 1,066$ г/мл). Масса отфильтрованного и высушенного осадка составляет 7,3 г. Определите массовую долю продукта от теоретически возможного.

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

Ответом к заданиям 1—10 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых расположены названия веществ, имеющих молекулярное строение.

- 1) лёд, иод, сера
- 2) сухой лёд, кремний, нафталин
- 3) вода, соляная кислота, азот
- 4) фторид кальция, кварц, сахар
- 5) иод, неон, серебро

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, которые имеют атомную кристаллическую решётку.

- | | |
|-----------|-------------|
| 1) магний | 4) нафталин |
| 2) сера | 5) кремний |
| 3) алмаз | |

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два свойства, которые не характерны для веществ с металлической кристаллической решёткой.

1) низкая температура кипения 4) электропроводность
2) теплопроводность 5) хрупкость
3) растворимость в воде 6) пластичность

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два свойства аммиака, которые присущи ему благодаря молекулярной кристаллической решётке.

1) высокая реакционная способность
2) низкая температура плавления
3) летучесть
4) электропроводность в твёрдом виде
5) пластичность

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите формулы двух веществ, для которых характерна атомная кристаллическая решётка.

1) KH 2) SiO_2 3) Ca(OH)_2 4) C 5) Be

Ответ:

6. Из предложенного перечня выберите два свойства, характерные для веществ, имеющих ионную кристаллическую решётку.

1) растворимы в воде и летучи
2) легкоплавки и пластичны
3) обладают высокой теплопроводностью и высокой температурой плавления
4) имеют прочные связи между ионами
5) имеют высокую твёрдость

Ответ:

7. Из предложенного перечня выберите два свойства меди, присущие ей благодаря металлической кристаллической решётке.

1) растворимость в аммиаке
2) легкоплавкость
3) невысокая химическая активность
4) электропроводность
5) ковкость

Ответ:

8. Из предложенного перечня выберите название двух пар веществ, для которых характерна ионная кристаллическая решётка.

1) фторид лития и гидроксид калия (тв.)
2) сульфат натрия и хлороводород
3) оксид кремния и нафталин
4) хлорид калия и карбонат натрия
5) аммиак и натрий

Ответ:

9. Из предложенного перечня выберите два свойства, которыми обладают вещества, имеющие металлическую кристаллическую решётку.

- 1) пластичны и электропроводны
- 2) диэлектрики и сверхпроводники
- 3) теплопроводны и имеют характерный блеск
- 4) имеют высокую электроотрицательность
- 5) не взаимодействуют с магнитным полем

Ответ:

10. Из предложенного перечня выберите два свойства алмаза, присущие ему благодаря атомной кристаллической решётке.

- 1) электропроводность в расплаве
- 2) тугоплавкость
- 3) прозрачность
- 4) растворимость в воде
- 5) способность к возгонке

Ответ:

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ»

Классификация химических реакций в неорганической и органической химии

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два фактора, которые положены в основу классификации реакций на реакции разложения, соединения, замещения и обмена.

- 1) природа реагирующих веществ
- 2) разрушение старых и образование новых связей между атомами
- 3) величина теплового эффекта
- 4) изменение или неизменность степени окисления элементов
- 5) изменение количества и состава вещества

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакции разложения.

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \xrightarrow{t} 2\text{C} + 3\text{H}_2$
- 4) $\text{ZnSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{BaSO}_4$
- 5) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$

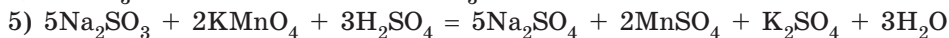
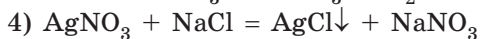
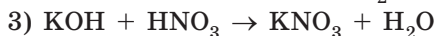
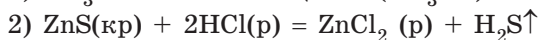
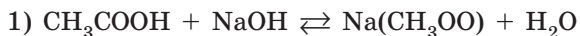
Ответ:

3. В реакциях замещения участвуют (выберите две позиции):

- 1) только неорганические вещества
- 2) только сложные вещества
- 3) только органические вещества
- 4) неорганические и органические вещества
- 5) простые и сложные вещества
- 6) только простые вещества

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакции нейтрализации.

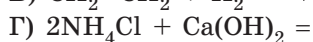
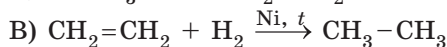
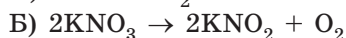
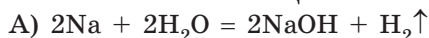


Ответ:

--	--

5. Установите соответствие между уравнениями реакций и их классификацией: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ



КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИИ

1) обмена

2) соединения

3) замещения

4) разложения

5) присоединения

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

6. Из предложенного перечня выберите два утверждения, справедливые для реакции разложения.

1) число продуктов реакции меньше числа исходных веществ

2) образуются только два вещества

3) число продуктов реакции больше числа исходных веществ

4) может образовываться два или больше вещества

5) число реагентов должно равняться числу продуктов реакции

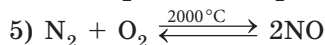
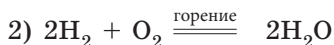
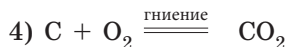
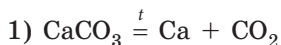
Ответ:

--	--

**Тепловой эффект химической реакции.
Термохимические уравнения**

Ответом к заданиям 1—2 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

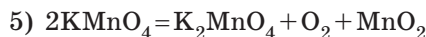
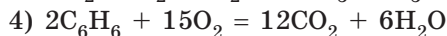
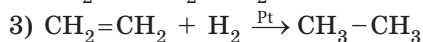
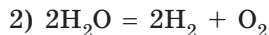
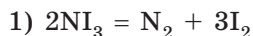
1. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакции, которые относятся к эндотермическим.



Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакции, которые относятся к экзотермическим.



Ответ:

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

3. Для реакции алюминия с серой термохимическое уравнение имеет вид: $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3 + 509 \text{ кДж}$. Какое количество теплоты выделится в реакции, для которой взяты 81 г алюминия и 128 г серы? Определите Q_1 или Q_2 .
4. Какой объем раствора серной кислоты с плотностью 1,8 г/мл с массовой долей H_2SO_4 88 % нужно взять для приготовления раствора объемом 300 мл и плотностью 1,3 г/мл с массовой долей H_2SO_4 40 % ?

Скорость химических реакций, её зависимость от различных факторов

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два утверждения, которые описывают характер изменения скорости химических реакций под воздействием соответствующих факторов.
- 1) увеличивается при введении в систему ингибиторов
 - 2) увеличивается при введении в систему катализаторов
 - 3) увеличивается при снижении температуры
 - 4) уменьшается при введении в систему катализаторов
 - 5) увеличивается при повышении температуры
- Ответ:
2. Из предложенного перечня выберите два способа увеличения скорости обжига пирита в процессе получения серной кислоты.
- 1) измельчение частиц пирита
 - 2) использование катализатора
 - 3) укрупнение частиц пирита и повышение давления
 - 4) использование катализатора и высокой температуры
 - 5) укрупнение частиц пирита

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите две пары названий веществ, при взаимодействии которых происходит необратимая химическая реакция.

- 1) сульфат меди(II) и гидроксид калия
- 2) нитрат серебра и нитрат натрия
- 3) нитрат серебра и бромид калия
- 4) фторид меди(II) и нитрат натрия
- 5) хлорид натрия и сульфат магния
- 6) только простые вещества

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите названия двух реакций, которые с большой скоростью протекают при комнатной температуре.

- 1) окисление железа на воздухе
- 2) разложение хлорида аммония
- 3) нейтрализация кислоты щёлочью
- 4) взаимодействие оксида кальция и оксида углерода(IV)
- 5) взаимодействие хлорида бария с серной кислотой

Ответ:

--	--

5. Установите соответствие уравнений реакций факторам, способствующим прямой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) + Q$
 Б) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г}) + Q$
 В) $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) + Q$
 Г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{г}) - Q$

ФАКТОР, СПОСОБСТВУЮЩИЙ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ

- 1) снижение температуры
- 2) снижение температуры и повышение давления
- 3) снижение температуры и снижение давления
- 4) повышение температуры
- 5) применение катализатора

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

6. При выпаривании раствора сульфата натрия соль выделяется в виде кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Какую массу кристаллогидрата можно получить из раствора объёмом 200 мл с массовой долей сульфата натрия 15 %, плотность которого 1,14 г/мл?
7. Алюминий растворили в разбавленной серной кислоте. Полученную соль обработали избытком раствора гидроксида калия. Выпавший белый желеобразный осадок отфильтровали, подсушили и прокалили при высокой температуре, получили белый кристаллический осадок, который растворили в соляной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

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

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два признака необратимых реакций.

- 1) выделение теплоты
- 2) однородность среды
- 3) образование газообразного продукта
- 4) образование осадка
- 5) изменение степени окисления

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два фактора, которые не могут влиять на положение равновесия в обратимой реакции.

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) внесение катализатора
- 4) изменение концентрации реагирующих веществ
- 5) применение ингибитора

Ответ:

--	--

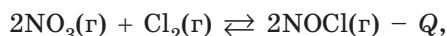
3. Из предложенного перечня выберите два фактора, которые определяют состояние равновесия для данной системы.

- 1) природа вещества
- 2) агрегатное состояние вещества
- 3) катализатор
- 4) механизм протекания реакции
- 5) условия проведения реакции

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите два фактора, вследствие которых в реагирующей системе, уравнение которой



равновесие смещается вправо.

- 1) повышение давления
- 2) использование катализатора
- 3) снижение температуры
- 4) повышение концентрации $\text{NOCl}(\text{г})$
- 5) повышение концентрации $\text{Cl}_2(\text{г})$

Ответ:

--	--

5. Установите влияние внешних факторов на положение химического равновесия в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI} + Q$: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВЛИЯЮЩИЙ ФАКТОР

- А) уменьшение температуры
Б) увеличение давления
В) увеличение концентрации H_2
Г) увеличение концентрации HI

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

- 1) в сторону прямой реакции
2) не смещается
3) в сторону увеличения воздействия на систему
4) в сторону обратной реакции
5) в сторону разложения конечного продукта

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых находятся формулы веществ, водные растворы которых проводят электрический ток.
- 1) CH_3COOH , CH_3COONa , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 - 2) CH_3COOH , CH_3COONa , NaCl
 - 3) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, CH_3Cl , $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$
 - 4) NaNO_3 , CH_3COOK , Na_2CO_3
 - 5) NaOH , NaCl , CH_3COONa

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите типы химической связи (две позиции), который имеют вещества-электролиты.
- 1) ионная
 - 2) ионная и водородная
 - 3) ковалентная полярная
 - 4) ковалентная неполярная
 - 5) ионная и ковалентная неполярная

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два фактора, которые сопровождают диссоциацию фосфорной кислоты.
- 1) происходит ступенчато
 - 2) происходит полная диссоциация
 - 3) при диссоциации образуются ионы гидроксония
 - 4) число фосфат-ионов в растворе малое
 - 5) по третьей ступени диссоциации происходит легче всего

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите две пары записей составов ионов, которые не могут одновременно находиться в растворе в значительных количествах.

- 1) 2Na^+ и SO_3^{2-}
- 2) Mg^{2+} и SO_4^{2-}
- 3) Ag^+ и Cl^-
- 4) Ca^{2+} и 2NO_3^-
- 5) 3Ba^{2+} и 2PO_4^{3-}

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите два ряда формул веществ, которые относятся к сильным электролитам.

- 1) NaOH , H_2SO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 2) HClO_4 , HBr , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 3) FeCl_3 , KOH , H_2SiO_3
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , KHSO_4
- 5) Na_2SO_4 , HF , HCl

Ответ:

6. Из предложенного перечня выберите два ряда формул веществ, которые имеют степень диссоциации $\alpha < 1$.

- 1) HNO_3 , HJ , H_2SO_4
- 4) HCOOH , H_2SO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 2) HBr , H_2S , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 5) CH_3COOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_2SO_3
- 3) HF , H_2CO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Ответ:

Реакции ионного обмена

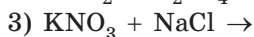
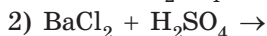
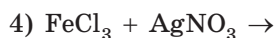
Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите две схемы реакции ионного обмена в водном растворе, в результате которой образуется слабый электролит (вода).

- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- 4) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите две схемы, соответствующие необратимой ионной реакции.



Ответ:

--	--

3. Реакции ионного обмена протекают до конца в результате образования газа при сливании растворов. Из предложенного перечня выберите две такие реакции.

1) гидроксид калия и соляная кислота

2) хлорид калия и нитрат натрия

3) карбонат натрия и серная кислота

4) хлорид аммония и гидроксид натрия

5) сульфат железа(III) и азотная кислота

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите две пары названий веществ, взаимодействие которых соответствует сокращённому ионному уравнению



1) соляная кислота и гидроксид калия

2) азотная кислота и гидроксид меди(II)

3) серная кислота и гидроксид натрия

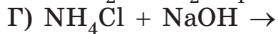
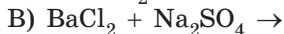
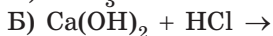
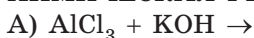
4) серная кислота и гидроксид алюминия

Ответ:

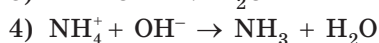
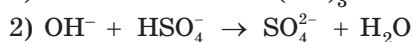
--	--

5. Установите соответствие между химическими реакциями и сокращёнными ионными уравнениями: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ



СОКРАЩЁННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ



Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

6. Сокращённое ионное уравнение $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ отвечает двум реакциям карбоната кальция с некоторым веществом. Из предложенного перечня выберите два названия таких веществ.

1) соляная кислота

2) гидроксид натрия

3) кремниевая кислота

4) гидроксид алюминия

5) серная кислота

Ответ:

--	--

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

7. Оксид углерода(IV), полученный действием избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 4 г, растворили в воде массой 2 кг. Рассчитайте массовую долю оксида углерода(IV) в полученном растворе.

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

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите формулы двух солей, гидролиз которых идёт по аниону.

- 1) Na_2S
2) CH_3COONa
3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- 4) BaCl_2
5) $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите формулы двух солей, которые гидролизуются и по катиону, и по аниону.

- 1) бромид алюминия
2) ацетат цинка
3) хлорид железа(II)

- 4) сульфат железа(II)
5) сульфит аммония

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите две пары формул солей, которые образуют в растворе щелочную среду.

- 1) NaCl и FeSO_3
2) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ и Na_2SO_3
3) KCN и $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
4) KNO_3 и NH_4Cl
5) CuCl_2 и BaCl_2

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите уравнения двух реакций необратимого гидролиза.

- 1) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
2) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, \text{H}^+} \underset{\text{глюкоза}}{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} + \underset{\text{фруктоза}}{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$
3) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
4) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHS} + \text{NaOH}$
5) $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите два способа усиления гидролиза соли.

- 1) добавить воды
- 2) подкислить или подщелочить раствор
- 3) увеличить концентрацию соли
- 4) охладить раствор
- 5) нагреть раствор

Ответ:

--	--

6. Укажите окраску индикатора лакмуса в водных растворах солей: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СОЛИ

- А) Na_2CO_3
- Б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- В) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- Г) $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$

ОКРАСКА РАСТВОРА

- 1) не окрашивается
- 2) синяя
- 3) жёлтая
- 4) красная
- 5) фиолетовая

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

7. Технический оксид кальция массой 2,9 г, имеющий 3 % неактивных примесей, растворили в 200 мл соляной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,047 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю хлорида кальция в растворе.
8. Хлороводород объёмом 19,3 л, измеренном при н. у., растворили в 0,3 кг воды и добавили в раствор 5,2 г порошка железа, имеющего 3,8 % неактивных примесей. Вычислите массовую долю хлорида железа(II) в конечном растворе.
9. Железо массой 7 г прореагировало с избытком хлора. Полученный хлорид растворили в воде массой 200 г. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
10. Смесь нитрата меди(II) и нитрата серебра прокалили при 600°C . Суммарный объём газов, которые выделились, в пересчёте на н. у. составил 2,464 л. Вычислите количество веществ нитратов в смеси.
11. Вычислите массу (кг) силиката натрия, который образуется во время сплавления оксида кремния(IV) и 64,2 кг соды, в которой массовая доля примесей составляет 5 %.
12. При взаимодействии щелочного металла с водой получили раствор щёлочи массой 300 г с массовой долей щёлочи 5,3 % и водород объёмом 4,48 л, измеренном при н. у. Укажите порядковый номер этого металла в Периодической системе.
13. Для реакции с раствором азотной кислоты массой 25 г, в котором массовая доля растворённого вещества равна 6,3 %, был необходим раствор гидроксида калия массой 40 г. Вычислите массовую долю щёлочи в растворе (в %).
14. К раствору, содержащему 27 г хлорида меди(II), добавили 15 г железных стружек, которые имеют 5 % примесей. Вычислите массу меди, которая выделилась в результате реакции.

15. Вычислите объём газа (л), который образуется во время нагревания 11,02 г хлорида аммония, имеющего 3 % примесей, и 6 г гидроксида натрия, если выход газа от теоретически возможного составляет 86 %.
16. Вычислите массу опилок (г), которые необходимо взять, чтобы в результате последовательных химических реакций получить 100 г этанола и 50 г углекислого газа, если чистая целлюлоза в опилках составляет 50 %.
17. Из уксусной кислоты двухстадийным синтезом получили 30 г аминоксусной кислоты. На нейтрализацию избытка уксусной кислоты после выделения последней от продуктов реакции потратили 25 мл 19 %-го раствора ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) гидроксида калия. Вычислите массу уксусной кислоты, которая была использована для синтеза, если выход продуктов реакции синтеза на каждой стадии взаимодействия был равен 80 % от теоретически возможного выхода.

Окислительно-восстановительные реакции. Коррозия металлов и способы защиты от неё

Ответом к заданиям 1—4 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два признака, которые относятся к окислительно-восстановительным реакциям.
 - 1) реакции, в которых участвуют только сложные вещества
 - 2) реакции, при протекании которых изменяются степени окисления элементов
 - 3) реакции, сопровождающиеся тепловым эффектом
 - 4) реакции, в которых участвуют простые и сложные вещества
 - 5) реакции, протекающие в растворах

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два процесса, происходящие при реакции



- 1) сера отдаёт 4 электрона
- 2) марганец присоединяет 3 электрона
- 3) сера восстанавливается
- 4) марганец отдаёт 3 электрона
- 5) марганец окисляется

Ответ:

--	--

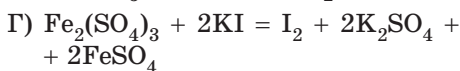
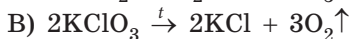
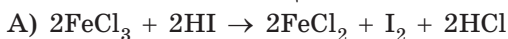
3. Из предложенного перечня выберите два вида повреждения металла, которые относят к электрохимической коррозии.
 - 1) окисление металла при электросварке
 - 2) окисление стенок цистерн с нефтью
 - 3) окисление днища морских судов
 - 4) внутренние повреждения в канализационных трубах
 - 5) внутренние повреждения в трубах газопроводов

Ответ:

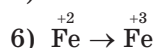
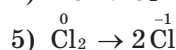
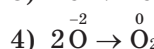
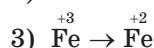
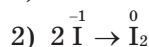
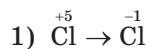
--	--

4. Установите соответствие между химической реакцией и изменением степени окисления окислителя: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ



ИЗМЕНЕНИЕ С. О. ОКИСЛИТЕЛЯ



Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

--	--

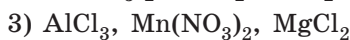
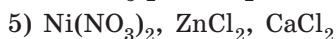
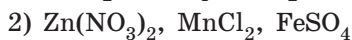
Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

5. Даны цинк, оксид кальция, вода и соляная кислота. Напишите четыре уравнения получения оксида цинка, используя только эти вещества.

Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей и кислот)

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два ряда формул солей, из которых при электролизе с инертным анодом в водной среде можно получить металлы.



Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите название вещества или пару названий веществ (две позиции), которые образуются на катоде при электролизе расплава соли KCl .

1) калий и водород

2) кислород и водород

3) калий

4) вода

5) хлор

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два названия веществ, которые получают в промышленности электролизом водных растворов.

- 1) цинк, кадмий, кобальт
- 2) алюминий, магний, кальций
- 3) никель, кобальт, марганец
- 4) хром, цинк, марганец

Ответ:

--	--

4. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, у которых при электролизе их водных растворов не идёт электролиз воды.

- 1) KOH
- 2) H₂SO₄
- 3) Hg(NO₃)₂
- 4) CuSO₄
- 5) K₂SO₄

Ответ:

--	--

5. Из предложенного перечня выберите два ряда формул солей, при электролизе водных растворов которых можно получить металлы.

- 1) MnSO₄, ZnCl₂, Mg(NO₃)₂
- 2) Zn(NO₃)₂, MnCl₂, FeSO₄
- 3) AlCl₃, Mn(NO₃)₂, MgCl₂
- 4) CaCl₂, AlCl₃, Mn(NO₃)₂
- 5) Ni(NO₃)₂, ZnCl₂, CuSO₄

Ответ:

--	--

6. Установите соответствие между водными растворами солей и продуктами их электролиза (анод инертный): к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- A) MnSO₄
- Б) CaCl₂
- В) Fe(NO₃)₂
- Г) CuSO₄

ФОРМУЛА ПРОДУКТОВ ЭЛЕКТРОЛИЗОВ

- 1) H₂, Cl₂, Ca(OH)₂
- 2) O₂, NaOH
- 3) Me, O₂, H₂SO₄
- 4) Me, H₂, H₂SO₄
- 5) Me, H₂, HNO₃

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Ионный и радикальный механизм реакций в органической химии

Ответом к заданиям 1—7 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два названия типов реакций, которые *не относятся* к реакциям присоединения.

- 1) галогенирования
- 2) гидрирования
- 3) элиминирования

- 4) гидратации
5) дегидратации

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите два названия типов реакций, которые соответствуют правилу Марковникова.

- 1) галогенирование алкенов
2) гидрогалогенирование алканов
3) гидрогалогенирование алкинов
4) гидрогалогенирование алкенов
5) галогенирование алканов

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакций свободнорадикального замещения.

- 1) $\text{HCOOH} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2\text{Ag}\downarrow$
2) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
3) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$
4) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[t, \text{H}_3\text{PO}_4]{} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
5) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{t} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{CH}_4$

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакций, которые соответствуют правилу Марковникова.

- 1) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
2) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CHCl} + \text{H}_2 \rightarrow$
3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$
4) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
5) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите два названия типов реакций, которые являются самыми характерными для алкенов.

- 1) отщепление водорода
2) полимеризация
3) отщепление молекулы воды
4) присоединение хлороводорода
5) этерификация

Ответ:

6. Из предложенного перечня выберите два названия веществ, с которыми хлороводород взаимодействует по правилу Марковникова.

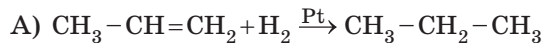
- 1) бутен-1
2) бутен-2
3) бутин-2
4) бутин-1
5) гексен-3

Ответ:

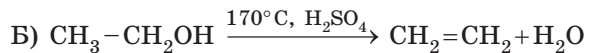
7. Установите соответствие уравнений реакций органических веществ их типам: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

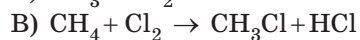
ТИП РЕАКЦИИ



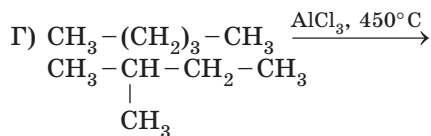
1) полимеризации



2) отщепления



(элиминирования)



3) изомеризации

4) присоединения

5) замещения

6) окисления

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

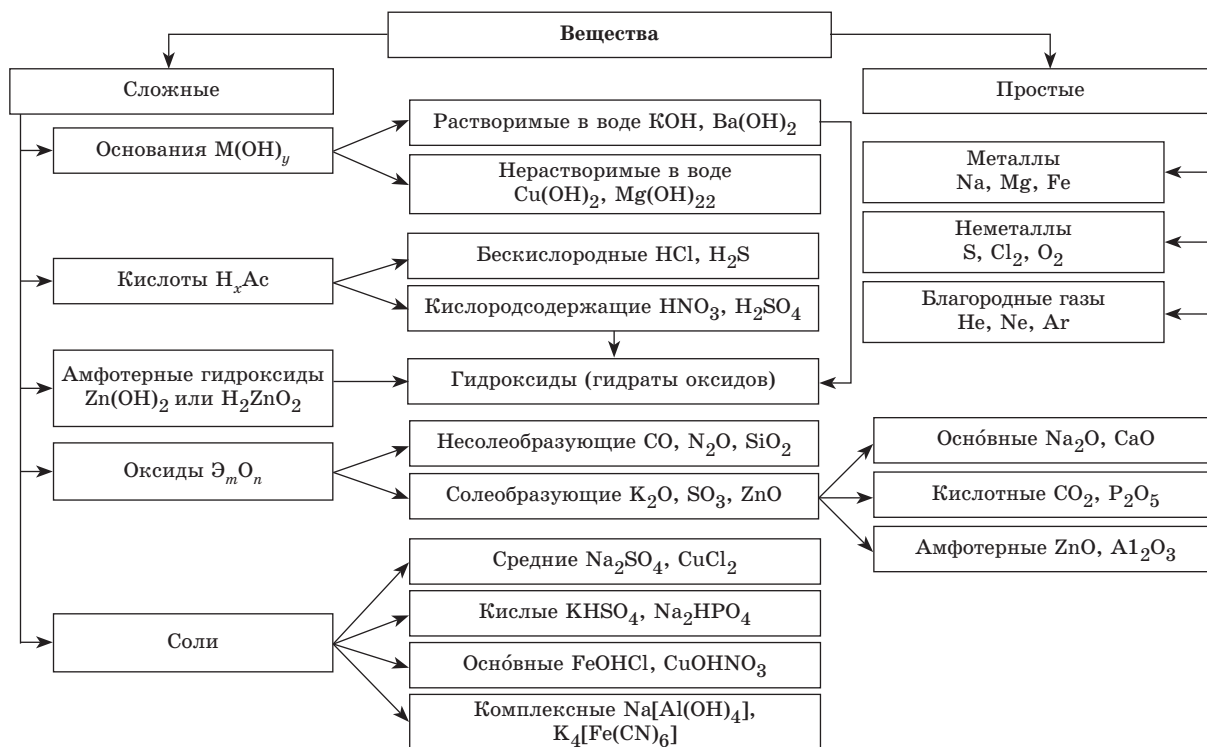
НЕДЕЛЯ 13

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 2.1. Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)
- 2.2. Характерные химические свойства простых веществ-металлов: щелочных, щелочноземельных, алюминия; переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа)

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны и переходят в положительно заряженные ионы, то есть окисляются. В этом, как вам известно, заключается главное общее свойство и атомов, и простых веществ — металлов.

Металлы в химических реакциях всегда *восстановители*. Восстановительная способность атомов простых веществ — металлов, образованных химическими элементами одного периода или одной главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, изменяется закономерно.

Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительную активность металла в химических реакциях, которые протекают в водных растворах, отражает его положение в **электрохимическом ряду напряжений металлов**.

$-\bar{e}$ Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H_2)

Уменьшение восстановительных свойств

Cu Hg Ag Pt Au

$+e$ Li⁺ K⁺ Ba²⁺ Sr²⁺ Ca²⁺ Na⁺ Mg²⁺ Al³⁺ Mn²⁺ Zn²⁺ Cr³⁺ Fe²⁺

Усиление окислительных свойств

Cd²⁺ Co²⁺ Ni²⁺ Sn²⁺ Pb²⁺ ($2H^+$) Cu²⁺ Hg²⁺ Ag⁺ Pt²⁺ Au³⁺

Усиление окислительных свойств

На основании этого ряда напряжений можно сделать следующие важные заключения о химической активности металлов в реакциях, протекающих в водных растворах при стандартных условиях ($t = 25^\circ C$, $p = 1$ атм).

1. Чем левее стоит металл в этом ряду, тем более сильным восстановителем он является.

2. Каждый металл способен вытеснять (восстанавливать) из солей в растворе те металлы, которые в ряду напряжений стоят после него (правее).

3. Металлы, находящиеся в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из кислот в растворе.

Восстановительная активность металла, определённая по электрохимическому ряду, не всегда соответствует положению его в Периодической системе. Это объясняется тем, что при определении положения металла в ряду напряжений учитывают не только энергию отрыва электронов от отдельных атомов, но и энергию, затрачиваемую на разрушение кристаллической решётки, а также энергию, выделяющуюся при гидратации ионов.

Металлы, являющиеся самыми сильными восстановителями (щелочные и щелочноземельные), в любых водных растворах взаимодействуют прежде всего с водой.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Укажите класс оксидов, которые образуют металлы.
 - 1) кислотные
 - 2) основные
 - 3) амфотерные
 - 4) основные и амфотерные
- Как называют кислотный остаток фосфорной кислоты?
 - 1) гидрофосфат
 - 2) фосфит
 - 3) фосфат
 - 4) дигидрофосфат
- При взаимодействии с кислородом натрия образует
 - 1) гидрид
 - 2) пероксид
 - 3) оксид
 - 4) гидроксид
- Выберите утверждение, которое характеризует взаимодействие щелочных металлов с водой.
 - 1) реагируют с образованием кислот
 - 2) реагируют с образованием основных оксидов
 - 3) реагируют с образованием гидроксидов и водорода
 - 4) реагируют только при нагревании
- Выберите металлы, которые способны вытеснять водород из воды.
 - 1) щелочные и щелочноземельные
 - 2) подгруппа железа
 - 3) щелочные
 - 4) все металлы
- Выберите формулу самого слабого основания.
 - 1) $Ba(OH)_2$
 - 2) $Mg(OH)_2$
 - 3) $Ca(OH)_2$
 - 4) $Sr(OH)_2$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. При добавлении щёлочи к раствору сульфата алюминия(III) образуется
1) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
2) $\text{Al}(\text{OH})_3$
3) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
4) AlOHSO_4
8. В реакции алюминия с разбавленной серной кислотой образуется водород и
1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2) $\text{Al}(\text{OH})_3$
3) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
4) AlOHSO_4
9. Выберите ряд, в котором перечислены только амфотерные гидроксиды.
1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
3) $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$
4) $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$
10. Выберите пару реагентов для получения гидроксида цинка.
1) Zn и H_2O
2) ZnO и H_2O
3) ZnSO_4 и NaOH
4) ZnCl_2 и H_2O
11. Какой из металлов вытесняет железо из сульфата железа(II)?
1) медь
2) магний
3) олово
4) серебро
12. Выберите формулу вещества, которое образуется при добавлении раствора соды к раствору сульфата железа(III).
1) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
3) $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$
4) FeOHSO_4

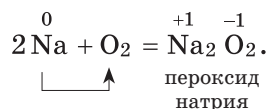
Например, литий более активен в водных растворах, чем натрий (хотя по положению в Периодической системе Na — более активный металл). Дело в том, что энергия гидратации ионов Li^+ значительно больше, чем энергия гидратации Na^+ , поэтому первый процесс является энергетически более выгодным.

Рассмотрев общие положения, характеризующие восстановительные свойства металлов, перейдем к конкретным химическим реакциям.

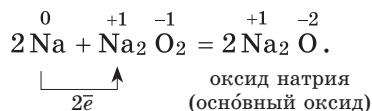
Взаимодействие металлов с неметаллами

1. С кислородом большинство металлов образуют оксиды — основные и амфотерные. Кислотные оксиды переходных металлов, например оксид хрома(VI) CrO_3 или оксид марганца(VII) Mn_2O_7 , не образуются при прямом окислении металла кислородом. Их получают косвенным путём.

Щелочные металлы Na, K активно реагируют с кислородом воздуха, образуя пероксиды:



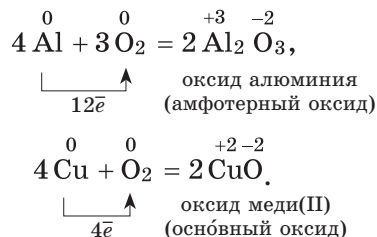
Оксид натрия получают косвенным путём, при прокаливании пероксидов с соответствующими металлами:



Литий и щелочноземельные металлы взаимодействуют с кислородом воздуха, образуя основные оксиды:



Другие металлы, кроме золота и платиновых металлов, которые вообще не окисляются кислородом воздуха, взаимодействуют с ним менее активно или при нагревании:



2. С галогенами металлы образуют соли галогеноводородных кислот, например:



3
4



7
8
9

10

11



14
15



19

20

21



27

28



30

31



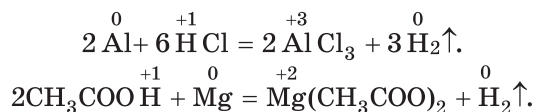
22



24



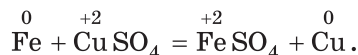
2. С кислотами в растворе (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$, CH_3COOH и др., кроме HNO_3) взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. При этом образуются соль и водород. Например:



А вот свинец (и некоторые другие металлы), несмотря на его положение в ряду напряжений (слева от водорода), почти не растворяется в разбавленной серной кислоте, т. к. образующийся сульфат свинца PbSO_4 нерастворим и создает на поверхности металла защитную пленку.

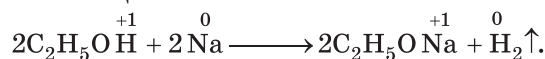
3. С солями менее активных металлов в растворе. В результате такой реакции образуется соль более активного металла и выделяется менее активный металл в свободном виде.

Например:

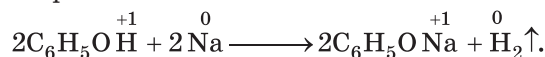


Нужно помнить, что реакция идёт в тех случаях, когда образующаяся соль растворима. Вытеснение металлов из их соединений другими металлами впервые подробно изучил Н. Н. Бекетов — крупный русский физико-химик. Он расположил металлы по химической активности в «вытеснительный ряд», ставший прототипом ряда напряжений металлов.

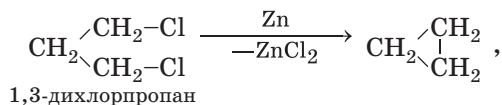
4. С органическими веществами. Взаимодействие с органическими кислотами аналогично реакциям с минеральными кислотами. Спирты же могут проявлять слабые кислотные свойства при взаимодействии со щелочными металлами:



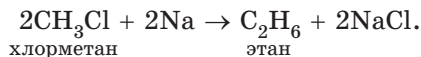
Аналогично реагирует и фенол:



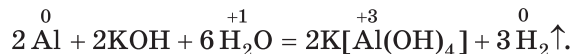
Металлы участвуют в реакциях с галогеналканами, которые используют для получения низших циклоалканов и для синтезов, в ходе которых происходит усложнение углеродного скелета молекулы (реакция А. Вюрца):



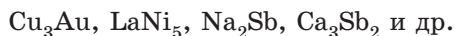
технический метод получения циклопропана:



5. Со щелочами в растворе взаимодействуют металлы, гидроксиды которых амфотерны. Например:



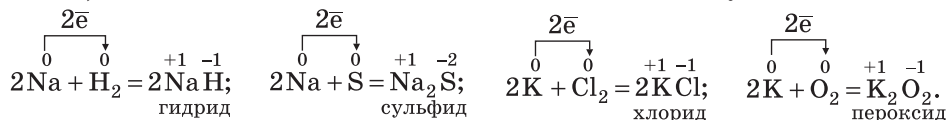
6. Металлы могут образовывать друг с другом химические соединения, которые получили общее название **интерметаллических соединений**. В них чаще всего не проявляются степени окисления атомов, которые характерны для соединений металлов с неметаллами. Например:



Интерметаллические соединения обычно не имеют постоянного состава, химическая связь в них в основном металлическая. Образование этих соединений более характерно для металлов побочных подгрупп.

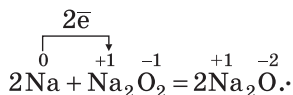
Химические свойства щелочных металлов (Na, K)

Щелочные металлы — это элементы главной подгруппы I группы Периодической системы. На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат по одному электрону, находящемуся на большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон, поэтому являются сильными восстановителями. Во всех соединениях щелочные металлы проявляют степень окисления +1. Все они типичные металлы, имеют серебристо-белый цвет, мягкие (режутся ножом), лёгкие и легкоплавкие. Активно взаимодействуют со всеми неметаллами:

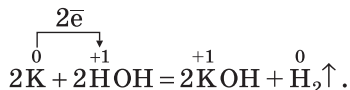


Все щелочные металлы при взаимодействии с кислородом (исключение Li) образуют *пероксиды*. В свободном виде щелочные металлы не встречаются из-за их высокой химической активности.

Оксиды — твёрдые вещества, имеют основные свойства. Их получают, прокаливая пероксиды с соответствующими металлами:



Гидроксиды NaOH, KOH — твёрдые белые вещества, гигроскопичны, хорошо растворяются в воде с выделением теплоты, их относят к *щелочам*:



Соли щелочных металлов почти все растворимы в воде. Важнейшие из них: Na_2CO_3 — карбонат натрия; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *кристаллическая сода*; NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, пищевая сода; K_2CO_3 — карбонат калия, *поташ*; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *глауберова соль*; NaCl — хлорид натрия, пищевая соль.

Химические свойства щелочноземельных металлов (Ca, Mg)

Кальций (Ca) является представителем щелочноземельных металлов, как называют элементы главной подгруппы II группы, но не все, а только начиная с кальция и вниз по группе. Это те химические элементы, которые, взаимодействуя с водой, образуют щёлочи. Кальций на внешнем энергетическом уровне содержит два электрона, степень окисления +2.

Магний (Mg) имеет такое же строение атома, как и кальций, степень его окисления также +2. Мягкий металл, но его поверхность на воздухе покрывается защитной пленкой, что немного снижает его химическую активность. Его горение сопровождается ослепительной вспышкой. MgO и $\text{Mg}(\text{OH})_2$ проявляют основные свойства. Хотя $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и малорастворим, но окрашивает раствор фенолфталеина в малиновый цвет.

Оксиды MgO — твёрдые белые тугоплавкие вещества. В технике CaO называют *негашёной известью*, а MgO — *жжёной магнезией*, их используют в производстве строительных материалов.

Реакция оксида кальция с водой сопровождается выделением теплоты и называется *гашением извести*, а образующийся $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — *гашёной известью*. Прозрачный раствор гидроксида кальция называется *известковой водой*, а белая взвесь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде — *известковым молоком*.

Соли магния и кальция получают взаимодействием их с кислотами.

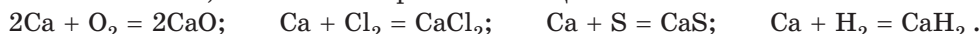
CaCO_3 — карбонат кальция, мел, мрамор, известняк. Применяется в строительстве. MgCO_3 — карбонат магния — применяется в металлургии для освобождения от шлаков. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — *гипс*. MgSO_4 — сульфат магния — называют горькой, или английской, солью, содержится в морской воде. BaSO_4 — сульфат бария — благодаря нерастворимости и способности задерживать рентгеновские лучи применяется в диагностике («баритовая каша») желудочно-кишечного тракта.

На долю кальция приходится 1,5 % массы тела человека, 98 % кальция содержится в костях.

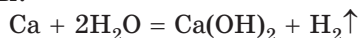
Свойства кальция:

1. Серебристо-белый металл.

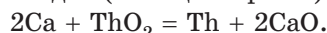
2. Активный металл, окисляется простыми веществами-неметаллами:



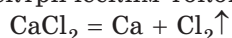
3. Вытесняет водород из воды:



4. Вытесняет металлы из их оксидов (кальциотермия):



5. Получение — разложением электрическим током расплава хлорида кальция:



Химические свойства алюминия

Алюминий (Al) — элемент главной подгруппы III группы Периодической системы. У него на внешнем энергетическом уровне три электрона, которые алюминий легко отдаёт при химических взаимодействиях. У атомов алюминия восстановительные свойства выражены ярче, чем у бора, т. к. у алюминия имеется промежуточный слой с восемью электронами (2 \bar{e} ; 8 \bar{e} ; 3 \bar{e}), который препятствует притяжению электронов к ядру. Алюминий имеет степень окисления +3.

Алюминий — серебристо-белый металл, $t_{\text{пл}}^\circ = 660^\circ\text{C}$. Это самый распространённый металл земной коры, обладает высокой коррозионной стойкостью. Малая плотность алюминия (2,7 г/см³) в сочетании с высокой прочностью и пластичностью его сплавов делают алюминий незаменимым в самолетостроении. Высокая электропроводность алюминия (в 1,6 раза меньше, чем у меди) позволяет заменять медные провода более лёгкими — алюминиевыми.

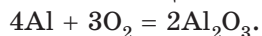
Высокая химическая активность алюминия используется в *алюминотермии*, с помощью которой получают хром, ванадий, титан и другие металлы.

Прочность химической связи в оксиде Al_2O_3 обуславливает его механическую прочность, твёрдость. Al_2O_3 — корунд, абразивный материал. Искусственный рубин — Al_2O_3 с добавлением оксида хрома. Химические свойства алюминия и его соединений обобщены в табл. 6.

Свойства алюминия:

1. Серебристо-белый лёгкий металл

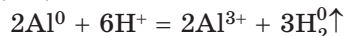
2. Окисляется на воздухе с образованием защитной пленки:



3. Вытесняет водород из воды:



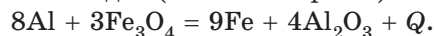
4. Взаимодействует с кислотами:



5. Взаимодействует с водным раствором щёлочи:



6. Вытесняет металлы из их оксидов (алюминотермия):



7. Получение разложением электрическим током расплава оксида алюминия (в криолите):

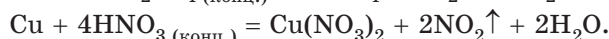
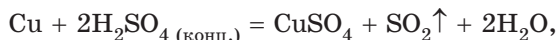


Химические свойства меди

Медь (Cu) — элемент побочной подгруппы первой группы. Электронная формула: (...3d¹⁰4s¹). Десятый *d*-электрон атома меди подвижный, т. к. переместился с 4s-подуровня. Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (Cu₂O) и +2 (CuO).

Медь — мягкий, блестящий металл, имеющий красную окраску, ковкий и обладает хорошими литейными качествами, хороший тепло- и электропроводник. Температура плавления 1083 °С.

Как и другие металлы побочной подгруппы I группы Периодической системы, медь стоит в ряду активности правее водорода и не вытесняет его из кислот, но реагирует с кислотами-окислителями:



Под действием щелочей на растворы солей меди выпадает осадок слабого основания голубого цвета — гидроксида меди(II), который при нагревании разлагается на основной оксид CuO чёрного цвета и воду:

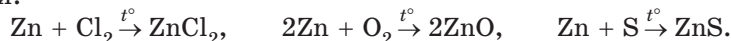


Химические свойства цинка

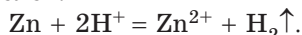
Цинк (Zn) — элемент побочной подгруппы II группы. Его электронная формула следующая: (...3d¹⁰4s²). Так как в атомах цинка предпоследний *d*-подуровень полностью завершён, то цинк в соединениях проявляет степень окисления +2.

Цинк — металл серебристо-белого цвета, практически не изменяющийся на воздухе. Обладает коррозионной стойкостью, что объясняется наличием на его поверхности оксидной пленки.

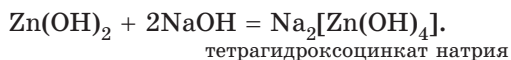
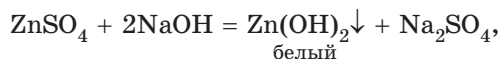
Цинк — один из активнейших металлов, при повышенной температуре реагирует с простыми веществами:



Цинк вытесняет водород из кислот:

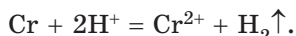


Гидроксид цинка амфотерен, т. е. проявляет свойства и кислоты, и основания. При постепенном приливании раствора щёлочи к раствору соли цинка выпавший вначале осадок растворяется (то же происходит и с алюминием):

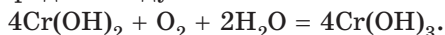


Химические свойства хрома

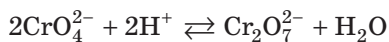
На примере **хрома** (Cr) можно увидеть, что свойства переходных элементов меняются вдоль периода не принципиально: происходит количественное изменение, связанное с изменением числа электронов на валентных орбиталях. Максимальная степень окисления хрома +6. Металл в ряду активности стоит левее водорода и вытесняет его из кислот:



При добавлении раствора щёлочи к такому раствору образуется осадок Me(OH)₂, который быстро окисляется кислородом воздуха:



Ему соответствует амфотерный оксид Cr_2O_3 . Оксид и гидроксид хрома (в высшей степени окисления) проявляют свойства кислотных оксидов и кислот соответственно. Соли **хромовой кислоты** (H_2CrO_4) в кислой среде превращаются в **дихроматы** — соли **дихромовой кислоты** ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Окисление сопровождается изменением окраски, т. к. соли **хроматы** жёлтого цвета, а **дихроматы** — **оранжевого**.



Соединения хрома обладают высокой окислительной способностью.

Химические свойства железа

Железо (Fe) — элемент побочной подгруппы VIII группы и четвёртого периода Периодической системы. Как и положено металлу 4-го периода, атомы железа имеют четыре энергетических уровня, но заполняется у них не последний, а предпоследний, третий от ядра, уровень. Распределение электронов таково: $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $14\bar{e}$; $2\bar{e}$. Подобно всем металлам, атомы железа проявляют восстановительные свойства, отдавая при химических взаимодействиях не только два электрона с последнего уровня и приобретая степень окисления +2, но и электрон с предпоследнего уровня, при этом степень окисления повышается до +3.

Железо — металл со всеми характерными свойствами металлов: высокими тепло- и электропроводностью, ковкостью, металлическим блеском, высокой $t_{\text{пл}}^{\circ} = 1540^{\circ}\text{C}$ и плотностью $\rho = 7,85 \text{ г/см}^3$. Железо образует сплавы с неметаллами (углеродом) и другими металлами. Железо может намагничиваться, оно обладает **ферромагнетизмом**. Для железа характерны два ряда соединений: соединения железа(II) и железа(III).

Железо входит в состав крови человека (гемоглобин), содержится оно и в некоторых растениях: шпинате, салате, капусте.

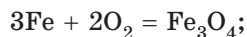
Роль железа в жизни человека общеизвестна: этот металл — основа всей современной цивилизации.

Свойства железа:

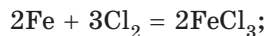
1. Серебристо-белый металл.

2. Взаимодействует с простыми веществами:

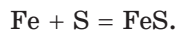
а) горит в кислороде:



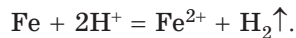
б) реагирует с хлором:



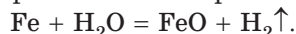
в) взаимодействует с серой:



3. Реагирует с растворами кислот:



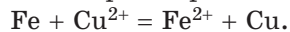
4. Вытесняет водород из воды при сильном нагревании:



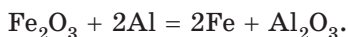
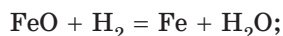
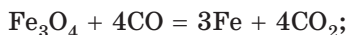
5. Окисляется в присутствии воды и кислорода воздуха (с образованием ржавчины):



6. Замещает менее активный металл в растворе его соли:

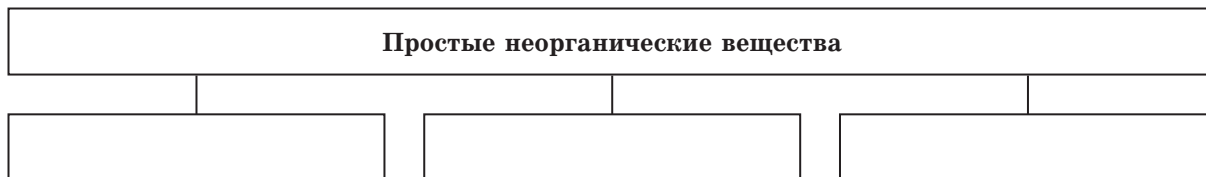


7. Получение восстановлением оксидов железа оксидом углерода(II), водородом или алюминием:



КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

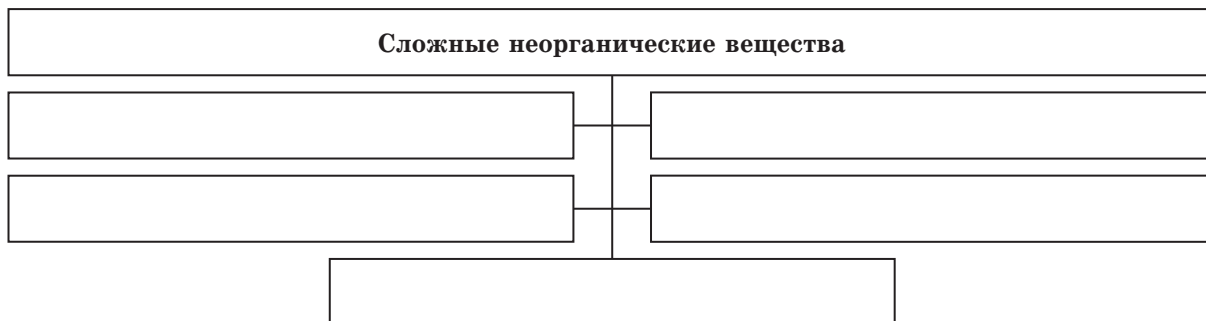
♦ Заполните схему «Простые неорганические вещества».



♦ Закончите предложение.

Чем правее стоит металл в электрохимическом ряду напряжений, _____

♦ Заполните схему «Сложные неорганические вещества».



Ответы на тестовые задания (неделя 13)

1 — 4. 2 — 3. 3 — 2. 4 — 3. 5 — 1. 6 — 2. 7 — 2. 8 — 1. 9 — 4. 10 — 3. 11 — 2. 12 — 1.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

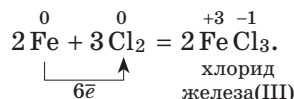
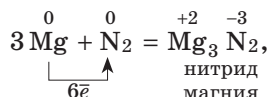
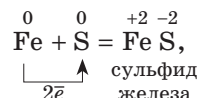
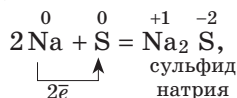
2.3. Характерные химические свойства простых веществ-неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Как мы уже отмечали, для атомов неметаллов, а следовательно, и для образованных ими простых веществ характерны как окислительные, так и восстановительные свойства.

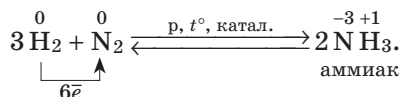
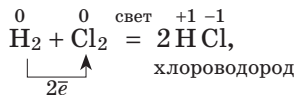
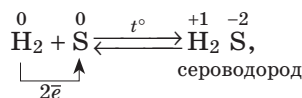
Окислительные свойства

1. Окислительные свойства неметаллов проявляются, в первую очередь, при их взаимодействии с металлами (как вы знаете, металлы — всегда восстановители):

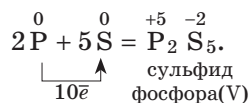


Окислительные свойства хлора Cl_2 выражены сильнее, чем у серы, поэтому и металл Fe, который имеет в соединениях устойчивые степени окисления +2 и +3, окисляется им до более высокой степени окисления.

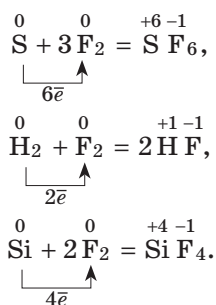
2. Большинство неметаллов проявляют окислительные свойства при взаимодействии с водородом. В результате образуются летучие водородные соединения:



3. Любой неметалл выступает в роли окислителя в реакциях с теми неметаллами, которые имеют более низкое значение электроотрицательности:



Электроотрицательность серы больше, чем у фосфора, поэтому она здесь проявляет окислительные свойства:



Электроотрицательность фтора больше, чем у всех остальных химических элементов, поэтому он проявляет свойства окислителя.

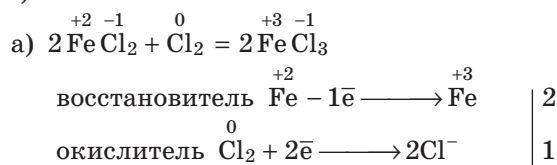
Фтор F_2 — самый сильный окислитель из неметаллов, проявляет в реакциях только окислительные свойства.

4. Окислительные свойства неметаллы проявляют и в реакциях с некоторыми сложными веществами.

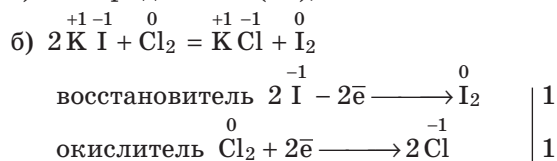
Отметим, в первую очередь, окислительные свойства неметалла кислорода в реакциях со сложными веществами:



Не только кислород, но и другие неметаллы также могут быть окислителями в реакциях со сложными веществами — неорганическими (а, б) и органическими (в, г):



Сильный окислитель хлор Cl_2 окисляет хлорид железа(II) в хлорид железа(III);



Хлор Cl_2 как более сильный окислитель вытесняет йод I_2 в свободном виде из раствора иодида калия;

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Водород проявляет свойства окислителя при взаимодействии с
 - 1) кислородом
 - 2) азотом
 - 3) кальцием
 - 4) хлором
- Бром вступает в реакцию с
 - 1) фтороводородом
 - 2) йодидом калия
 - 3) хлоридом натрия
 - 4) гидроксидом меди(II)
- Из какого вещества нельзя в лаборатории получить кислород?
 - 1) KClO_3
 - 2) KNO_3
 - 3) KMnO_4
 - 4) K_2MnO_4
- Как окислитель сера выступает в реакции с
 - 1) хлором
 - 2) кислородом
 - 3) фтором
 - 4) углеродом
- Низшую степень окисления сера проявляет в соединении
 - 1) S
 - 2) K_2SO_3
 - 3) KHSO_4
 - 4) Na_2S
- Наивысшая С. О. азота в соединении
 - 1) NH_4Br
 - 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - 3) NH_2OH
 - 4) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

_____ ДЛЯ ЗАМЕТОК _____

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Укажите количество реакций, в которых аммиак является восстановителем.

- А) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
 Б) $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 В) $8\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Br}$
 Г) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}$

- 1) 2
 2) 3
 3) 4
 4) 1

8. Выберите формулы соединений, которые образуются при разложении азотной кислоты под действием солнечного света.

- 1) NH_3 и O_2
 2) NO и NO_2
 3) NO_2 и O_2
 4) NO_2 и N_2O

9. Выберите С. О. фосфора в соединении, которое образуется при сгорании фосфора в избытке кислорода.

- 1) +3
 2) +5
 3) -3
 4) +1

10. Углерод выступает в качестве восстановителя и окислителя в паре веществ

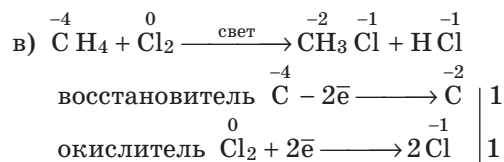
- 1) O_2 и ZnO
 2) CuO и H_2
 3) H_2O и Cl_2
 4) CaO и CO_2

11. При взаимодействии углерода с концентрированной азотной кислотой образуются

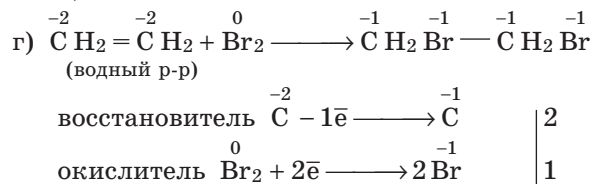
- 1) Na и CO_2
 2) CO_2 и NO
 3) CO и NO
 4) CO_2 и H_2

12. Выберите химический элемент, по отношению к которому кремний проявляет восстановительные свойства.

- 1) магний
 2) железо
 3) хлор
 4) натрий



Галогенирование метана — характерная реакция для алканов;



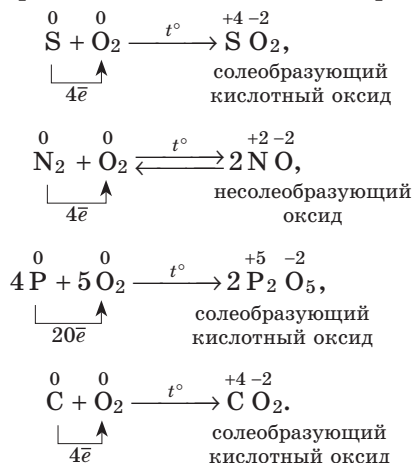
Вы помните, конечно, качественную реакцию на непредельные соединения — обесцвечивание бромной воды.

Восстановительные свойства

При рассмотрении реакций неметаллов друг с другом мы уже отмечали, что, в зависимости от значения их электроотрицательности, один из них проявляет свойства окислителя, а другой — свойства восстановителя.

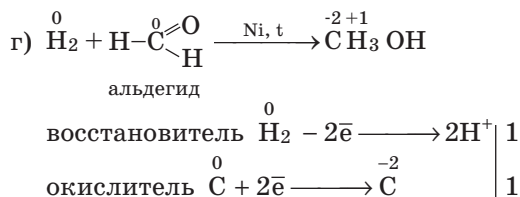
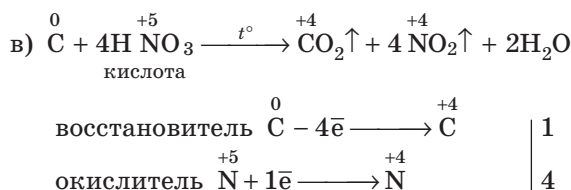
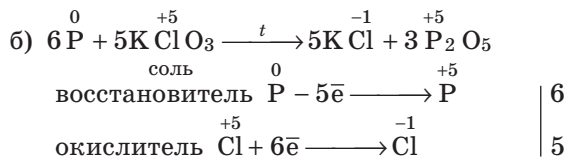
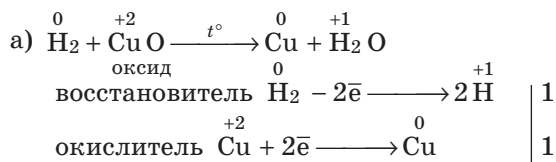
1. По отношению к фтору все неметаллы (даже кислород) проявляют восстановительные свойства.

2. Разумеется, неметаллы, кроме фтора, служат восстановителями при взаимодействии с кислородом:

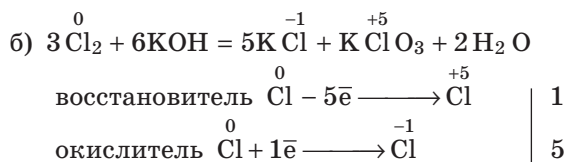
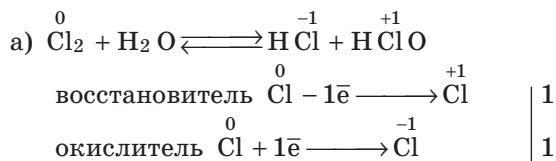


В результате реакций образуются оксиды неметаллов: несолеобразующие и солеобразующие кислотные. И хотя галогены непосредственно с кислородом не соединяются, известны их оксиды: $\overset{+1}{\text{Cl}_2} \overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+4}{\text{Cl}} \overset{-2}{\text{O}_2}$, $\overset{+7}{\text{Cl}} \overset{-2}{\text{O}_7}$, $\overset{+1}{\text{Br}_2} \overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+4}{\text{Br}} \overset{-2}{\text{O}_2}$, $\overset{+5}{\text{I}_2} \overset{-2}{\text{O}_5}$ и др., которые получают косвенным путём.

3. Многие неметаллы могут выступать в роли восстановителя в реакциях со сложными веществами — окислителями:



Существуют и такие реакции, в которых один и тот же неметалл является одновременно и окислителем, и восстановителем. Это реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования):



Итак, подведём итоги. Большинство неметаллов могут выступать в химических реакциях как в роли окислителя, так и в роли восстановителя (восстановительные свойства не присущи только фтору F_2).

Водородные соединения неметаллов

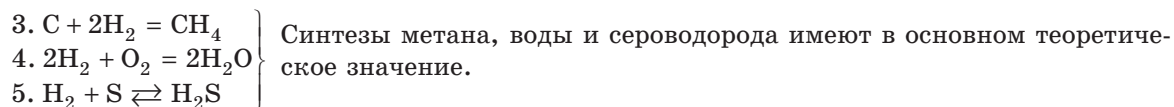
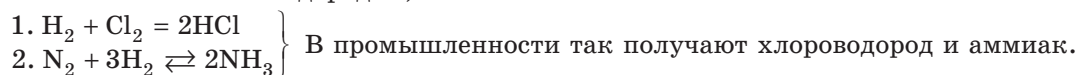
Общим свойством всех неметаллов является образование летучих водородных соединений, в большинстве из которых неметалл имеет низшую степень окисления.

Период	Группа				
	III	IV	V	VI	VII
2	B ₂ H ₆ * диборан	CH ₄ * метан	NH ₃ аммиак	H ₂ O вода	HF фтороводород
3		SiH ₄ * силан	PH ₃ фосфин	H ₂ S сероводород	HCl хлороводород
4			AsH ₃ арсин	H ₂ Se селеноводород	HBr бромоводород
5				H ₂ Te теллуrowодород	HI йодоводород

* Боран (моноборан) BH₃ в индивидуальном состоянии не выявлен. Известны другие бораны: предельные и непредельные. Метан и силан — простейшие водородные соединения C и Si.

Среди приведённых формул веществ много таких, свойства, применение и получение которых вы изучали ранее: CH₄, NH₃, H₂O, H₂S, HCl.

Известно, что наиболее просто эти соединения можно получить непосредственно взаимодействием неметалла с водородом, то есть синтезом:



Все водородные соединения неметаллов образованы ковалентными полярными связями, имеют молекулярное строение и при обычных условиях являются газами, кроме воды (жидкость).

Для водородных соединений неметаллов характерно различное отношение к воде. Метан и силан в ней практически нерастворимы. Аммиак при растворении в воде образует слабое основание NH₃ · H₂O.

При растворении в воде сероводорода, селеноводорода, теллуrowодорода, а также галогеноводородов образуются кислоты с той же формулой, что и сами водородные соединения: H₂S, H₂Se, H₂Te, HF, HCl, HBr, HI.

Если сравнить кислотно-основные свойства водородных соединений, образованных неметаллами одного периода, например, второго (NH₃, H₂O, HF) или третьего (PH₃, H₂S, HCl), то можно сделать вывод о закономерном усилении их кислотных свойств и, соответственно, ослаблении основных. Это, очевидно, связано с тем, что увеличивается полярность связи Э—Н (где Э — неметалл).

Кислотно-основные свойства водородных соединений неметаллов одной подгруппы также отличаются. Например, в ряду галогеноводородов HF, HCl, HBr, HI прочность связи Э—Н уменьшается, т. к. увеличивается длина связи. В растворах HCl, HBr, HI диссоциируют практически полностью — это сильные кислоты, причем их сила увеличивается от HF к HI. При этом HF относится к слабым кислотам, что обусловлено ещё одним фактором — межмолекулярным взаимодействием, образованием водородных связей ...H—F...H—F... . Атомы водорода связаны с атомами фтора F не только своей молекулы, но ещё и соседней.

Обобщая сравнительную характеристику кислотно-основных свойств водородных соединений неметаллов, сделаем вывод об усилении кислотных и ослаблении основных свойств

этих веществ по периодам и главным подгруппам с увеличением атомных номеров образующих их элементов.

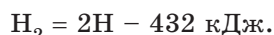
Кроме рассмотренных свойств, водородные соединения неметаллов в окислительно-восстановительных реакциях всегда проявляют свойства восстановителей, ведь в них неметалл имеет низшую степень окисления.

Химические свойства водорода

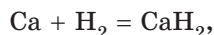
В свободном состоянии водород существует в виде молекул H_2 , атомы связаны в молекулу ковалентной неполярной связью.

Водород (H) — самый лёгкий газ из всех газообразных веществ. Имеет самую высокую теплопроводность и самую низкую температуру кипения (после гелия). Малорастворим в воде. При температуре $-252,8^\circ C$ и атмосферном давлении водород переходит в жидкое состояние.

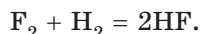
1. Молекула водорода очень прочная, что делает её малоактивной:



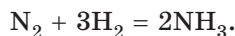
2. При обычных температурах водород вступает в реакцию с активными металлами:



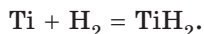
образуя *гидрид* кальция, и с F_2 , образуя фтороводород:



3. При высоких температурах получают аммиак:



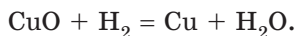
и гидрид титана (металл в порошке):



4. При поджигании водород реагирует с кислородом:



5. Водород обладает **восстановительной** способностью:



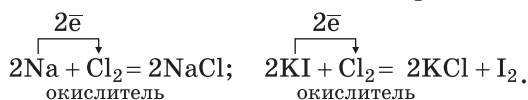
Химические свойства галогенов: хлор, бром, йод

У галогенов наиболее ярко выражены свойства неметаллов.

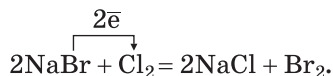
Внешний энергетический уровень у атомов галогенов содержит семь электронов, что соответствует номеру группы Периодической системы — VII. Два электрона занимают *s*-орбиталь, пять — *p*-орбитали. Для элементов этой группы при увеличении числа заполненных электронами уровней размер атомов возрастает, а прочность связи с ядром снижается.

Молекулы галогенов двухатомные (Cl_2 , Br_2 , I_2). Галогены — вещества молекулярного строения. Температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул, повышаются с увеличением молекулярной массы этих веществ. Хлор — газ жёлто-зелёного цвета, бром — красно-коричневая жидкость, йод — твёрдое вещество серо-фиолетового цвета. Водные растворы галогенов в воде называют **хлорной**, **бромной** и **йодной водой**.

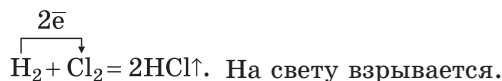
1. Галогены — сильные окислители. Они окисляют простые и сложные вещества:



2. По окислительной активности каждый вышестоящий в Периодической таблице галоген является более сильным по отношению к нижестоящему. Поэтому каждый галоген вытесняет любой нижестоящий из его соединений:



3. Галогены активно реагируют с неметаллами:



4. Галогены реагируют с водой, образуя атомарный кислород:



5. Галогены очень активны в присутствии воды. Так, сухой хлор хранят в железных баллонах, а во влажном хлоре железо быстро ржавеет (совместное действие с водой продуктов реакции — кислоты и атомарного кислорода).

Водный раствор хлороводорода HCl называют **соляной**, или **хлороводородной, кислотой**. Ей присущи все свойства кислот. Соляная кислота принимает участие в пищеварении живых организмов. В огромных масштабах соляная кислота используется во многих отраслях промышленности: химической, нефтедобывающей и нефтеперерабатывающей.

Химические свойства кислорода

Кислород (O) — самый распространённый элемент на Земле. Он находится в атмосфере (21 % по объёму), в земной коре (92 %), в гидросфере (89 %).

Кислород находится в VI группе Периодической системы, в главной подгруппе. Кислород проявляет во всех соединениях валентность II. Это низшая валентность из шести возможных в этой группе.

Кислород образует молекулы O₂. Это газ без запаха, цвета и вкуса. Плотность кислорода при 0 °С и давлении 1 атм. 1,43 г/л, что в 1,11 раза больше плотности воздуха. Кислород малорастворим в воде. При 20 °С и атмосферном давлении в 100 объёмах воды растворяется 3 объёма O₂. Температура кипения кислорода равна –183 °С; при этой температуре и давлении 1 атм. кислород превращается в жидкость голубого цвета.

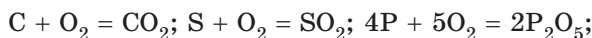
Кислород является одним из самых активных веществ, легко вступающих в химические реакции.

Взаимодействие веществ с кислородом называется **реакцией окисления этих веществ**. Кислород принимает участие в таких *окислительных процессах*: горение, дыхание, ржавление металлов, гниение растительных и животных останков.

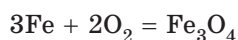
Реакции окисления, сопровождающиеся выделением теплоты и света, называются **реакциями горения**:

а) горение простых веществ:

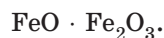
неметаллов:



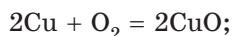
металлов:



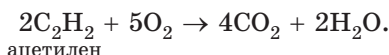
или



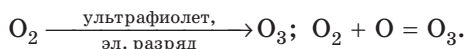
Эти процессы горения происходят быстро. Возможно и медленное горение — **окисление**:



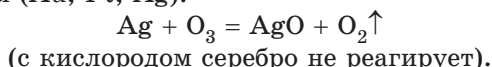
б) горение сложных веществ:



У кислорода есть аллотропная модификация — озон O_3 . Он образуется под воздействием солнечного излучения или электрического разряда:



Озон обладает запахом свежести. Разный состав молекул кислорода и озона определяет их разные свойства. Молекула озона очень непрочная, легко вступает в химические реакции. Озон проявляет сильные окислительные свойства, разрушает органические вещества (резину), окисляет металлы (Au, Pt, Ag):



Химические свойства серы

Атомы серы, как и атомы кислорода, имеют на внешнем энергетическом уровне $6\bar{s}$, два из них — неспаренные. Однако по сравнению с атомами кислорода атомы серы имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, поэтому проявляют *восстановительные свойства*, образуя соединения со степенями окисления +2, +4, +6. По отношению к водороду и металлам сера проявляет окислительные свойства со степенями окисления –2.

Сера (S) — твёрдое кристаллическое вещество жёлтого цвета, имеет молекулярную кристаллическую решётку, легко плавится, в воде нерастворима. Для серы характерна аллотропия. **Ромбическая сера** S_8 — стабильная модификация. Образует кристаллы октаэдрической формы лимонно-жёлтого цвета с $t_{\text{пл}}^\circ = 112,8^\circ\text{C}$. **Моноклинная сера** имеет игольчатые кристаллы с $t_{\text{пл}}^\circ = 119,3^\circ\text{C}$, легко переходит в ромбическую. **Пластическая сера** имеет линейное строение молекул, тёмно-коричневый цвет. Её получают при выливании расплавленной при 160°C серы в холодную воду — образуется резиноподобная тёмно-коричневая масса.

Сера горит в кислороде (проявляет восстановительные свойства): $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$.

Взаимодействует с металлами и водородом (проявляет окислительные свойства):



Химические свойства азота

Азот (N) — первый представитель главной подгруппы V группы Периодической системы. Его атомы содержат на внешнем энергетическом уровне пять электронов, из которых три — неспаренные. Значит, атомы азота могут присоединять три электрона, завершая внешний энергетический уровень, и вследствие этого приобретают степени окисления –3 в соединениях с водородом (аммиак NH_3) и с металлами (нитриды Li_3N , Mg_3N_2).

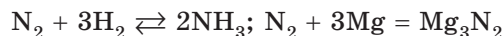
Отдавая свои внешние электроны более электроотрицательным элементам (фтору, кислороду), атомы азота приобретают степени окисления +3 и +5. Атомы азота проявляют восстановительные свойства в степенях окисления +1, +2, +4.

Азот существует в свободном состоянии в виде молекулы N_2 , атомы связаны прочной ковалентной связью $\text{N}\equiv\text{N}$. Азот — бесцветный газ без запаха и вкуса, в атмосфере его содержится 78 %. Азот — составная часть живых организмов.

Важнейшими соединениями азота являются аммиак, азотная кислота и её соли. Азотная кислота и аммиак производятся в промышленности в больших объёмах, т. к. соли (NH_4NO_3 , KNO_3) являются удобрениями. Азотная кислота используется для получения красителей, пластмасс, взрывчатых веществ, лекарств.

Азот — жизненно важный элемент, поэтому круговорот азота в природе обеспечивает им атмосферу, почву, растительные и живые организмы.

Проявляет окислительные свойства (в реакциях с водородом и металлами):



Проявляет восстановительные свойства (в реакции с кислородом): $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$

Получение:

1) в промышленности ректификацией жидкого воздуха;

2) в лаборатории термическим разложением нитрита аммония: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства фосфора

Фосфор (P) — аналог азота. Однако атом фосфора характеризуется большим радиусом, меньшим значением электроотрицательности и более выраженными восстановительными свойствами. У фосфора реже встречается степень окисления -3 (только в *фосфидах* Ca_3P_2 , Na_3P), чаще фосфор в соединениях имеет степень окисления $+5$, а вот соединение *фосфин* (PH_3) — тот редкий случай, когда ковалентная связь между атомами разных элементов неполярная, т. к. электроотрицательности фосфора почти одинаковы.

Химический элемент фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Рассмотрим два простых вещества фосфора: *белый фосфор* и *красный фосфор*. Белый фосфор имеет молекулярную кристаллическую решётку из молекул P_4 . Он в порошкообразном состоянии воспламеняется, светится в темноте, ядовит. Красный фосфор имеет атомную кристаллическую решётку, окисляется на воздухе медленно, нерастворим, неядовит, не светится.

В природе фосфор в свободном виде не встречается — только в виде соединений.

Фосфор также является составной частью тканей организма человека, животных и растений.

Горит в кислороде (проявляет восстановительные свойства): $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$.

Белый фосфор окисляется на воздухе при комнатной температуре: $\text{P}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_3$.

Получение: $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10\text{C} + 6\text{SiO}_2 = \text{P}_4\uparrow + 10\text{CO}\uparrow + 6\text{CaSiO}_3 - Q$.

Химические свойства углерода

Углерод (C) — первый элемент главной подгруппы IV группы Периодической системы. На его высшем энергетическом уровне 4 электрона, поэтому его атомы могут принимать четыре электрона, приобретая степень окисления -4 , т. е. проявлять окислительные свойства, и отдавать свои электроны, проявляя восстановительные свойства, приобретая степень окисления $+4$.

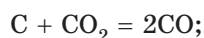
О свойствах аллотропных модификаций алмаза и графита мы уже говорили ранее.

Углерод — это особый химический элемент. Он — основа многообразия органических соединений, из которых построены все живые организмы на планете.

Проявляет восстановительные свойства:

а) горит в кислороде: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + Q$; неполное сгорание: $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO} + Q$.

б) взаимодействует с оксидом углерода (IV), образуя ядовитое вещество угарный газ:



в) восстанавливает металлы из их оксидов: $\text{C} + 2\text{CuO} = \text{CO}_2 + 2\text{Cu}$

Получение — неполное сжигание метана: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{C} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Химические свойства кремния

Кремний (Si) — второй представитель главной подгруппы IV группы. По распространённости в природе кремний — второй после кислорода. Наиболее распространёнными соединениями кремния являются диоксид кремния SiO_2 — кремнезём и силикаты.

Кристаллический кремний имеет структуру алмаза, очень хрупок, относится к тугоплавким веществам. При обычных условиях инертен, что объясняется прочностью его кристаллической решётки.

Соединения кремния служат основой производства стекла и цемента. Состав *оконного стекла*: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Горит в кислороде: $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2 + Q$.

Получение восстановлением оксида кремния (IV):

1) углеродом (в промышленности): $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$;

2) порошком магния (в лаборатории): $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Простые вещества-неметаллы».

Простые вещества-неметаллы		

♦ Закончите предложения.

1. Большинство неметаллов могут выступать в химических реакциях как _____, так и _____.

2. Кислотные свойства водородных соединений неметаллов по периодам и главным группам ослабевают _____.

Ответы на тестовые задания (неделя 14) _____

1 — 3. 2 — 2. 3 — 4. 4 — 4. 5 — 4. 6 — 2. 7 — 2. 8 — 3. 9 — 2. 10 — 2. 11 — 2. 12 — 3.

НЕДЕЛЯ 15

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 2.4. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных
- 2.5. Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов
- 2.6. Характерные химические свойства кислот

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ: ОСНОВНЫХ, АМФОТЕРНЫХ, КИСЛОТНЫХ

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород со степенью окисления (–2).

Общая формула оксидов: $\text{Э}_m\text{O}_n$, где m — число атомов элемента Э, а n — число атомов кислорода. Оксиды могут быть *твёрдыми* (песок SiO_2 , разновидности кварца), *жидкими* (оксид водорода H_2O), *газообразными* (оксиды углерода: углекислый CO_2 и угарный CO газы). По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие.

Несолеобразующими называются такие оксиды, которые не взаимодействуют ни со щелочами, ни с кислотами и не образуют солей. Их немного, в их состав входят неметаллы.

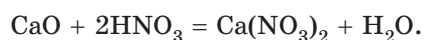
Солеобразующими называются такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Среди солеобразующих оксидов различают оксиды *основные, кислотные, амфотерные*.

Основные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют основания. Например: CaO соответствует Ca(OH)_2 , Na_2O — NaOH .

Типичные реакции основных оксидов:

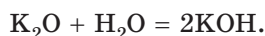
1. Основной оксид + кислота → соль + вода (реакция обмена):



2. Основной оксид + кислотный оксид → соль (реакция соединения):



3. Основной оксид + вода → щёлочь (реакция соединения):

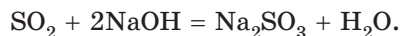


Кислотные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют кислоты. Это оксиды неметаллов: N_2O_5 соответствует HNO_3 , SO_3 — H_2SO_4 , CO_2 — H_2CO_3 , P_2O_5 — H_3PO_4 , а также

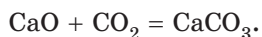
оксиды металлов с большим значением степеней окисления: Cr_2O_3 соответствует H_2CrO_4 , Mn_2O_7 — HMnO_4 .

Типичные реакции кислотных оксидов:

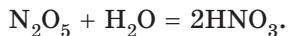
1. Кислотный оксид + основание → соль + вода (реакция обмена):



2. Кислотный оксид + основной оксид → соль (реакция соединения):



3. Кислотный оксид + вода → кислота (реакция соединения):

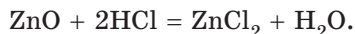


Такая реакция возможна, только если кислотный оксид растворим в воде.

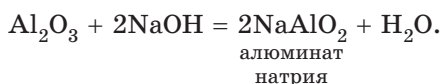
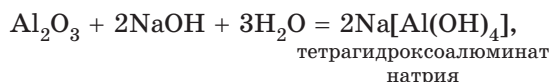
Амфотерными называются оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства. Это ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , V_2O_5 . Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются.

Типичные реакции амфотерных оксидов:

1. Амфотерный оксид + кислота → соль + вода (реакция обмена):



2. Амфотерный оксид + основание → соль + вода или комплексное соединение:



ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ И АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Основания

Основания — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп ($-\text{OH}$).

Общая формула $\text{Me}(\text{OH})_y$, где y — число гидроксогрупп, равное степени окисления металла Me .

В табл. 5 представлена классификация оснований.

Таблица 5

Классификация оснований

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимость в воде	растворимые (щёлочи)	NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
	нерастворимые	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Степень электролитической диссоциации	сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	щёлочи
	слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	нерастворимые основания, водный р-р аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Кислотность (число гидроксогрупп)	однокислотные	NaOH , KOH
	двухкислотные	$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Кислотным и амфотерным оксидами являются соответственно
 1) ZnO и CO₂ 3) NO₂ и Al₂O₃
 2) MgO и Cr₂O₃ 4) Na₂O и SO₃
2. При нагревании взаимодействуют между собой
 1) K₂O и CaO 3) SO₂ и SiO₂
 2) BaO и CO₂ 4) P₂O₅ и NO
3. Выберите вещество, с которым реагирует оксид алюминия.
 1) NaCl 3) H₂O
 2) SO₃ 4) BaSO₄
4. Оксид фосфора P₂O₅ взаимодействует с каждым из двух веществ:
 1) Ca(OH)₂ и BaO
 2) NaCl и H₂O
 3) ZnSO₄ и BaCO₃
 4) Mg(OH)₂ и O₂
5. Выберите пару реагентов, в результате взаимодействия которых можно получить гидроксид железа(II)
 1) железо и вода
 2) оксид железа(II) и вода
 3) сульфат железа(II) и гидроксид натрия
 4) хлорид железа(II) и вода
6. Выберите реакцию, в результате которой можно получить гидроксид натрия.
 1) NaCl + 3H₂O →
 2) NaNO₃ + KOH →
 3) Na₂O + Ba(OH)₂ →
 4) NaI + H₂O →

_____ для ЗАМЕТОК _____

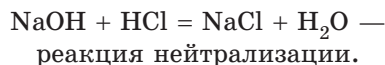
Свойства щелочей — гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов

1. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, изменяют окраску индикаторов: лакмуса — в синий цвет, фенолфталеина — в малиновый.

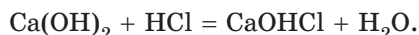
2. Водные растворы диссоциируют:



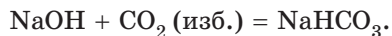
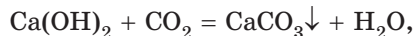
3. Взаимодействуют с кислотами, вступая в реакцию обмена:



Многокислотные основания могут давать средние и основные соли:

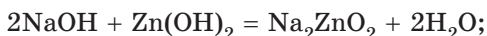
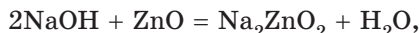


4. Взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя средние и кислые соли в зависимости от основности кислоты, соответствующей этому оксиду:

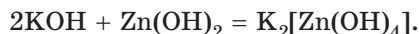


5. Взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами:

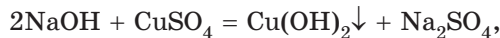
а) *сплавление*:



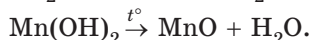
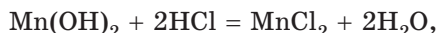
б) *в растворах*:



6. Взаимодействуют с растворимыми в воде солями, если образуется осадок или газ:



Нерастворимые основания (Cr(OH)₃, Mn(OH)₂ и др.) взаимодействуют с кислотами и разлагаются при нагревании:



Амфотерные гидроксиды

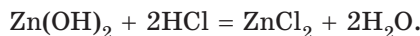
Амфотерными называют соединения, которые в зависимости от условий могут быть как донорами катионов водорода и проявлять кислотные свойства, так и их акцепторами, т. е. проявлять основные свойства.

Амфотерные оксиды и гидроксиды

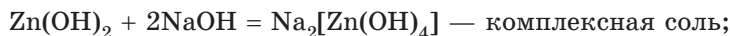
H_2EO_2 Кислотная форма	— EO —	$E(OH)_2$ Основная форма
	$BeO, ZnO, GeO,$ $SnO, PbO, ...$	
H_3EO_3 Кислотная ортоформа	— E_2O_3 —	$E(OH)_3$, чаще
	$Al_2O_3, Ga_2O_3, In_2O_3,$ $Tl_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3,$ $Sb_2O_3, ...$	
HEO_2 Кислотная метаформа		$E_2O_3 \cdot nH_2O,$ $EO(OH)$ Основная форма
H_4EO_4 Кислотная ортоформа	— EO_2 —	$E(OH)_4$, чаще
	$GeO_2, SnO_2, PbO_2,$ $VO_2, TiO_2, ...$	
H_2EO_3 Кислотная метаформа		$EO \cdot nH_2O,$ $EO(OH)_2$ Основная форма

Химические свойства амфотерных соединений

1. Взаимодействуя с сильными кислотами, они обнаруживают основные свойства:



2. Взаимодействуя со щелочами — сильными основаниями, они обнаруживают кислотные свойства:



Комплексными называют соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образовалась по донорно-акцепторному механизму.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Классификация кислот

Кислотами называются сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков.

В обычных условиях кислоты могут быть твёрдыми (фосфорная H_3PO_4 ; кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью является серная кислота H_2SO_4).

Такие газы, как хлороводород HCl , бромоводород HBr , сероводород H_2S , в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Разделение кислот на группы по различным признакам представлено в табл. 6.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Гидроксид калия реагирует с
 - 1) хлористым алюминием
 - 2) гидроксидом натрия
 - 3) гидроксидом железа(II)
 - 4) оксидом магния

8. Укажите уравнение реакции, которое характеризует химические свойства нерастворимых оснований.

- 1) $KOH + KHCO_3 = K_2CO_3 + H_2O$
- 2) $2KOH + SO_3 = K_2SO_4 + H_2O$
- 3) $CuCl_2 + 2NaOH = 2KCl + Cu(OH)_2 \downarrow$
- 4) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$

9. Укажите металл, который не вытесняет водород из соляной кислоты.

- 1) цинк
- 2) железо
- 3) медь
- 4) алюминий

10. Серная кислота (разб.) реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) $Mg(OH)_2$ и N_2
- 2) CaO и SO_3
- 3) Zn и Cu
- 4) $BaCl_2$ и Al

11. Только кислоты расположены в ряду

- 1) H_2SO_4 , NO , $Ba(NO_3)_2$
- 2) $HClO_3$, CH_3COOH , H_2S
- 3) HF , $MgOHCl$, K_2O
- 4) $Ca(OH)_2$, $HClO$, HCl

12. Укажите продукт взаимодействия концентрированной серной кислоты с медью.

- 1) сульфат меди(II)
- 2) сульфат меди(II) и водород
- 3) гидросульфат меди
- 4) сульфат меди, вода и оксид серы (IV)

===== ДЛЯ ЗАМЕТОК =====

Часто путают понятия *летучесть* и *устойчивость* (стабильность). Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, то есть испаряются. Например, соляная кислота является летучей, но устойчивой, стабильной кислотой. О летучести нестабильных кислот судить нельзя. Например, нелетучая нерастворимая кремниевая кислота разлагается на воду и SiO_2 .

Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и ряда других кислот не имеют окраски. Водный раствор хромовой кислоты H_2CrO_4 имеет жёлтую окраску, марганцевой кислоты HMnO_4 — малиновую.

Таблица 6

Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	а) кислородные б) бескислородные	H_3PO_4 , HNO_3 H_2S , HCl , HBr
Основность	а) одноосновные б) двухосновные в) трёхосновные	HCl , HNO_3 H_2S , H_2SO_4 H_3PO_4
Растворимость в воде	а) растворимые б) нерастворимые	H_2SO_4 , H_2S , HNO_3 H_2SiO_3
Летучесть	а) летучие б) нелетучие	H_2S , HCl , HNO_3 H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4
Степень электролитической диссоциации	а) сильные б) слабые	H_2SO_4 , HCl , HNO_3 H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3
Стабильность	а) стабильные б) нестабильные	H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3

Свойства кислот

Кислый вкус, воздействие на индикаторы, электрическая проводимость, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями, образование сложных эфиров со спиртами — эти свойства являются общими для неорганических и органических кислот.

1. В воде кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков, например:



Растворы кислот изменяют цвет индикаторов: лакмуса — в красный, метилового оранжевого — в розовый, цвет фенолфталеина не изменяют.

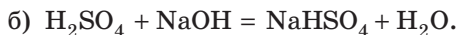
2. Растворы кислот реагируют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений левее водорода, при соблюдении ряда условий, важнейшим из которых является образование в результате реакции растворимой соли:



3. Неорганические и органические кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами при условии, что образуется растворимая соль:

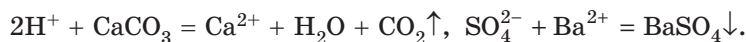


4. И те, и другие кислоты вступают в реакцию с основаниями. Многоосновные кислоты могут образовывать как средние, так и кислые соли (это реакции нейтрализации):



кислая соль

5. Реакция между кислотами и солями идёт только в том случае, если образуется осадок или газ:

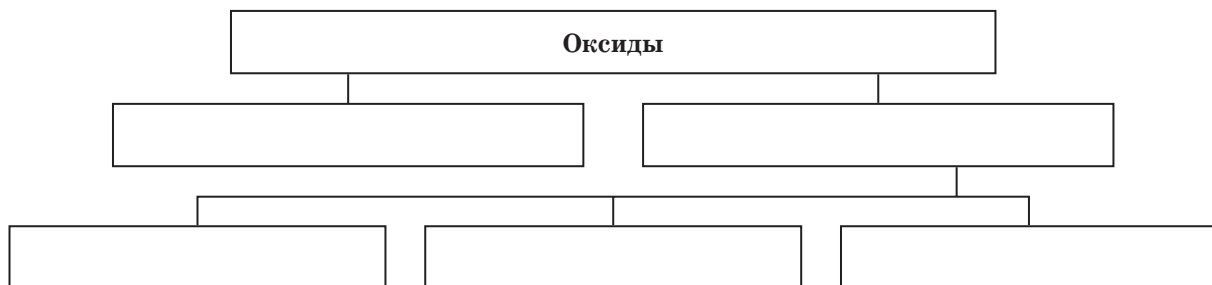


Взаимодействие H_3PO_4 с известняком прекратится из-за образования на поверхности последнего нерастворимого осадка $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Особенности свойств азотной HNO_3 и концентрированной серной H_2SO_4 (конц.) кислот обусловлены тем, что при их взаимодействии с простыми веществами (металлами и неметаллами) окислителями будут выступать не катионы H^+ , а нитрат- и сульфат-ионы. Логично ожидать, что в результате таких реакций образуется не водород H_2 , а другие вещества: обязательно соль и вода, а также один из продуктов восстановления нитрат- или сульфат-ионов в зависимости от концентрации кислот, положения металла в ряду напряжений и условий реакции (температуры).

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Оксиды».



♦ Закончите предложения.

1. Щёлочи — это _____

2. К сильным кислотам относятся _____

Ответы на тестовые задания (неделя 15)

1 — 3. 2 — 2. 3 — 2. 4 — 1. 5 — 3. 6 — 2. 7 — 1. 8 — 4. 9 — 3. 10 — 4. 11 — 2. 12 — 4.

НЕДЕЛЯ 16

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 2.7. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)
2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ

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

Номенклатура солей

Соли — это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка.

Названия солей кислородсодержащих кислот состоят из двух слов: названия иона, образованного кислотным остатком, в именительном падеже и названия иона металла — в родительном. Названия ионов кислотных остатков составляются, в свою очередь, из корней названий элементов с суффиксами *-ат* для высшей степени окисления и *-ит* для низшей степени окисления атомов элемента-неметалла, образующего сложный ион остатка кислородсодержащей кислоты. Например, соли азотной кислоты HNO_3 называются нитратами: KNO_3 — нитрат калия, а соли азотистой кислоты HNO_2 — нитритами: $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ — нитрит кальция. Если же металл проявляет различные степени окисления, то они указываются в скобках римской цифрой, например: $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_4$ — сульфат железа(II) и $\text{Fe}_2^{3+}(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа(III).

Номенклатура солей приведена в табл. 7.

Таблица 7

Номенклатура солей

Название кислоты	Формула	Название солей	Формула (пример)
Азотистая	HNO_2	Нитриты	KNO_2
Азотная	HNO_3	Нитраты	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды	FeCl_3
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты	K_2SO_3
Серная	H_2SO_4	Сульфаты	Na_2SO_4
Сероводородная	H_2S	Сульфиды	FeS
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты	CaCO_3
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты	Na_2SiO_3

Растворимость солей

По растворимости в воде соли делятся на растворимые (Р), нерастворимые (Н) и малорастворимые (М). Для определения растворимости солей пользуются таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде. Если таблицы под рукой нет, то можно воспользоваться правилами. Их легко запомнить.

1. Растворимы все соли азотной кислоты — нитраты.
2. Растворимы все соли соляной кислоты — хлориды, кроме AgCl (Н), PbCl_2 (М).
3. Растворимы все соли серной кислоты — сульфаты, кроме BaSO_4 (Н), PbSO_4 (Н).
4. Растворимы соли натрия и калия.
5. Не растворяются все фосфаты, карбонаты, силикаты и сульфиды, кроме солей для Na^+ и K^+ .

Классификация солей

Из всех химических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твёрдые вещества, они отличаются друг от друга по цвету и растворимости в воде.

В начале XIX в. шведский химик Й. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями или соединений, полученных заменой атомов водорода в кислоте металлом. По этому признаку различают соли *средние, кислые и основные*.

Средние, или нормальные, соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Именно с этими солями вы уже знакомы и знаете их номенклатуру. Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

CuSO_4 — сульфат меди(II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:



Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

К кислым солям относят, например, питьевую соду NaHCO_3 , которая состоит из катиона металла Na^+ и кислотного однозарядного остатка HCO_3^- . Для кислой кальциевой соли формула записывается так: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Названия этих солей складываются из названий средних солей с прибавлением приставки *гидро-*, например:

$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Хлорид цинка реагирует с
 - 1) гидроксидом натрия
 - 2) гидроксидом хрома(III)
 - 3) азотной кислотой
 - 4) нитратом бария
2. Выберите реакцию, в результате которой можно получить и выделить хлорид железа(II).
 - 1) $\text{FeO} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 - 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 - 3) $\text{BaCl}_2 + \text{FeSO}_4 \rightarrow$
 - 4) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
3. Укажите реакцию ионного обмена, которая протекает до конца.
 - 1) хлористый натрий и сульфат калия
 - 2) сульфат кальция и соляная кислота
 - 3) хлорид кальция и нитрат серебра
 - 4) нитрат натрия и сульфат калия
4. Выберите вещество, с которым реагирует сульфат магния.
 - 1) хлорид натрия
 - 2) хлорид бария
 - 3) нитрат калия
 - 4) соляная кислота
5. Какой продукт образуется при растворении гидроксида алюминия в избытке серной кислоты?
 - 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - 2) $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$
 - 3) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
 - 4) $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$
6. Выберите пару кислот, которая образует кислые соли.
 - 1) HCl и H_3PO_4
 - 2) H_2SO_4 и H_2CO_3
 - 3) H_2S и H_2SiO_3
 - 4) HClO и HNO_3

===== ДЛЯ ЗАМЕТОК =====

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Укажите схему реакции, в которой образуется основная соль.

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow$
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$
- 3) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 4) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

8. В состав основной соли входят

- 1) катионы водорода, анионы кислотного остатка и гидроксо-группы
- 2) катионы металла и гидроксо-группы
- 3) катионы металла, водород и гидроксогруппы
- 4) гидроксокатионы металла и анионы кислотного остатка

9. Выберите вещество, с которым взаимодействует гидросульфат магния.

- 1) оксид кремния
- 2) гидроксид магния
- 3) азотная кислота
- 4) сульфат бария

10. В цепочке превращений

$\text{Ca} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{CO}_2} \text{X}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{X}_3 + \text{H}_2\text{O}$
формулой конечного вещества является

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 2) CaSO_4
- 3) CaCO_3
- 4) CaO

11. Конечным продуктом в цепочке превращений

$\text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{KOH}} \text{X}_2 \xrightarrow{\text{BaCl}_2} \text{X}_3$
является

- 1) фосфат калия
- 2) гидрофосфат бария
- 3) фосфат бария
- 4) фосфорная кислота

_____ для ЗАМЕТОК _____

Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Например, к таким солям относится знаменитый малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, о котором вы читали в сказках П. Бажова. Он состоит из двух основных катионов CuOH^+ и двухзарядного аниона кислотного остатка CO_3^{2-} .

Катион CuOH^+ имеет заряд +1, поэтому в молекуле два таких катиона и один двухзарядный анион CO_3^{2-} объединены в электронейтральную соль.

Названия этих солей такие же, как и у нормальных солей, но с прибавлением приставки *гидроксо-*, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди(II) или AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия. Большинство основных солей нерастворимы или малорастворимы.

Последние диссоциируют так:



Свойства солей

Типичные реакции солей

1. Соль + кислота \rightarrow другая соль + другая кислота.
(реакция обмена)

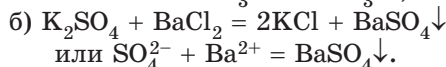
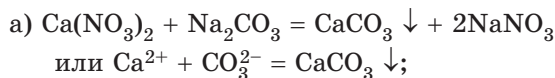
2. Соль + щёлочь \rightarrow другая соль + другое основание.
(реакция обмена)

3. Соль₁ + соль₂ \rightarrow соль₃ + соль₄.
(реакция обмена: в реакцию вступают две соли, в результате её получаются две другие соли)

4. Соль + металл \rightarrow другая соль + другой металл.
(реакция замещения)

Первые две реакции обмена были подробно рассмотрены ранее.

Третья реакция также является реакцией обмена. Она протекает между растворами солей и сопровождается образованием осадка, например:



Четвёртая реакция солей связана с положением металла в электрохимическом ряду напряжений металлов (см. Электрохимический ряд напряжений металлов).

Второе правило ряда напряжений: каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений. Это правило соблюдается при выполнении следующих условий:

- а) обе соли (и реагирующая, и образующаяся в результате реакции) должны быть растворимыми;
- б) металлы не должны взаимодействовать с водой, поэтому металлы главных подгрупп I и II групп (для последней начиная с Ca) не вытесняют другие металлы из растворов солей.

Комплексные соединения

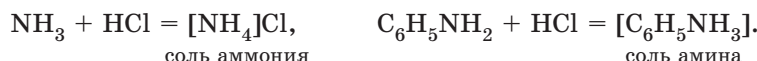
При взаимодействии со щелочами амфотерных оксидов и гидроксидов в растворе образуются *комплексные соли*, состав которых может быть отражен формулой



тетрагидроксоалюминат натрия

Комплексными называют соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образовывалась по донорно-акцепторному механизму.

В переводе с латинского *complexus* означает сочетание. Действительно, очень многие комплексные соединения получают из двух или трёх веществ, например:



Малорастворимый гидроксид алюминия под воздействием гидроксид-ионов OH^- переходит в раствор в виде иона $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$:



Комплексные, или координационные соединения, построены так: в центре находится атом или ион (он называется комплексообразователем), а вокруг него — атомы, молекулы или ионы, образовавшие с ним ковалентные связи по донорно-акцепторному механизму (называются *лигандами*). Это могут быть анионы кислот, молекулы небольшого размера (H_2O , NH_3 , CO), имеющие атомы с неподелёнными электронными парами.

Общее число лигандов, непосредственно связанных с центральным атомом, называется *координационным числом*. Последнее изменяется от 1 до 12 (но чаще атом образует *внутреннюю сферу* комплекса (её заключают в квадратные скобки)). Внешняя сфера состоит из ионов, не связанных непосредственно с комплексообразователем. Внутренняя сфера участвует в химических реакциях как один многоатомный ион, внешняя сфера — как обычные ионы.

Например, строение тетрагидроксоалюмината натрия:



и уравнение его диссоциации:

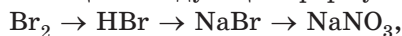


Комплексные соединения играют большую роль в жизнедеятельности живых организмов. Почти все ферменты, гормоны, хлорофилл растений и гемоглобин животных, лекарства представляют собой комплексные соединения.

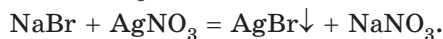
ВЗАИМОСВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Материальный мир, в котором мы живем и крохотной частичкой которого мы являемся, един и в то же время бесконечно разнообразен. Единство и многообразие химических веществ этого мира наиболее ярко проявляется в **генетической связи** веществ, которая отражается в так называемых **генетических рядах**. Выделим наиболее характерные признаки таких рядов.

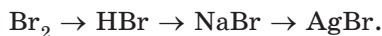
1. Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом. Например, ряд, записанный с помощью следующих формул:



нельзя считать генетическим, т. к. в последнем звене элемент бром отсутствует, хотя реакция для перехода от NaBr к NaNO_3 легко осуществима:



Этот ряд мог бы считаться генетическим рядом элемента брома, если бы его завершили, например, так:



2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам, т. е. отражать разные формы его существования.

3. Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями. По этому признаку различают полные и неполные генетические ряды. Приведённый выше генетический ряд брома будет неполным, незавершённым. А вот ряд:



уже как полный: он начинался простым веществом бромом и им же закончился.

Обобщая сказанное выше, можно дать следующее определение генетического ряда.

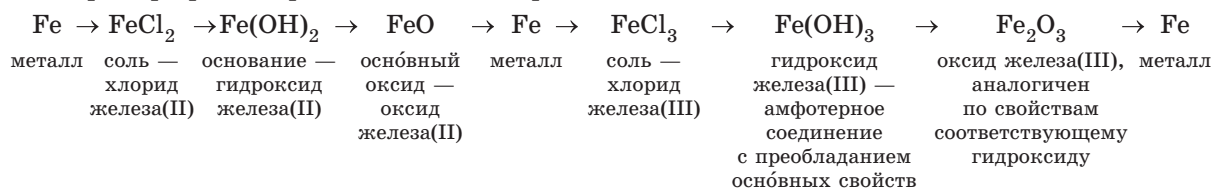
Генетическим называется ряд веществ — представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис.

Генетическая связь — понятие более общее, чем генетический ряд, который является пусть и ярким, но частным проявлением этой связи, реализующейся при любых взаимных превращениях веществ. Тогда, очевидно, под это определение подходит и первый приведённый в тексте ряд веществ.

Для характеристики генетической связи неорганических веществ мы рассмотрим три разновидности генетических рядов.

Генетический ряд металла

Наиболее богат ряд металла, у которого проявляются разные степени окисления. В качестве примера рассмотрим генетический ряд железа со степенями окисления +2 и +3:

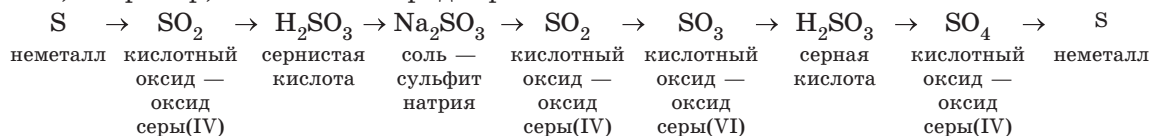


Напомним, что для окисления железа в хлорид железа(II) нужно взять более слабый окислитель, чем для получения хлорида железа(III):

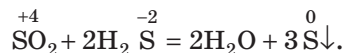


Генетический ряд неметалла

Аналогично ряду металла более богат связями ряд неметалла с разными степенями окисления, например, генетический ряд серы со степенями окисления +4 и +6:



Затруднение может вызвать лишь последний переход. Руководствуйтесь правилом: чтобы получить простое вещество из окисленного соединения элемента, нужно взять для этой цели самое восстановленное его соединение, например летучее водородное соединение неметалла. В нашем случае:



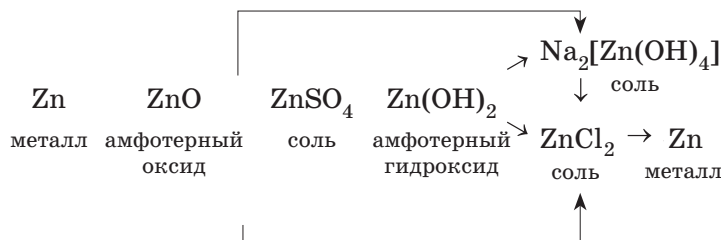
По этой реакции в природе из вулканических газов образуется сера.

Аналогично для хлора:



Генетический ряд металла, которому соответствуют амфотерные оксид и гидроксид

Этот ряд очень богат связями, т. к. они проявляют в зависимости от условий то кислотные, то основные свойства. Рассмотрим генетический ряд цинка:



КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Соедините названия солей и кислот, из которых они образуются.

- | | |
|-----------|------------------|
| нитрит • | • серная |
| сульфид • | • азотистая |
| нитрат • | • сероводородная |
| сульфат • | • сернистая |
| сульфит • | • азотная |

♦ Закончите предложения.

Ряд веществ, представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис, называется_____.

Ответы на тестовые задания (неделя 16)

1 — 1. 2 — 3. 3 — 3. 4 — 2. 5 — 3. 6 — 2. 7 — 2. 8 — 4. 9 — 2. 10 — 4. 11 — 3.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)»

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Установите соответствие между классом неорганических соединений и формулой вещества: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

КЛАСС НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

- А) кислая соль
Б) средняя соль
В) амфотерный оксид
Г) кислота

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) KMnO_4
2) HPO_3
3) ZnO
4) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$
5) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
6) SO_3

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между тривиальными названиями и формулами веществ: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ТРИВИАЛЬНОЕ НАЗВАНИЕ

- А) мел
Б) поташ
В) сода питьевая
Г) сода кальцинированная

ФОРМУЛА

- 1) MgCO_3
2) NaHCO_3
3) Na_2CO_3
4) CaCO_3
5) K_2CO_3

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между схемой химического превращения и названием этого процесса: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СХЕМА ПРЕВРАЩЕНИЙ

- А) $2\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$
 Б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_3^-$
 В) $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$
 Г) $\text{ClO}_3 \rightarrow 2\text{Cl}^-$

НАЗВАНИЕ ПРОЦЕССА

- 1) окисление хлора
 2) окисление хлорид-иона
 3) восстановление хлора
 4) восстановление хлорид-иона
 5) восстановление хлорит-иона

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между формулами солей и их названиями: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
 Б) $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$
 В) FeOHSO_4
 Г) $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- 1) гидросульфат железа
 2) гидросульфат железа(III)
 3) карбонат железа(III)
 4) дигидрофосфат
 5) гидрокарбонат железа(II)

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Установите соответствие соли кислоте и оксиду, из которых она образована: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) KMnO_4
 Б) CuCl_2
 В) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 Г) NaH_2PO_4

ФОРМУЛЫ КИСЛОТ И ОКСИДОВ

- 1) HNO_3 и FeO
 2) H_2SO_4 и Al_2O_3
 3) H_3PO_4 и Na_2O
 4) HCl и CuO
 5) HMnO_4 и K_2O

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ — МЕТАЛЛОВ: ЩЕЛОЧНЫХ, ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ, АЛЮМИНИЯ; ПЕРЕХОДНЫХ ЭЛЕМЕНТОВ (МЕДИ, ЦИНКА, ХРОМА, ЖЕЛЕЗА)»

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из приведённого перечня выберите две формулы щелочей.

- 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 3) LiOH 4) $\text{Be}(\text{OH})_2$ 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Ответ:

2. Из приведённого перечня выберите две схемы реакций, которые невозможны.

- 1) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
2) $\text{Ba} + \text{HCl} \rightarrow$
3) $\text{BaO} + \text{MgO} \rightarrow$
4) $\text{BaSO}_4 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$
5) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

Ответ:

3. Из приведённого перечня выберите уравнения двух реакций, которые происходят при обычных условиях.

- 1) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow$
2) $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$
5) $\text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow$
3) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Ответ:

4. Из приведённого перечня выберите два металла, которые в реакции с разбавленной серной кислотой **не вытесняют** водород.

- 1) олово 2) медь 3) барий 4) серебро 5) калий

Ответ:

5. Из приведённого перечня выберите названия двух пар веществ, при взаимодействии которых можно получить гидроксид железа(III).

- 1) хлорид железа(II) и гидроксид натрия
2) гидроксид железа(II) и перекись водорода
3) железо и вода
4) оксид железа(III) и вода
5) сульфат железа(III) и гидроксид калия

Ответ:

6. Из приведённого перечня выберите два ряда, в которых перечислены только формулы амфотерных гидроксидов.

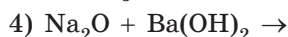
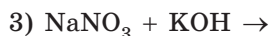
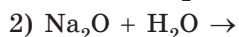
- 1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$
3) $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$
4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$
5) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$

Ответ:

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ И АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ»

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

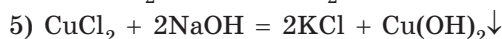
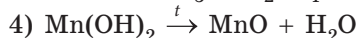
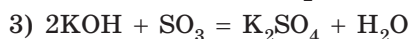
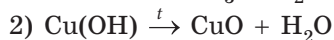
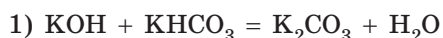
1. Из предложенного перечня выберите схемы двух реакций, в результате которых можно получить гидроксид натрия.



Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два уравнения реакции, которые характеризуют химические свойства нерастворимых оснований.



Ответ:

--	--

3. Установите соответствие между реагентами и признаками химических реакций между ними: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЯ РЕАГЕНТОВ

А) гидроксид калия и хлорид меди(II)

Б) хлорид натрия и нитрат серебра

В) гидроксид железа(III) и серная кислота

Г) гидроксид калия и нитрат аммония

ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1) появление запаха аммиака

2) выделение белого осадка

3) растворение осадка

4) выделение голубого желеобразного осадка

5) выделение бурого газа

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

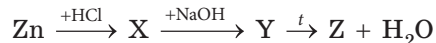
4. Из предложенного перечня выберите две пары названий реагентов, в результате взаимодействия которых можно получить гидроксид железа(II).

- 1) железо и вода
- 2) оксид железа(II) и вода
- 3) сульфат железа(II) и гидроксид натрия
- 4) хлорид железа(II) и вода
- 5) хлорид железа(II) и гидроксид калия

Ответ:

--	--

5. Задана следующая схема превращения веществ:



Определите формулы веществ X, Y, Z.

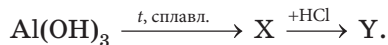
- 1) ZnCl_2
- 2) ZnO
- 3) Zn(OH)_2
- 4) $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
- 5) $\text{Zn(NO}_3)_2$

Запишите в таблицу номера выбранных формул веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

6. Задана следующая цепочка превращений:



Определите, какие из указанных формул веществ являются веществами X и Y.

- 1) AlCl_3
- 2) AlOHCl_2
- 3) $\text{Na[Al(OH)}_4]$
- 4) Al_2O_3
- 5) NaAlO_2

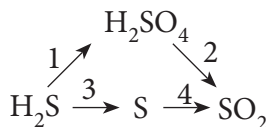
Запишите в таблицу номера выбранных формул веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

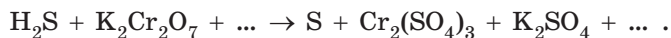
А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

7. При проведении каких реакций можно осуществить следующие превращения:



8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ»

Ответом к заданиям 1—4 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых расположены только формулы кислот.

- 1) H_2SO_4 , NO , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 2) H_2SiO_3 , HF , H_2MnO_4
- 3) HClO_3 , CH_3COOH , H_2S
- 4) HI , MgOHCl , K_2O
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO , HCl

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите названия продуктов взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой (две позиции).

- 1) сульфат меди(II)
- 2) сульфат меди(II) и водород
- 3) гидросульфат меди
- 4) сульфат меди и вода
- 5) оксид серы(IV)

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите формулы трёх слабых кислот.

- | | |
|-----------------------------|--------------------|
| 1) H_2S | 4) HJ |
| 2) CH_3COOH | 5) HNO_2 |
| 3) HNO_3 | 6) HMnO_4 |

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите схемы двух реакций, в результате которых можно получить азотную кислоту.

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 4) $\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 2) $\text{NaNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ | 5) $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 3) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) \rightarrow$ | |

Ответ:

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

5. Какие из перечисленных формул веществ могут реагировать с раствором серной кислоты: KCl , NH_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KMnO_4 ? Напишите уравнения пяти возможных реакций.
6. Медную пластинку массой 100 г погрузили в раствор массой 131,5 г с массовой долей нитрата ртути(I) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 20 %. Определите массу пластинки после окончания реакции.

**ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ
СВОЙСТВА СОЛЕЙ: СРЕДНИХ, КИСЛЫХ, ОСНОВНЫХ, КОМПЛЕКСНЫХ
(НА ПРИМЕРЕ СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ И ЦИНКА)»**

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два ряда, в которых расположена формула основной соли.

- 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHSO_3 , Na_3PO_4
- 2) ZnBr_2 , Na_2SO_4 , ZnOHBr
- 3) CaCl_2 , Na_2SiO_3 , CaHPO_4
- 4) MgOHCl , Na_2SiO_3 , CaHPO_4
- 5) NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, ZnS

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два уравнения, которые характеризуют свойства кислых солей.

- 1) $\text{CaCO}_3 = \text{CO}_2 + \text{CaO}$
- 2) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 3) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CO}_2 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ:

--	--

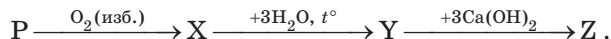
3. Из предложенного перечня выберите названия двух пар веществ, при взаимодействии которых выделяется газ.

- 1) гидроксид аммония и гидроксид натрия
- 2) хлорид аммония и гидроксид натрия
- 3) нитрат серебра и хлорид натрия
- 4) хлорид калия и нитрат натрия
- 5) карбонат кальция и уксусная кислота

Ответ:

--	--

4. Задана следующая схема превращения веществ:



Определите в схеме превращений формулы веществ X, Y, Z.

- 1) ортофосфат кальция
- 2) оксид фосфора(V)
- 3) дигидрофосфат кальция
- 4) фосфорная кислота
- 5) гидрофосфат кальция

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y	Z

5. Установите соответствие между формулами солей и названиями их анионов: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

НАЗВАНИЕ АНИОНА

A) K_3P

1) фосфат

Б) KH_2PO_4

2) гидрофосфат

B) K_2HPO_4

3) дигидрофосфат

$$\Gamma) \text{ K}(\text{PO}_4)_3$$

4) фосфид

5) фосфин

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г

6. Установите соответствие между формулами солей-нитратов и продуктами их термического разложения: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

НАЗВАНИЯ ПРОДУКТОВ ТЕРМИЧЕСКОГО РАЗЛОЖЕНИЯ

A) NaNO_3

1) металл + оксид азота(IV) + кислород

Б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

2) нитрит металла + кислород

B) AgNO_3

3) оксид металла + азот + кислород

4) оксид металла + оксид азота(IV) + кислород

5) нитрид металла + оксид азота(II) + кислород

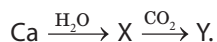
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ВЗАИМОСВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ»

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Задана следующая схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных формул веществ являются веществами X и Y.

1) Ca(OH)_2

4) CaO

2) CaSO_3

5) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

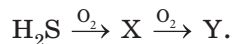
3) CaCO_3

Запишите в таблицу номера выбранных названий веществ под соответствующими буквами.

ОТВЕТ:

X	Y

2. Задана следующая схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных названий веществ являются веществами X и Y.

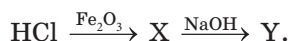
- 1) сульфид натрия
- 2) оксид серы(VI)
- 3) сернистая кислота
- 4) серная кислота
- 5) оксид серы(IV)

Запишите в таблицу номера выбранных названий веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

3. Задана следующая схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных формул веществ являются веществами X и Y соответственно.

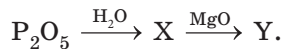
- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, FeCl_2
- 2) Cl_2O_7 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 3) HClO , FeCl_2
- 4) FeCl_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 5) HClO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$

Запишите в таблицу номера формул выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

4. Задана следующая схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных названий веществ являются веществами X и Y соответственно.

- 1) ортофосфат магния
- 2) ортофосфорная кислота
- 3) метафосфорная кислота
- 4) сульфат магния
- 5) гидрофосфат магния

Запишите в таблицу номера выбранных названий веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

5. Установите соответствие между формулами веществ и их принадлежностью к определённым классам неорганических веществ: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

А) $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$

Б) CrO

В) H_3BO_3

Г) Cr_2O_3

КЛАСС НЕОРГАНИЧЕСКИХ
ВЕЩЕСТВ

1) кислота

2) основание

3) основной оксид

4) амфотерный оксид

5) соль

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

А	Б	В	Г

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

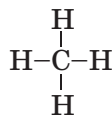
ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ А. М. БУТЛЕРОВА. ИЗОМЕРИЯ И ГОМОЛОГИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Подобно тому, как для неорганической химии основой развития являются Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, для органической химии основополагающей стала теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.

Основным постулатом теории Бутлерова является положение о *химическом строении*.

Под химическим строением понимают порядок соединения атомов химических элементов в молекуле согласно их валентности.

Этот порядок может быть отображён при помощи структурных формул, в которых валентности атомов обозначаются чёрточками: одна чёрточка соответствует единице валентности атома химического элемента. Например, для органического вещества метана, имеющего молекулярную формулу CH_4 , структурная формула выглядит так:



Основные положения теории А. М. Бутлерова

1. Атомы в молекулах органических веществ связаны друг с другом согласно их валентности. Углерод в органических соединениях всегда четырёхвалентен, а его атомы способны соединяться друг с другом, образуя различные цепи.

2. Свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и порядком соединения атомов в молекуле, т. е. химическим строением вещества.

3. Свойства органических соединений зависят не только от состава вещества и порядка соединения атомов в его молекуле, но и от взаимного влияния атомов и групп атомов друг на друга.

Теория строения органических соединений является динамичным и развивающимся учением. По мере развития знаний о природе химической связи, о влиянии электронного строения молекул органических веществ стали пользоваться, кроме *эмпирических* и *структурных*, *электронными* формулами. В таких формулах указывают направление смещения электронных пар в молекуле.

Квантовая химия и химия строения органических соединений подтвердили учение о пространственном направлении химических связей (*цис*- и *транс*изомерия), изучили энергетические характеристики взаимных переходов у изомеров, позволили судить о взаимном влиянии атомов в молекулах различных веществ, создали предпосылки для прогнозирования видов изомерии и направления и механизма протекания химических реакций.

Органические вещества имеют ряд особенностей.

1. В состав всех органических веществ входят углерод и водород, поэтому при горении они образуют углекислый газ и воду.

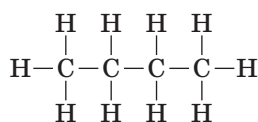
2. Органические вещества построены сложно и могут иметь огромную молекулярную массу (белки, жиры, углеводы).

3. Органические вещества можно расположить в ряды сходных по составу, строению и свойствам **гомологов**.

4. Для органических веществ характерной является **изомерия**.

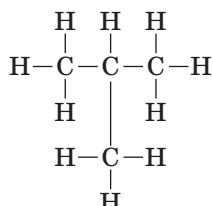
Изомерия

Свойства органических веществ зависят не только от их состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле.



бутан (C_4H_{10})

$t_{\text{кип.}}^{\circ} = -0,5^{\circ}\text{C}$



изобутан (C_4H_{10})

$t_{\text{кип.}}^{\circ} = -11,7^{\circ}\text{C}$

Изомерия — это явление существования разных веществ (изомеров) с одинаковым качественным и количественным составом, т. е. с одинаковой молекулярной формулой.

Различают два вида изомерии: *структурную* и *пространственную (стереоизомерию)*. Структурные изомеры отличаются друг от друга порядком связи атомов в молекуле; стереоизомеры — расположением атомов в пространстве при одинаковом порядке связей между ними.

Структурная изомерия

Изомерия углеродного скелета обусловлена различным порядком связи между атомами углерода, образующими скелет молекулы. Как уже было показано, молекулярной формуле C_4H_{10} соответствуют два углеводорода: *n*-бутан и изобутан. Для углеводорода C_5H_{12} возможны три изомера: пентан, изопентан и неопентан.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Дополните фразу: «Свойства органических соединений зависят от...»

- 1) качественного состава молекул
- 2) качественного и количественного состава молекул
- 3) качественного и количественного состава и от пространственного строения молекул
- 4) качественного и количественного состава, пространственного строения молекул и взаимного влияния атомов

2. Изомерами являются

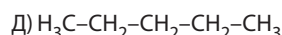
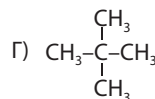
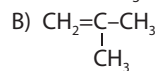
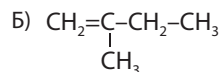
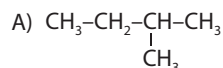
- 1) *n*-бутан и бутадиен-1,3
- 2) 2-метилбутан и 2-метилпропан
- 3) 2-метилпентан и 2,3-дибутилбутан
- 4) бутен-1 и 2-метилбутен

3. Какая химическая связь в молекуле способствует образованию *цис*- и *транс*изомеров?

- 1) тройная
- 2) одинарная
- 3) тройная и одинарная
- 4) двойная

4. Из приведённых структурных формул веществ выберите изомеры и укажите их число.

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 5

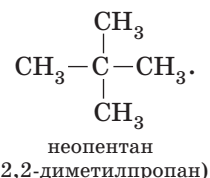
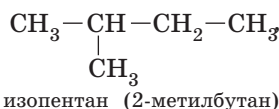


5. Укажите вещество, которое имеет изомеры.

- 1) C_3H_6 2) CH_4 3) C_3H_8 4) C_4H_{10}

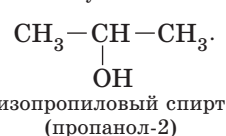
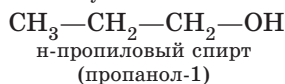
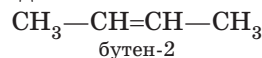
ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

6. Изомерами положения кратной связи являются
 - 1) бутан и метилпропен
 - 2) пентин-1 и 3-метилбутин-1
 - 3) бутанол-1 и бутанол-2
 - 4) гексен-1 и гексен-3
7. У изомеров одинаковы:
 - 1) физические свойства
 - 2) химические свойства
 - 3) как качественный, так и количественный состав молекул
 - 4) структурные формулы молекул
8. Органическое вещество, молекулярная формула которого C_6H_{10} , относится к гомологическому ряду
 - 1) метана
 - 2) этилена
 - 3) бензола
 - 4) ацетилена
9. Пропен имеет общую формулу соединений гомологического ряда
 - 1) C_nH_{2n+2}
 - 2) C_nH_{2n-2}
 - 3) C_nH_{n+2}
 - 4) C_nH_{2n}
10. Гомологами являются
 - 1) толуол и пропилбензол
 - 2) циклопропан и пропан
 - 3) этен и ацетилен
 - 4) этин и этан
11. Представителем гомологического ряда алкинов является
 - 1) метилпропен
 - 2) винилацетилен
 - 3) этилацетилен
 - 4) диметилэтилен
12. Укажите формулу гомолога вещества $CH_2=C=CH_2$.
 - 1) $CH_2=C=CH-CH_3$
 - 2) $CH=CH-CH_3$
 - 3) $CH_2=CH-CH=CH_2$
 - 4) $H_3C-CH=CH-CH_3$

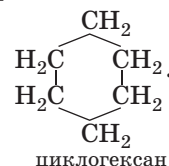
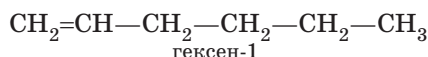


С увеличением числа атомов углерода в молекуле число изомеров быстро растёт. Для углеводорода $C_{10}H_{22}$ их уже 75, а для углеводорода $C_{20}H_{44}$ — 366 319.

Изомерия положения обусловлена различным положением кратной связи, заместителя, функциональной группы при одинаковом углеродном скелете молекулы:



Изомерия различных классов органических соединений (межклассовая изомерия) обусловлена различным положением и сочетанием атомов в молекулах веществ, имеющих одинаковую молекулярную формулу, но принадлежащих к разным классам. Так, молекулярной формуле C_6H_{12} соответствует ненасыщенный углеводород гексен-1 и циклический углеводород циклогексан.



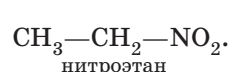
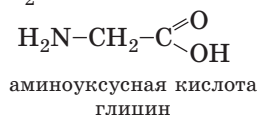
Изомерами являются углеводород, относящийся к алкинам, — бутин-1 и углеводород с двумя двойными связями в цепи бутадиен-1,3:



Диэтиловый эфир и бутиловый спирт имеют одинаковую молекулярную формулу $C_4H_{10}O$:



Структурными изомерами являются аминокислотная кислота и нитроэтан, отвечающие молекулярной формуле $C_2H_5NO_2$:

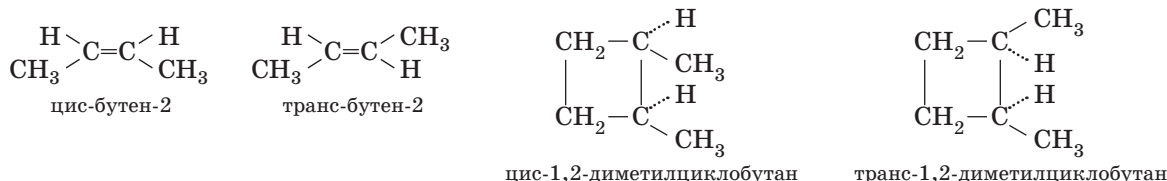


Изомеры этого типа содержат различные функциональные группы и относятся к разным классам веществ. Поэтому они отличаются по физическим и химическим свойствам значительно больше, чем изомеры углеродного скелета или изомеры положения.

Пространственная изомерия

Пространственная изомерия подразделяется на два вида: **геометрическую** и **оптическую**.

Геометрическая изомерия характерна для соединений, содержащих двойные связи, и циклических соединений. Так как свободное вращение атомов вокруг двойной связи или в цикле невозможно, заместители могут располагаться либо по одну сторону плоскости двойной связи или цикла (*цис*-положение), либо по разные стороны (*транс*-положение). Обозначения *цис*- и *транс*- обычно относят к паре одинаковых заместителей.



Геометрические изомеры различаются по физическим и химическим свойствам.

Оптическая изомерия возникает, если молекула несовместима со своим изображением в зеркале. Это возможно, когда у атома углерода в молекуле четыре различных заместителя. Этот атом называют асимметрическим. Примером такой молекулы является молекула α -аминопропионовой кислоты (α -аланина) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$. Она ни при каком перемещении не может совпасть со своим зеркальным отражением. Такие пространственные изомеры называются зеркальными, оптическими антиподами, или энантиомерами. Все физические и практически все химические свойства таких изомеров идентичны.

Изучение оптической изомерии необходимо при рассмотрении многих реакций, протекающих в организме. Большинство этих реакций идёт под действием ферментов — биологических катализаторов. Молекулы этих веществ должны подходить к молекулам соединений, на которые они действуют, как ключ к замку, следовательно, пространственное строение, взаимное расположение участков молекул и другие пространственные факторы имеют для течения этих реакций большое значение. Такие реакции называются *стереоселективными*.

Большинство природных соединений являются индивидуальными энантиомерами, и их биологическое действие резко отличается от свойств их оптических антиподов, полученных в лаборатории. Подобное различие в биологической активности имеет огромное значение, так как лежит в основе важнейшего свойства всех живых организмов — обмена веществ.

Гомологическим рядом называется ряд веществ, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс, сходных по строению и химическим свойствам, где каждый член отличается от предыдущего на **гомологическую разность** CH_2 . Например: CH_4 — метан, C_2H_6 — этан, C_3H_8 — пропан, C_4H_{10} — бутан и т. д. Явление существования таких веществ называется **гомологией**.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Нарисуйте структурные формулы этана (C_2H_6) и пропана (C_3H_8).

--	--

Ответы на тестовые задания (неделя 17)

1 — 4. 2 — 3. 3 — 4. 4 — 3. 5 — 4. 6 — 4. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 4. 10 — 1. 11 — 3. 12 — 1.

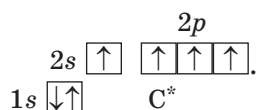
НЕДЕЛЯ 18

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 3.2. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа
3.3. Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)

Типы связей в молекулах органических веществ

В органических соединениях углерод всегда четырёхвалентен. В возбуждённом состоянии в его атоме происходит разрыв пары $2s^3$ -электронов и переход одного из них на p -орбиталь:



Такой атом имеет четыре неспаренных электрона и может принимать участие в образовании четырёх ковалентных связей.

На основании приведённой электронной формулы валентного уровня атома углерода можно было бы ожидать, что на нём находится один s -электрон (сферическая симметричная орбиталь) и три p -электрона, имеющих взаимно перпендикулярные орбитали ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ -орбиталь).

В действительности же все четыре валентных электрона атома углерода *полностью эквивалентны* и углы между их орбиталями равны $109^\circ 28'$. Кроме того, расчёты показывают, что каждая из четырёх химических связей углерода в молекуле метана (CH_4) на 25 % является s - и на 75 % — p -связью, т.е. происходит смешивание s - и p -состояний электронов. Это явление называют *гибридизацией*, а смешанные орбитали — *гибридными*.

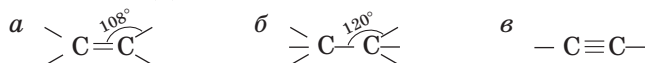
Атом углерода в sp^3 -валентном состоянии имеет четыре орбитали, на каждой из которых находится по одному электрону. В соответствии с теорией ковалентной связи он имеет возможность образовывать четыре ковалентные связи с атомами любых одновалентных элементов (CH_4 , $CHCl_3$, CCl_4) или с другими атомами углерода. Такие связи называются σ -связями. Если атом углерода имеет одну $C-C$ связь, то он называется *первичным* (H_3C-CH_3), если две — *вторичным* ($H_3C-CH_2-CH_3$), если три — *третичным* ($H_3C-C(CH_3)_2-CH_3$) а если четы-

ре — *четвертичным* ($H_3C-C(CH_3)_4$).

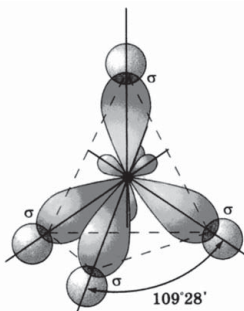
Одной из характерных особенностей атомов углерода является их способность образовывать химические связи за счёт обобщения только p -электронов. Такие связи называются π -связями. π -связи в молекулах органических соединений образуются только в присутствии σ -связей между атомами. Так, в молекуле этилена $H_2C=CH_2$ атомы углерода связаны σ - и одной π -связью, в молекуле ацетилена $HC\equiv CH$ — одной σ - и двумя π -связями. Химические связи, образовавшиеся с участием π -связей, называются *кратными* (в молекуле этилена — *двойная*, в молекуле ацетилена — *тройная*), а соединения с кратными связями — *ненасыщенными*.

Явление sp^3 -, sp^2 - и sp -гибридизации атома углерода

При образовании π -связей изменяется гибридное состояние атомных орбиталей атома углерода. Так как образование π -связей происходит за счёт p -электронов, то в молекулах с двойной связью электроны будут иметь sp^2 -гибридизацию (была sp^3 , но один p -электрон отходит на π -орбиталь), а с тройной — sp -гибридизацию (два p -электрона отошли на π -орбиталь). Характер гибридизации изменяет направленность σ -связей. Если при sp^3 -гибридизации они образуют пространственно разветвлённые структуры (а), то при sp^2 -гибридизации все атомы лежат в одной плоскости и углы между σ -связями равны 120° (б), а при sp -гибридизации молекула линейна (в):



При этом оси π -орбиталей перпендикулярны оси σ -связи.



δ -связи в молекуле метана

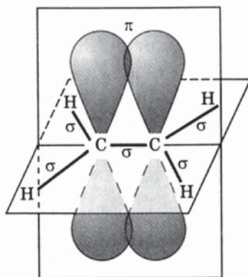


Схема образования π -связей в молекуле этилена

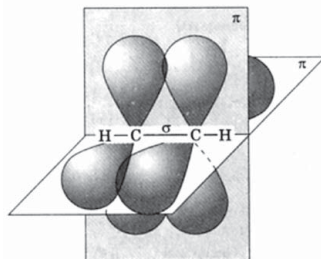


Схема образования π -связей в молекуле ацетилена

Как σ -, так и π -связи являются ковалентными, значит, должны характеризоваться длиной, энергией, пространственной направленностью и полярностью. В табл. 8 приводятся эти характеристики.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Определите общее число σ -связей в молекуле ацетилена.
 - 1
 - 4
 - 3
 - 2
- В молекуле какого вещества все атомы углерода находятся в sp^3 -гибридизации?
 - гексана
 - гексена
 - этена
 - этина
- Определите общее количество σ -связей в молекуле пропена.
 - 8
 - 1
 - 7
 - 6
- Укажите простейший ненасыщенный одновалентный радикал.
 - метил
 - пентил
 - винил
 - этилен
- Укажите органическое соединение, содержащее гидроксильную группу.
 - метаналь
 - бензол
 - фенол
 - толуол
- Укажите функциональную группу спиртов.
 - $-\text{COOH}$
 - $-\text{CHO}$
 - $-\text{OH}$
 - $-\text{O}-$
- Карбоксильная группа содержится в органическом соединении
 - метанол
 - метаналь
 - метановая кислота
 - метилен

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

8. Выберите вещество, которое относится к карбоциклическим ароматическим соединениям.
- 1) метилциклогексан
 - 2) толуол
 - 3) бутадиен-1,3
 - 4) аланин
9. К ациклическим (алифатическим) предельным веществам относится
- 1) этилацетат
 - 2) 2-метилоктан
 - 3) глюкоза
 - 4) ацетон
10. Формула одноосновной предельной карбоновой кислоты:
- 1) HCOOH
 - 2) $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
 - 3) $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$
 - 4) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$
11. Укажите формулу 2,2-дибромбутана.
- 1) $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
 - 2) $\text{CH}_3\text{—C}(\text{Br})_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
 - 3) $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}_3$
 - 4) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}(\text{Br})\text{—CH}_2\text{—Br}$
12. Назовите соединение $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$.
- 1) триметилметан
 - 2) изопропилметан
 - 3) 2-метилпропан
 - 4) н-бутан

_____ для ЗАМЕТОК _____

Таблица 8

Характеристики одинарных и кратных связей между атомами С

Молекула	Тип гибридизации	Валентный угол	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
$\text{CH}_3\text{—CH}_3$	sp^3	$109^\circ 5'$	0,154	369
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	sp^2	120°	0,134	712
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	sp	180°	0,120	962

Радикал. Функциональная группа

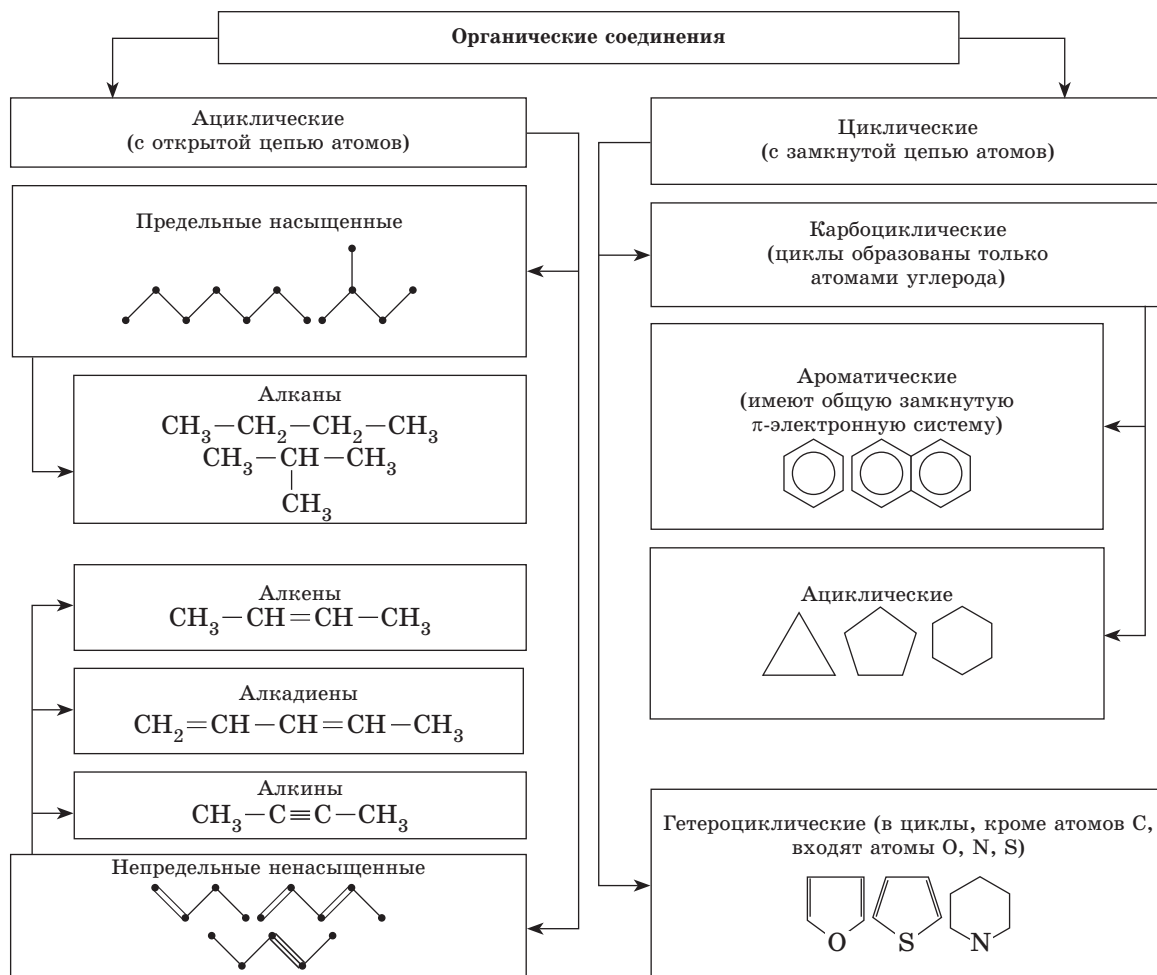
Одной из особенностей органических соединений является то, что в химических реакциях их молекулы обмениваются не отдельными атомами, а группами атомов. Если эта группа атомов состоит только из атомов углерода и водорода, то она называется *углеводородным радикалом*, если же она имеет атомы других элементов, то она называется *функциональной группой*. Так, например, метил ($\text{CH}_3\text{—}$) и этил ($\text{C}_2\text{H}_5\text{—}$) являются углеводородными радикалами, а оксигруппа (—OH), альдегидная группа ($\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$) нитрогруппа (—NO_2) и т. д. являются функциональными группами спиртов, альдегидов и азотсодержащих соединений соответственно.

Как правило, функциональная группа определяет химические свойства органического соединения и поэтому является основой их классификации.

Классификация органических соединений

Известно, что свойства органических веществ определяются их составом и химическим строением. Поэтому неудивительно, что в основе классификации органических соединений лежит именно теория строения — теория А. М. Бутлерова. Классифицируют органические вещества по наличию и порядку соединения атомов в их молекулах. Наиболее прочной и малоизменяемой частью молекулы органического вещества является её скелет — цепь атомов углерода. В зависимости от порядка соединения атомов углерода в этой цепи вещества делятся на **ациклические**, не содержащие замкнутых цепей атомов углерода в молекулах, и **карбоциклические**, содержащие такие цепи (циклы) в молекулах.

Классификация органических веществ (по строению углеродной цепи молекул)



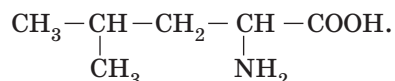
Помимо атомов углерода и водорода молекулы органических веществ могут содержать атомы и других химических элементов. Вещества, в молекулах которых эти так называемые гетероатомы включены в замкнутую цепь, относят к **гетероциклическим** соединениям.

Гетероатомы (кислород, азот и др.) могут входить в состав молекул и ациклических соединений, образуя в них **функциональные группы**, например, гидроксильную $-\text{OH}$, карбоксильную $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$, карбонильную $-\text{C}(=\text{O})\text{H}$, аминогруппу $-\text{NH}_2$.

Номенклатура органических соединений

В начале развития органической химии открываемым соединениям присваивались **тривиальные** названия, часто связанные с историей их получения: уксусная кислота (являющаяся основой винного уксуса), масляная кислота (образующаяся в сливочном масле), гликоль (т. е. сладкий) и т. д. По мере увеличения числа новых открытых веществ возникла необходимость связывать названия с их строением. Так появились **рациональные** названия: метиламин, диэтиламин, этиловый спирт, метилэтилкетон, в основе которых лежит название простейшего соединения. Для более сложных соединений рациональная номенклатура непригодна.

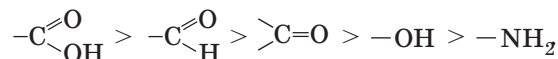
Теория строения А. М. Бутлерова стала основой для классификации и номенклатуры органических соединений по структурным элементам и по расположению атомов углерода в молекуле. В настоящее время наиболее употребляемой является номенклатура, разработанная Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC), которая называется **номенклатурой ИЮПАК**. Правила ИЮПАК рекомендуют для образования названий несколько принципов, один из них — принцип замещения. На основе этого разработана **заместительная номенклатура**, которая является наиболее универсальной. Приведём несколько основных правил заместительной номенклатуры и рассмотрим их применение на примере гетерофункционального соединения, содержащего две функциональные группы, — аминокислоты лейцина:



1. В основе названия соединений лежит родоначальная структура (главная цепь ациклической молекулы, карбоциклическая или гетероциклическая система). Название родоначальной структуры составляет основу названия, корень слова.

В данном случае родоначальной структурой является цепь из пяти атомов углерода, связанных одинарными связями. Таким образом, коренная часть названия — **пентан**.

2. **Характеристические группы и заместители** (структурные элементы) обозначаются префиксами и суффиксами. Характеристические группы подразделяются по старшинству. Порядок старшинства основных групп:



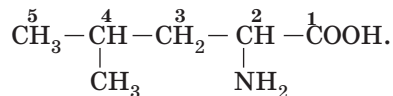
Выявляют старшую характеристическую группу, которую обозначают в суффиксе. Все остальные заместители называют в префиксе в алфавитном порядке.

В данном случае старшей характеристической группой является карбоксильная, т. е. это соединение относится к классу карбоновых кислот, поэтому к коренной части названия добавляем *-овая кислота*. Второй по старшинству группой является аминогруппа, которая обозначается префиксом *амино-*. Кроме того, молекула содержит углеводородный заместитель *метил-*. Таким образом, основой названия является **аминометилпентановая кислота**.

3. В название включают обозначение двойной и тройной связи, которое идёт сразу после корня.

Рассматриваемое соединение не содержит кратных связей.

4. **Атомы родоначальной структуры нумеруют**. Нумерацию начинают с того конца углеродной цепи, к которому ближе расположена старшая характеристическая группа:

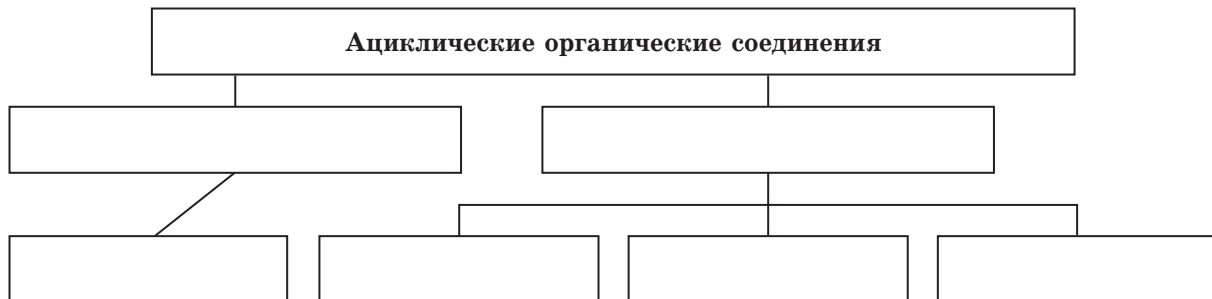


Нумерацию цепи начинают с атома углерода, входящего в состав карбоксильной группы, ему присваивается номер **1**. В этом случае аминогруппа окажется при углероде **2**, а метил — при углероде **4**.

Таким образом, природная аминокислота лейцин по правилам номенклатуры ИЮПАК называется **2-амино-4-метилпентановая кислота**.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Ациклические органические соединения».



♦ Закончите предложения.

1. Углеродородный радикал — это _____

2. Функциональная группа — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 18) _____

1 — 3. 2 — 1. 3 — 1. 4 — 3. 5 — 3. 6 — 3. 7 — 3. 8 — 2. 9 — 2. 10 — 1. 11 — 2. 12 — 3.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

НЕДЕЛЯ 19

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

3.4. Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и толуола)

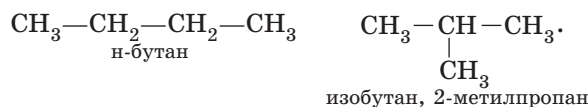
Алканы

Изомерия и номенклатура

Алканы — углеводороды, в молекулах которых атомы связаны одинарными связями и которые соответствуют общей формуле C_nH_{2n+2} .

Как вы уже знаете, **гомологи** — это вещества, сходные по строению и свойствам и отличающиеся на одну или более групп CH_2 . Предельные углеводороды составляют гомологический ряд метана.

Для алканов характерна так называемая структурная изомерия. Структурные изомеры отличаются друг от друга строением углеродного скелета. Как вам уже известно, простейший алкан, для которого характерны структурные изомеры, — это бутан:



Рассмотрим подробнее для алканов основы номенклатуры ИЮПАК.

1. Выбор главной цепи.

Формирование названия углеводорода начинается с определения главной цепи — самой длинной цепочки атомов углерода в молекуле, которая является как бы её основой.

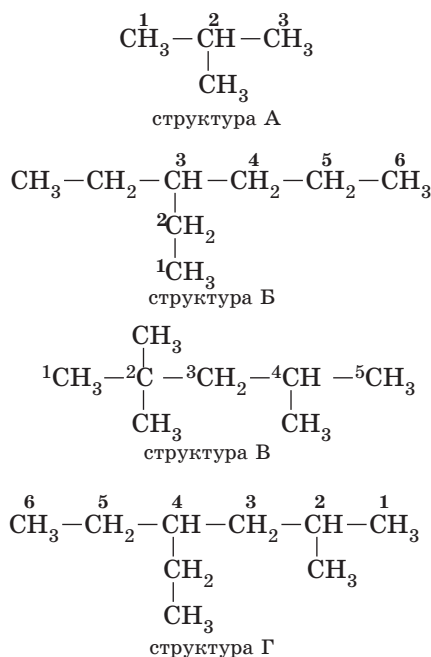
2. Нумерация атомов главной цепи.

Атомам главной цепи присваивают номера. Нумерация атомов главной цепи начинается с того конца, к которому ближе стоит заместитель (структуры А, Б). Если заместители находятся на равном удалении от конца цепи, то нумерация начинается от того конца, при котором их больше (структура В). Если различные заместители находятся на равном удалении от концов цепи, то нумерация начинается с того конца, к которому ближе старший (структура Г). Старшинство углеводородных заместителей определяется по тому, в каком порядке следует в алфавите буква, с которой начинается их название: метил ($-CH_3$), затем пропил ($-CH_2-CH_2-CH_3$), этил ($-CH_2-CH_3$) и т. д.

Обратите внимание на то, что название заместителя формируется заменой суффикса **-ан** на суффикс **-ил** в названии соответствующего алкана.

3. Формирование названия.

В начале названия указывают цифры — номера атомов углерода, при которых находятся заместители. Если при данном атоме находятся несколько заместителей, то соответствующий номер в названии повторяется дважды через запятую (2,2-). После номера через дефис указывают количество заместителей (**ди** — два, **три** — три, **тетра** — четыре, **пента** — пять) и название заместителя (*метил, этил, пропил*). Затем без пробелов и дефисов — название главной цепи. Главная цепь называется как углеводород — член гомологического ряда метана (**метан, этан, пропан** и т. д.).



Названия веществ, структурные формулы которых приведены выше, следующие:

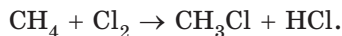
- структура А: **2-метилпропан**;
- структура Б: **3-этилгексан**;
- структура В: **2,2,4-триметилпентан**;
- структура Г: **2-метил 4-этилгексан**.

Химические свойства алканов

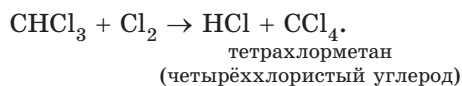
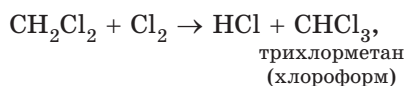
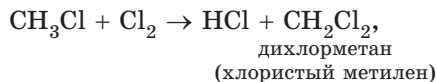
1. Реакции замещения. Наиболее характерными для алканов являются реакции свободнорадикального замещения, в ходе которого атом водорода замещается на атом галогена или какую-либо группу.

Приведём уравнения наиболее характерных реакций.

Галогенирование:



В случае избытка галогена хлорирование может пойти дальше, вплоть до полного замещения всех атомов водорода на хлор:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Алкан, молекула которого содержит 5 атомов углерода, имеет формулу
1) C_5H_{12} 3) C_5H_8
2) C_5H_{10} 4) C_4H_8
- Укажите реакцию алканов, которая проходит с разрывом C–H связей.
1) $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
2) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{P, t^\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
3) $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{C}_2\text{H}_4$
4) $\text{CH}_4 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{CH}_3\text{OH}$
- Гомологами являются
1) гексан и этан
2) пропан и циклогексан
3) этен и этин
4) бутен-1 и бутен-2
- Для алканов характерной химической реакцией является реакция
1) замещения
2) полимеризации
3) присоединения
4) изомеризации
- К алкенам относится вещество, формула которого
1) C_2H_2 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
2) C_2H_6 4) C_2H_4
- Какое соединение образуется при отщеплении хлороводорода от хлорбутана-2?
1) бутен-2 3) бутин
2) бутен-1 4) бутан

===== для ЗАМЕТОК =====

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

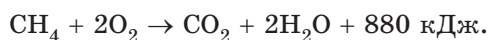
7. Установите соединение, которое образуется при дегидрировании 2-метилбутана.
 - 1) 3-метилбутен-1
 - 2) 2-метилбутен-1
 - 3) 2-метилбутен-2
 - 4) 2-этилпропен
8. Назовите соединение, которое является продуктом реакции присоединения воды к бутену-1.
 - 1) бутин-1
 - 2) бутанол-1
 - 3) бутин-2
 - 4) бутанол-2
9. Транс-бутен-2 и цис-бутен-2 являются
 - 1) оптическими изомерами
 - 2) структурными изомерами
 - 3) геометрическими изомерами
 - 4) гомологами
10. Укажите общую формулу алкадиенов.
 - 1) C_nH_{2n+2}
 - 2) C_nH_{2n}
 - 3) C_nH_{2n-2}
 - 4) C_nH_{n-6}
11. Выберите формулу элементарного звена синтетического бутадиенового каучука.
 - 1) $(-CH_2-CH_2-)_n$
 - 2) $(-CF_2-CF_2-)_n$
 - 3) $(-CH_2-CHCl-)_n$
 - 4) $(-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$
12. Укажите метод получения бутадиена (метод Лебедева).
 - 1) дегидрирование н-бутана
 - 2) окисление бутена-1
 - 3) дегидратация и дегидрирование этанола
 - 4) дегидрирование 2-метилбутана

Полученные вещества широко используются как растворители и исходные вещества в органических синтезах.

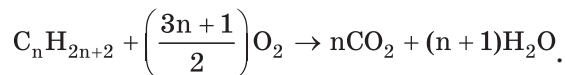
2. Дегидрирование (отщепление водорода). В ходе пропускания алканов над катализатором (Pt, Ni, Al_2O_3 , Cr_2O_3) при высокой температуре (400–600 °C) происходит отщепление молекулы водорода и образование алкена:



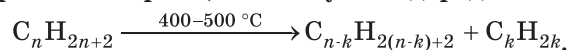
3. Реакции, сопровождающиеся разрушением углеродной цепи. Все предельные углеводороды *горят* с образованием углекислого газа и воды. Газообразные углеводороды, смешанные с воздухом в определённых соотношениях, могут взрываться. Горение предельных углеводородов — это свободнорадикальная экзотермическая реакция, которая имеет очень большое значение при использовании алканов в качестве топлива:



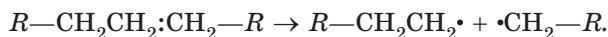
В общем виде реакцию горения алканов можно записать следующим образом:



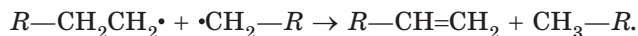
Термическое расщепление углеводородов:



Процесс протекает по свободнорадикальному механизму. Повышение температуры приводит к гомолитическому разрыву углерод-углеродной связи и образованию свободных радикалов:

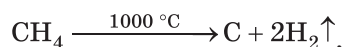


Эти радикалы взаимодействуют между собой, обмениваясь атомом водорода, с образованием молекулы алкана и молекулы алкена:

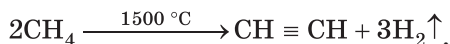


Реакции термического расщепления лежат в основе промышленного процесса — крекинга углеводородов. Этот процесс является важнейшей стадией переработки нефти.

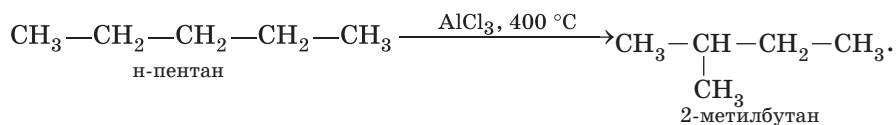
При нагревании метана до температуры 1000 °C начинается пиролиз метана — разложение на простые вещества:



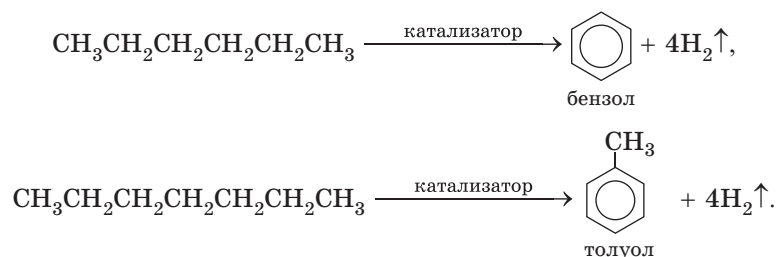
При нагревании до температуры 1500 °C возможно образование ацетилена:



4. **Изомеризация.** При нагревании линейных углеводородов с катализатором изомеризации (хлоридом алюминия) происходит образование веществ с разветвлённым углеродным скелетом:



5. **Ароматизация.** Алканы с шестью и более углеродными атомами в цепи в присутствии катализатора циклизируются с образованием бензола и его производных:



В чем причина того, что алканы вступают в реакции, протекающие по свободнорадикальному механизму? Все атомы углерода в молекулах алканов находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. Молекулы этих веществ построены при помощи ковалентных неполярных C—C (углерод — углерод) связей и слабополярных C—H (углерод — водород) связей. В них нет участков с повышенной и с пониженной электронной плотностью, легко поляризуемых связей, т. е. таких связей, электронная плотность в которых может смещаться под действием внешних факторов (электростатических полей ионов). Следовательно, алканы не будут реагировать с заряженными частицами, т. к. связи в молекулах алканов не разрываются по гетеролитическому механизму.

Алкены

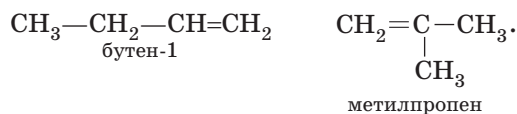
Изомерия и номенклатура

Алкены — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей одну двойную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n} .

Неразветвлённые алкены составляют гомологический ряд этена (этилена):

C_2H_4 — этен, C_3H_6 — пропен, C_4H_8 — бутен, C_5H_{10} — пентен, C_6H_{12} — гексен и т. д.

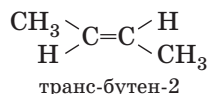
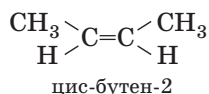
Для алкенов, так же как и для алканов, характерна структурная изомерия. Структурные изомеры отличаются друг от друга строением углеродного скелета. Простейший алкен, для которого характерны структурные изомеры, — это бутен:



Особым видом структурной изомерии является изомерия положения двойной связи:



Вокруг одинарной углерод-углеродной связи возможно практически свободное вращение атомов углерода, поэтому молекулы алканов могут приобретать самую разнообразную форму. Вращение вокруг двойной связи невозможно, что приводит к появлению у алкенов ещё одного вида изомерии — геометрической, или *цис-транс* изомерии.



Цис-изомеры отличаются от транс-изомеров пространственным расположением фрагментов молекулы (в данном случае метильных групп) относительно плоскости π -связи, а следовательно, и свойствами.

Алкены изомерны циклоалканам (межклассовая изомерия), например:



циклогексан

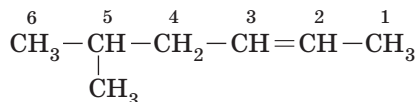
Номенклатура алкенов, разработанная ИЮПАК, схожа с номенклатурой алканов.

1. Выбор главной цепи.

Образование названия углеводорода начинается с определения главной цепи — самой длинной цепочки атомов углерода в молекуле. В случае алкенов главная цепь должна содержать двойную связь.

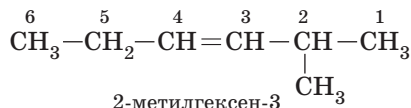
2. Нумерация атомов главной цепи.

Нумерация атомов главной цепи начинается с того конца, к которому ближе находится двойная связь. Например, правильное название соединения:



5-метилгексен-2, а не 2-метилгексен-4, как можно было бы предположить.

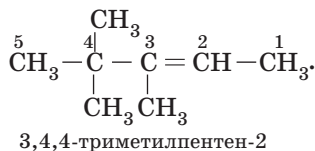
Если по положению двойной связи нельзя определить начало нумерации атомов в цепи, то его определяет положение заместителей так же, как для предельных углеводородов.



3. Формирование названия.

Названия алкенов формируются так же, как и названия алканов. В конце названия указывают номер атома углерода, у которого начинается двойная связь, и суффикс, обозначающий принадлежность соединения к классу алкенов, — *-ен*.

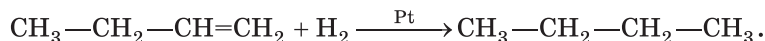
Например:



Химические свойства алкенов

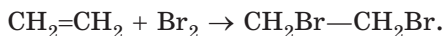
Реакции присоединения. Напомним, что отличительной чертой представителей непредельных углеводородов — алкенов — является способность вступать в реакции присоединения. Большинство этих реакций протекает по механизму *электрофильного присоединения*.

1. Гидрирование алкенов. Алкены способны присоединять водород в присутствии катализаторов гидрирования, металлов — платины, палладия, никеля:

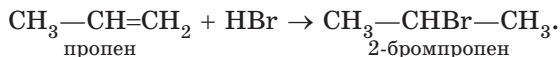


Эта реакция протекает при атмосферном и повышенном давлении и не требует высокой температуры, т. к. является экзотермической. При повышении температуры на тех же катализаторах может пойти обратная реакция — дегидрирование.

2. Галогенирование (присоединение галогенов). Взаимодействие алкена с бромной водой или раствором брома в органическом растворителе (CCl_4) приводит к быстрому обесцвечиванию этих растворов в результате присоединения молекулы галогена к алкену и образования дигалогеналканов:



3. Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода).

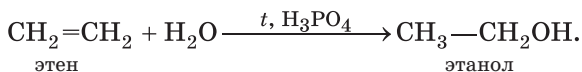


Эта реакция подчиняется **правилу Марковникова**:

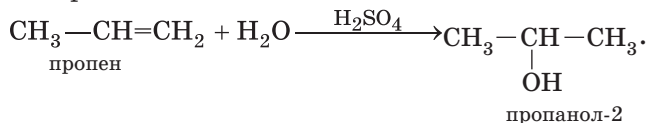
При присоединении галогеноводорода к алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, т. е. атому, при котором находится больше атомов водорода, а галоген — к менее гидрированному.

4. Гидратация (присоединение воды).

Гидратация алкенов приводит к образованию спиртов. Например, присоединение воды к этену лежит в основе одного из промышленных способов получения этилового спирта:

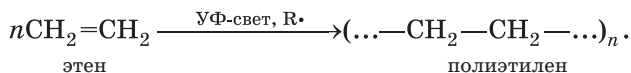


Обратите внимание на то, что первичный спирт (с гидроксогруппой при первичном угле-роде) образуется только при гидратации этена. При гидратации пропена или других алкенов образуются вторичные спирты.



Эта реакция протекает также в соответствии с правилом Марковникова: катион водо-рода присоединяется к более гидрированному атому углерода, а гидроксогруппа — к менее гидрированному.

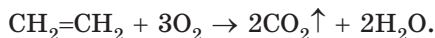
5. Полимеризация. Особым случаем присоединения является реакция полимеризации алкенов:



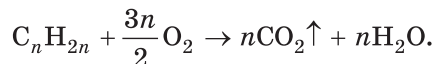
Эта реакция присоединения протекает по свободнорадикальному механизму.

6. Реакция окисления.

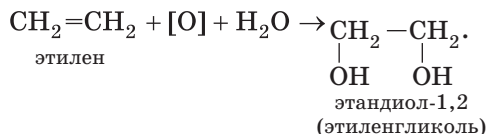
Как и любые органические соединения, алкены горят в кислороде с образованием CO_2 и H_2O :



В общем виде:



В отличие от алканов, которые устойчивы к окислению в растворах, алкены легко окис-ляются под действием растворов перманганата калия. В нейтральных или щелочных раство-рах происходит окисление алкенов до диолов (двухатомных спиртов), причем гидроксиль-ные группы присоединяются к тем атомам, между которыми до окисления существовала двойная связь:



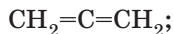
Алкадиены (диеновые углеводороды)

Изомерия и номенклатура

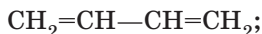
Алкадиены — это ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей две двойные связи между атомами углерода и соответствующие общей формуле $C_n H_{2n-2}$.

В зависимости от взаимного расположения двойных связей различают три вида диенов:

- алкадиены с *кумулярованным* расположением двойных связей:



- алкадиены с сопряжёнными двойными связями:



- алкадиены с изолированными двойными связями:



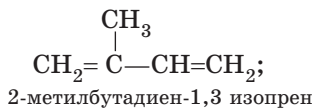
Эти все три вида алкадиенов существенно отличаются друг от друга по строению и свойствам. Центральный атом углерода (атом, образующий две двойные связи) в алкадиенах с кумулированными связями находится в состоянии *sp*-гибридизации. Он образует две σ -связи, лежащие на одной прямой и направленные в противоположные стороны, и две π -связи, лежащие в перпендикулярных плоскостях. π -связи образуются за счёт негибридизованных *p*-орбиталей каждого атома углерода. Свойства алкадиенов с изолированными двойными связями весьма специфичны, т.к. сопряжённые π -связи существенно влияют друг на друга.

p-орбитали, образующие сопряжённые π -связи, составляют практически единую систему (её называют π -системой), т. к. *p*-орбитали соседних π -связей частично перекрываются.

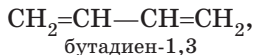
Для алкадиенов характерна как структурная изомерия, так и цис-, трансизомерия.

Структурная изомерия

- *изомерия углеродного скелета*:

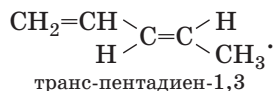
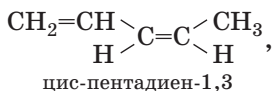


- *изомерия положения кратных связей*:



Цис-, трансизомерия (пространственная и геометрическая)

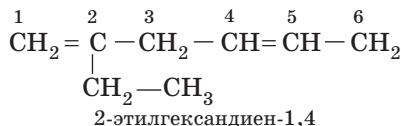
Например:



Алкадиены изомерны соединениям классов алкинов и циклоалкенов.

При формировании названия алкадиена указывают номера двойных связей. Главная цепь должна обязательно содержать две кратные связи.

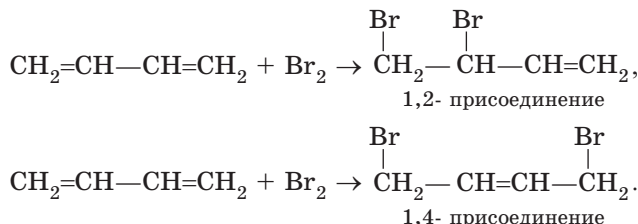
Например:



Химические свойства алкадиенов

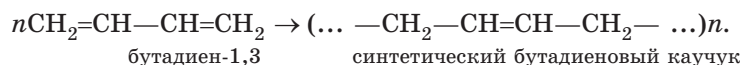
1. Реакции присоединения. Алкадиены способны присоединять водород, галогены, галогеноводороды.

Особенностью присоединения к алкадиенам с сопряжёнными связями является способность присоединять молекулы как в положениях 1 и 2, так и в положениях 1 и 4.



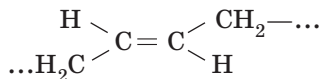
Соотношение продуктов зависит от условий и способа проведения соответствующих реакций.

2. Реакция полимеризации. Важнейшим свойством диенов является способность полимеризоваться под воздействием катионов или свободных радикалов. Полимеризация этих соединений является основой синтетических каучуков:



Полимеризация сопряжённых диенов протекает как 1,4-присоединение.

В этом случае двойная связь оказывается центральной в звене, а элементарное звено, в свою очередь, может принимать как *цис*-, так и *транс*-конфигурацию.



КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Углеводороды, в молекулах которых атомы связаны одинарными связями и которые соответствуют общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, — это _____

2. Ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей одну двойную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n} , — это _____

3. Ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей две двойные связи между атомами углерода и соответствующие общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 19)

1 — 1. 2 — 2. 3 — 1. 4 — 1. 5 — 4. 6 — 1. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 3. 10 — 3. 11 — 4. 12 — 3.

НЕДЕЛЯ 20

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

3.4. Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и толуола)

Алкины

Изомерия и номенклатура

Алкины — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей одну тройную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n-2} . Неразветвлённые алкины составляют гомологический ряд этина (ацетилен):

C_2H_2 — этин, C_3H_4 — пропин, C_4H_6 — бутин, C_5H_8 — пентин, C_6H_{10} — гексин и т. д.

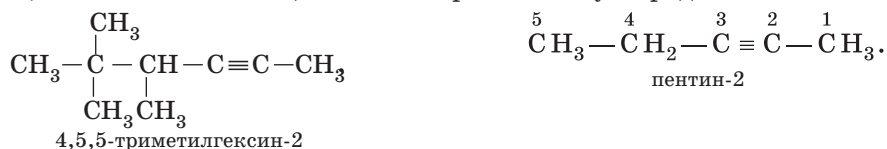
Для алкинов, так же как и для алкенов, характерна структурная изомерия: изомерия углеродного скелета и изомерия положения кратной связи. Простейший алкин, для которого характерны структурные изомеры положения кратной связи класса алкинов, — это бутин:



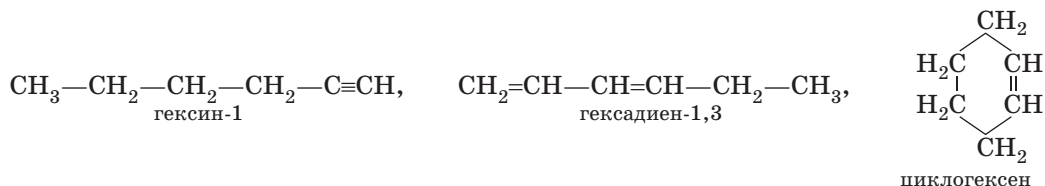
Изомерия углеродного скелета у алкинов возможна, начиная с пентина:



Так как тройная связь предполагает линейное строение углеродной цепи, геометрическая (*цис*-, *транс*-) изомерия для алкинов невозможна. Наличие тройной связи отражается суффиксом **-ин**, а её положение в цепи — номером атома углерода:



Алкинам изомерны соединения некоторых других классов. Так, химическую формулу C_6H_{10} имеют гексин (алкин), гексадиен (алкадиен) и циклогексен (циклоалкен):



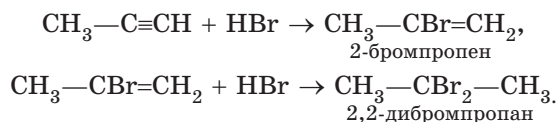
Химические свойства алкинов

Реакции присоединения. Алкины относятся к непредельным соединениям и вступают в реакции присоединения. В основном это реакции *электрофильного присоединения*.

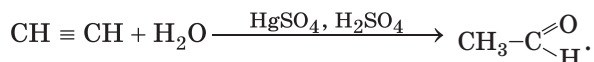
1. **Галогенирование (присоединение молекулы галогена).** Алкин способен присоединить две молекулы галогена (хлора, брома):



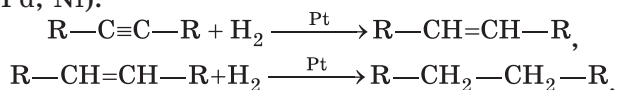
2. Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода). Реакция присоединения галогеноводорода, протекающая по электрофильному механизму, также идёт в две стадии, причем на обеих стадиях выполняется правило Марковникова:



3. Гидратация (присоединение воды). Большое значение для промышленного синтеза кетонов и альдегидов имеет реакция присоединения воды (гидратация), которую называют *реакцией Кучерова*:



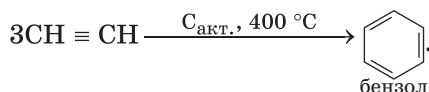
4. Гидрирование алкинов. Алкины присоединяют водород в присутствии металлических катализаторов (Pt, Pd, Ni):



Так как тройная связь содержит две реакционноспособные π -связи, алканы присоединяют водород ступенчато:

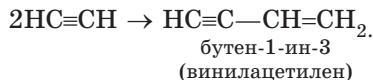
1) тримеризация.

При пропускании этина над активированным углём образуется смесь продуктов, одним из которых является бензол:

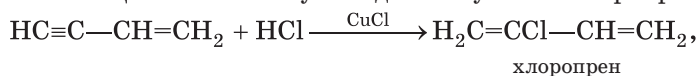


2) димеризация.

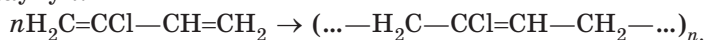
Помимо тримеризации ацетилена возможна его димеризация. Под действием солей одновалентной меди образуется винилацетилен:



Это вещество используется для получения хлоропрена:

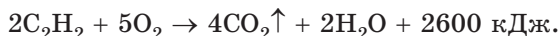


полимеризацией которого получают хлоропреновый каучук:



Окисление алкинов

Этин (ацетилен) горит в кислороде с выделением очень большого количества теплоты:



На воздухе ацетилен горит коптящим пламенем, т. к. содержание углерода в его молекуле выше, чем в молекулах этана и этена.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Укажите соединение, из которого в лаборатории получают ацетилен.

- 1) углерод
- 2) карбид кальция
- 3) метан
- 4) ацетат натрия

2. Гидрирование алкина приводит к образованию

- 1) спирта
- 2) алкана
- 3) бензола
- 4) алкена

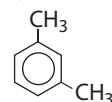
3. Пропин в условиях реакции Кучерова превращается в

- 1) уксусный альдегид
- 2) пропановую кислоту
- 3) ацетон
- 4) 2-пропанол

4. Для ацетилена не характерна(-ы)

- 1) прочная тройная связь
- 2) sp^2 -гибридизация всех атомов углерода
- 3) горение на воздухе
- 4) реакции гидрогалогенирования

5. Назовите органическое соединение по номенклатуре ИЮПАК:



- 1) 1,5-диметилбензол
- 2) 1,3-метилбензол
- 3) 1,5-метилбензол
- 4) 1,3-диметилбензол

6. Укажите два вещества, которые участвуют в реакциях присоединения и к этену, и к бензолу.

- 1) H_2O и H_2
- 2) HBr и Br_2
- 3) HNO_3 и KMnO_4
- 4) H_2 и Cl_2

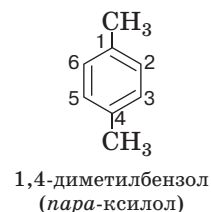
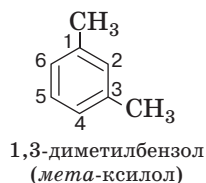
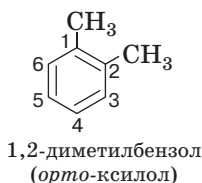
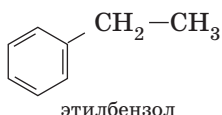
ДЛЯ ЗАМЕТОК

Ароматические углеводороды: бензол и толуол

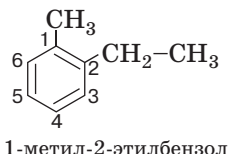
Изомерия и номенклатура

Ароматические углеводороды — соединения углерода и водорода, в молекуле которых имеется бензольное кольцо. Важнейшими представителями ароматических углеводородов являются бензол и его гомологи.

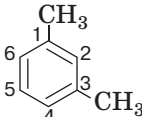
Для гомологов бензола характерна *изомерия положения нескольких заместителей*. Простейший гомолог бензола — толуол (метилбензол) — не имеет таких изомеров; следующий гомолог представлен в виде четырёх изомеров:



Основой названия ароматического углеводорода с небольшими заместителями является слово *бензол*. Атомы в кольце нумеруют от старшего заместителя к младшему:



Если заместители одинаковые, то нумерацию проводят по самому короткому пути: на-

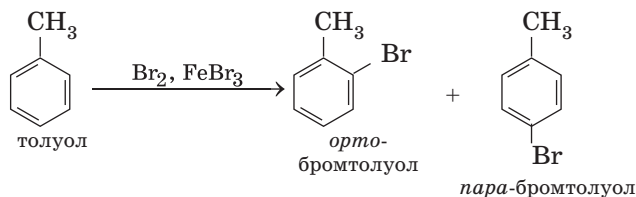
пример, вещество  называется 1,3-диметилбензол, а не 1,5-диметилбензол.

По старой номенклатуре положения 2 и 6 называют *ортоположениями*, 4 — *пара*-, 3 и 5 — *мета*положениями.

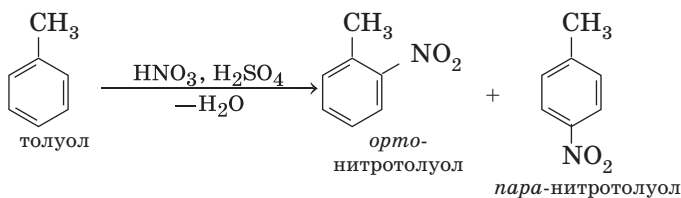
Химические свойства

Реакции замещения

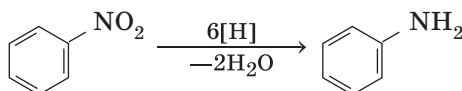
1. **Бромирование.** При реакции с бромом в присутствии катализатора, бромида железа (III), один из атомов водорода в бензольном кольце может замещаться на атом брома:



2. **Нитрование.** Большое промышленное значение имеет реакция нитрования бензола и его гомологов. При взаимодействии ароматического углеводорода с азотной кислотой в присутствии серной (смесь серной и азотной кислот называют нитрующей смесью) происходит замещение атома водорода на нитрогруппу $-\text{NO}_2$:



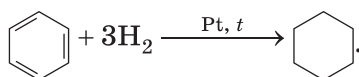
Восстановлением нитробензола получают анилин — вещество, которое применяется для получения анилиновых красителей (реакция Зинина):



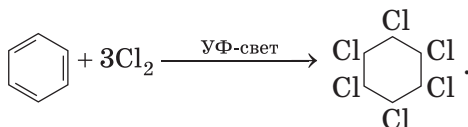
Реакции присоединения

Ароматические соединения могут вступать и в реакции присоединения к бензольному кольцу. При этом образуются циклогексан и его производные.

1. Гидрирование. Каталитическое гидрирование бензола протекает при более высокой температуре, чем гидрирование алкенов:



2. Хлорирование. Реакция идёт при освещении ультрафиолетовым светом и является свободнорадикальной:



КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Соединения углерода и водорода, в молекуле которых имеется бензольное кольцо, — это _____

2. Ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей одну тройную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n-2} , — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 20)

1 — 2. 2 — 2. 3 — 1. 4 — 2. 5 — 4. 6 — 4. 7 — 4. 8 — 4. 9 — 2. 10 — 3. 11 — 1. 12 — 2.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Укажите отличие гомологов бензола от бензола.
 - 1) полимеризуются
 - 2) легко окисляются
 - 3) горят
 - 4) вступают в реакции замещения
8. Из какого вещества можно получить бензол в одну стадию?
 - 1) винилбензол
 - 2) метилциклогексан
 - 3) толуол
 - 4) ацетилен
9. Укажите системное название толуола.
 - 1) диметилбензол
 - 2) метилбензол
 - 3) триметилбензол
 - 4) пропиленбензол
10. Обозначьте продукт, который образуется при взаимодействии толуола с избытком бромной воды.
 - 1) 3,5-дибромметилбензол
 - 2) 2,3,4,5,6-пентабромметилбензол
 - 3) 2,4,6-трибромметилбензол
 - 4) бромбензол
11. Какое соединение способно полимеризоваться?
 - 1) стирол
 - 2) этан
 - 3) толуол
 - 4) бензол
12. Установите соединение, полученное при ароматизации н-октана.
 - 1) бензол
 - 2) этилбензол
 - 3) изопропилбензол
 - 4) толуол

ДЛЯ ЗАМЕТОК

НЕДЕЛЯ 21

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола

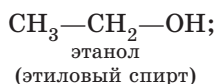
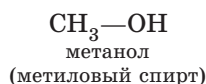
Предельные одноатомные и многоатомные спирты

Номенклатура и изомерия

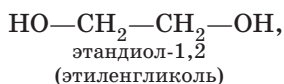
Спиртами (или алканолами) называются органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп (групп $-\text{OH}$), соединённых с углеводородным радикалом.

По числу гидроксильных групп (атомности) спирты делятся на:

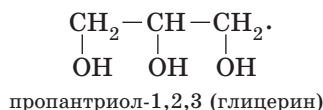
- одноатомные, например:



- двухатомные (гликоли), например:

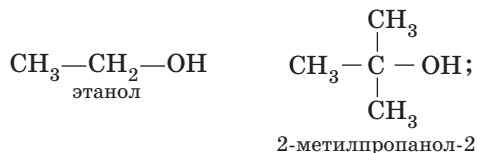


- трёхатомные, например:

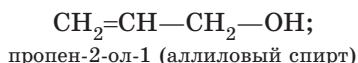


По характеру углеводородного радикала выделяют следующие спирты:

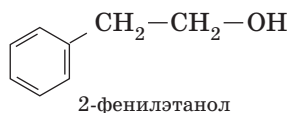
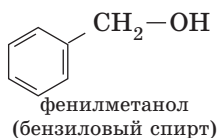
- предельные, содержащие в молекуле лишь предельные углеводородные радикалы, например:



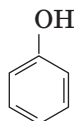
- непредельные, содержащие в молекуле кратные (двойные и тройные) связи между атомами углерода, например:



- ароматические, т. е. спирты, содержащие в молекуле бензольное кольцо и гидроксильную группу, связанные друг с другом не непосредственно, а через атомы углерода, например:

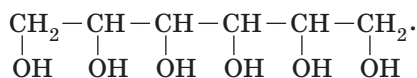


Органические вещества, содержащие в молекуле гидроксильные группы, связанные непосредственно с атомом углерода бензольного кольца, существенно отличаются по химическим свойствам от спиртов и поэтому выделяются в самостоятельный класс органических соединений — *фенолы*. Например:

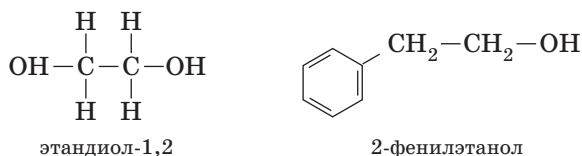
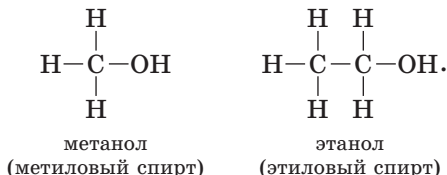


гидроксibenзол (фенол)

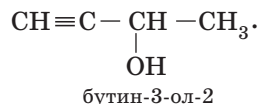
Существуют и полиатомные (многоатомные) спирты, содержащие более трёх гидроксильных групп в молекуле. Например, простейший шестиатомный спирт гексаол (сорбит):



При образовании названий спиртов к названию углеводорода, соответствующего спирту, добавляют родовой суффикс *-ол*. Цифрами после суффикса указывают положение гидроксильной группы в главной цепи, а префиксами *ди-*, *три-*, *тетра-* и т. д. — их число:



В нумерации атомов углерода в главной цепи положение гидроксильной группы приоритетно перед положением кратных связей:



Начиная с третьего члена гомологического ряда, у спиртов появляется изомерия положения функциональной группы (пропанол-1 и пропанол-2), а с четвёртого — изомерия углеродного скелета (бутанол-1, 2-метилпропанол-1). Для них характерна и межклассовая изомерия — спирты изомерны простым эфирам:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Определите схему уравнения реакции, в результате которой образуется этанол.

- 1) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

2. Для получения этилового спирта необходимы

- 1) уксусная кислота и этанол
- 2) уксусный альдегид и пропионовая кислота
- 3) уксусный альдегид и перманганат калия
- 4) уксусный альдегид и водород

3. В схеме превращений: этилен \rightarrow X \rightarrow этиленгликоль веществом X является

- 1) хлорэтан
- 2) ацетилен
- 3) 1,1-дибромэтан
- 4) 1,2-дибромэтан

4. Глицерин не реагирует с

- 1) азотной кислотой
- 2) свежеполученным $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) раствором щёлочи
- 4) раствором соды Na_2CO_3

5. Окислением какого спирта можно получить 3,4-диметилгексаналь?

- 1) 3,4-диметилпентанол-2
- 2) 3,4-диметилгексанол-1
- 3) 3,3-диметилбутанол-2
- 4) 3-метилпентанол-3

6. Обозначьте реактив, который позволяет отличить растворы этанола и глицерина.

- 1) раствор HCl
- 2) раствор хлорида железа(III)
- 3) раствор карбоната натрия
- 4) гидроксид меди(II)

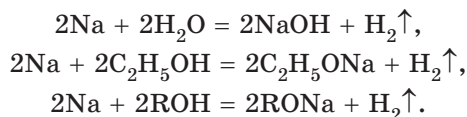
ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Укажите цвет индикатора лакмуса в растворе фенола.
 - 1) синий
 - 2) бесцветный
 - 3) жёлтый
 - 4) красный
8. Выберите вещества, которые с фенолом образуют фенолят натрия.
 - 1) натрий
 - 2) оксид натрия
 - 3) гидроксид натрия
 - 4) натрий, оксид натрия и гидроксид натрия
9. Фенол не реагирует с
 - 1) галогенами
 - 2) водородом
 - 3) карбоновыми кислотами
 - 4) альдегидами
10. Укажите органическое соединение, которое содержит одну гидроксильную группу.
 - 1) этаналь
 - 2) этиленгликоль
 - 3) фенол
 - 4) этилацетат
11. Выберите название вещества, которое образуется при бромировании фенола избытком брома.
 - 1) 2,4,6-трибромфенол
 - 2) 2-бромфенол
 - 3) 2,4-дибромфенол
 - 4) 2,3-дибромфенол
12. Какие из суждений верны?
 - А. Этанол и фенол реагируют с активными металлами.
 - Б. В феноле бензольное ядро не влияет на его химические свойства.
 - 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения
 - 4) оба суждения неверны

Химические свойства

Свойства органических веществ определяются их составом и строением. Спирты подтверждают общее правило. Их молекулы включают в себя углеводородные и гидроксильные радикалы, поэтому химические свойства спиртов определяются взаимодействием и влиянием друг на друга этих групп. Характерные для данного класса соединений свойства обусловлены наличием гидроксильной группы.

1. Взаимодействие спиртов со щелочными и щелочноземельными металлами. Для выявления влияния углеводородного радикала на гидроксильную группу необходимо сравнить свойства вещества, содержащего гидроксильную группу и углеводородный радикал, с одной стороны, и вещества, содержащего гидроксильную группу и не содержащего углеводородный радикал, — с другой. Такими веществами могут быть, например, этанол (или другой спирт) и вода. Водород гидроксильной группы молекул спиртов и молекул воды способен восстанавливаться щелочными и щелочноземельными металлами (замещаться на них):

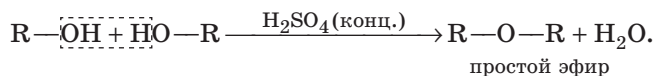


2. Взаимодействие спиртов с галогеноводородами. Замещение гидроксильной группы на галоген приводит к образованию галогеналканов. Например:

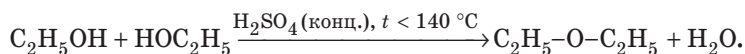


Данная реакция обратима.

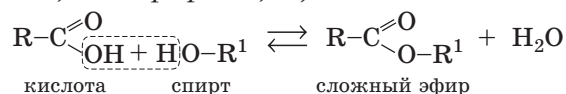
3. Межмолекулярная дегидратация спиртов — отщепление молекулы воды от двух молекул спирта при нагревании в присутствии водоотнимающих средств:



В результате межмолекулярной дегидратации спиртов образуются *простые эфиры*. Так, при нагревании этилового спирта с серной кислотой до температуры от 100 до 140 °С образуется диэтиловый (серный) эфир:

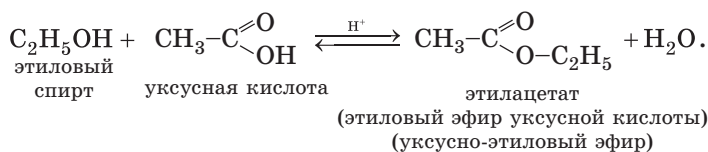


4. Взаимодействие спиртов с органическими и неорганическими кислотами с образованием сложных эфиров (реакция этерификации):

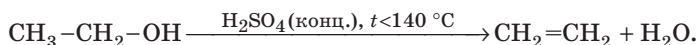


Реакция этерификации катализируется сильными неорганическими кислотами.

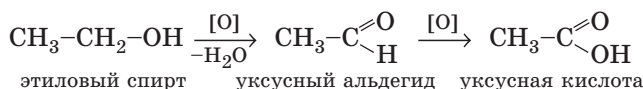
Например, при взаимодействии этилового спирта и уксусной кислоты образуется уксусноэтиловый эфир — этилацетат:



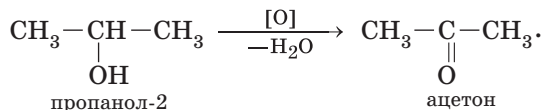
5. Внутримолекулярная дегидратация спиртов происходит при нагревании спиртов в присутствии водоотнимающих средств до более высокой температуры, чем температура межмолекулярной дегидратации. В результате образуются алкены. Эта реакция обусловлена наличием атома водорода и гидроксильной группы при соседних атомах углерода. В качестве примера можно привести реакцию получения этена (этилена) при нагревании этанола выше 140 °С в присутствии концентрированной серной кислоты:



6. Окисление спиртов обычно проводят сильными окислителями, например, дихроматом калия или перманганатом калия в кислой среде. При этом действие окислителя направляется на тот атом углерода, который уже связан с гидроксильной группой. В зависимости от природы спирта и условий проведения реакции могут образовываться различные продукты. Так, первичные спирты окисляются сначала в альдегиды, а затем в карбоновые кислоты:

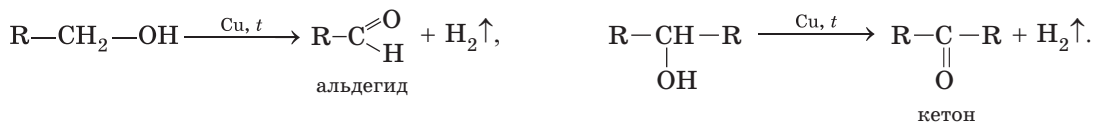


При окислении вторичных спиртов образуются кетоны:

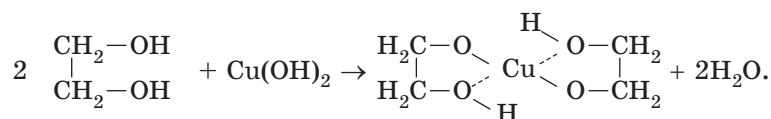


Третичные спирты достаточно устойчивы к окислению. Однако в жёстких условиях (сильный окислитель, высокая температура) возможно окисление третичных спиртов, которое происходит с разрывом углерод-углеродных связей, ближайших к гидроксильной группе.

7. Дегидрирование спиртов. При пропускании паров спирта при 200–300 °С над металлическим катализатором, например медью, серебром или платиной, первичные спирты превращаются в альдегиды, а вторичные — в кетоны:



Присутствием в молекуле спирта одновременно нескольких гидроксильных групп обусловлены специфические свойства *многоатомных спиртов*, которые способны образовывать растворимые в воде ярко-синие комплексные соединения при взаимодействии со свежеполученным осадком гидроксида меди(II). Для этиленгликоля можно записать:



Одноатомные спирты не способны вступать в эту реакцию. Поэтому она является качественной реакцией на многоатомные спирты.

Фенол

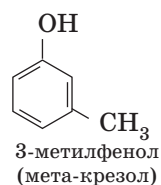
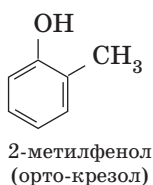
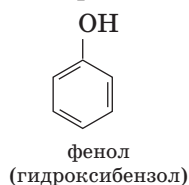
Строение фенолов

Гидроксильная группа в молекулах органических соединений может быть связана с ароматическим ядром непосредственно, а может быть отделена от него одним или несколькими атомами углерода. Можно ожидать, что в зависимости от этого свойства, вещества будут существенно отличаться друг от друга из-за взаимного влияния групп атомов. И действительно, органические соединения, содержащие ароматический радикал фенил C_6H_5 —, непосредственно связанный с гидроксильной группой, проявляют особые свойства, отличные от свойств спиртов. Такие соединения называются фенолами.

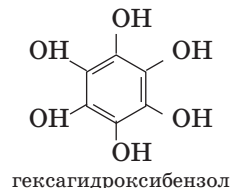
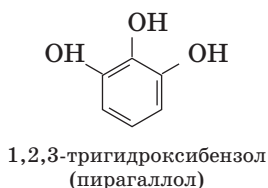
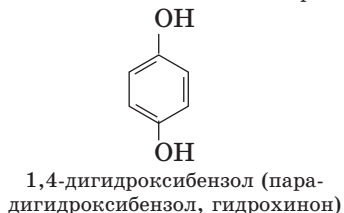
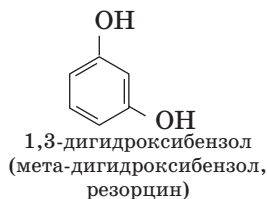
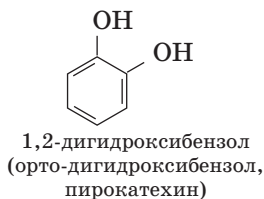
Фенолы — органические вещества, молекулы которых содержат радикал фенил, связанный с одной или несколькими гидроксогруппами.

Так же как и спирты, фенолы классифицируют по атомности, т. е. по количеству гидроксильных групп.

Одноатомные фенолы содержат в молекуле одну гидроксильную группу:



Многоатомные фенолы содержат в молекулах более одной гидроксильной группы:

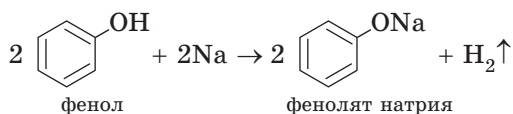


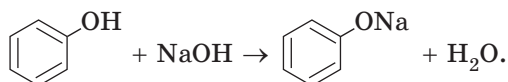
Существуют и другие многоатомные фенолы, содержащие три и более гидроксильных групп в бензольном кольце.

Познакомимся подробнее со строением и свойствами простейшего представителя этого класса — фенолом C_6H_5OH . Название этого вещества и легло в основу названия всего класса — фенолы.

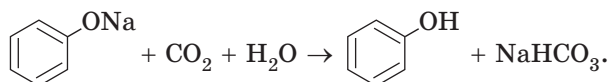
Химические свойства

Как уже было сказано, атом водорода гидроксильной группы обладает кислотным характером. Кислотные свойства у фенола выражены сильнее, чем у воды и спиртов. В отличие от спиртов и воды фенол реагирует не только с щелочными металлами, но и со щелочами с образованием фенолятов:

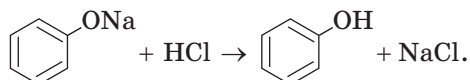




Однако кислотные свойства у фенолов выражены слабее, чем у неорганических и карбоновых кислот. Так, например, кислотные свойства фенола примерно в 3000 раз слабее, чем у угольной кислоты. Поэтому, пропуская через водный раствор фенолята натрия углекислый газ, можно выделить свободный фенол:



Добавление к водному раствору фенолята натрия соляной или серной кислоты также приводит к образованию фенола:



Качественная реакция на фенол

Фенол реагирует с хлоридом железа(III) с образованием интенсивно окрашенного в фиолетовый цвет комплексного соединения.

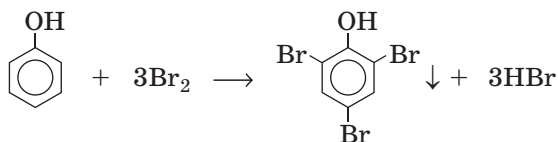
Эта реакция позволяет обнаруживать его даже в очень ограниченных количествах. Другие фенолы, содержащие одну или несколько гидроксильных групп в бензольном кольце, также дают яркое окрашивание сине-фиолетовых оттенков в реакции с хлоридом железа(III).

Наличие гидроксильного заместителя значительно облегчает протекание реакций электрофильного замещения в бензольном кольце.

1. Бромирование фенола. В отличие от бензола для бромирования фенола не требуется добавления катализатора (бромид железа(III)).

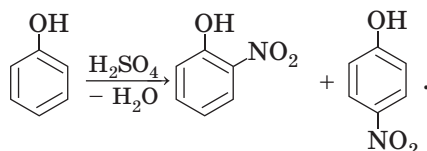
Кроме того, взаимодействие с фенолом протекает селективно (избирательно): атомы брома направляются в *орто*- и *пара*положения, замещая находящиеся там атомы водорода. Селективность замещения объясняется рассмотренными выше особенностями электронного строения молекулы фенола.

Так, при взаимодействии фенола с бромной водой образуется белый осадок 2,4,6-трибромфенола:

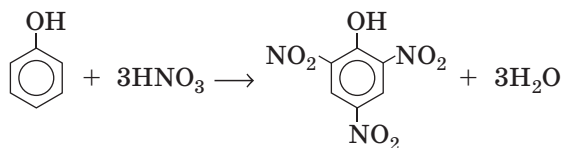


Эта реакция, как и реакция с хлоридом железа(III), служит для качественного обнаружения фенола.

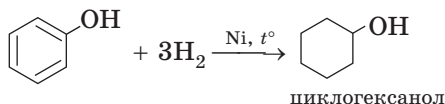
2. Нитрование фенола также происходит легче, чем нитрование бензола. Реакция с разбавленной азотной кислотой идёт при комнатной температуре. В результате образуется смесь *орто*- и *пара*изомеров нитрофенола:



При использовании концентрированной азотной кислоты образуется 2,4,6-тринитрофенол — пикриновая кислота, взрывчатое вещество:

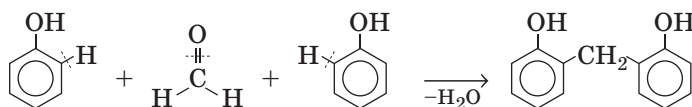


3. Гидрирование ароматического ядра фенола в присутствии катализатора происходит легко:

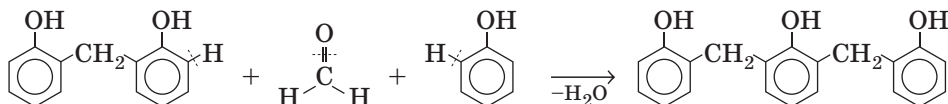


4. Поликонденсация фенола с альдегидами, в частности, с формальдегидом происходит с образованием продуктов реакции — фенолформальдегидных смол и твёрдых полимеров.

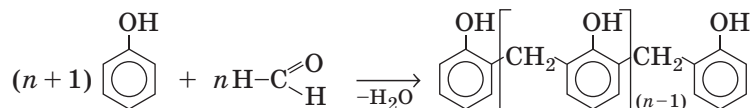
Взаимодействие фенола с формальдегидом можно описать схемой:



Вы, наверное, заметили, что в молекуле димера сохраняются «подвижные» атомы водорода, а значит, возможно дальнейшее продолжение реакции при достаточном количестве реагентов:



Реакция **поликонденсации**, т. е. реакция получения полимера, протекающая с выделением побочного низкомолекулярного продукта (воды), может продолжаться и далее (до полного израсходования одного из реагентов) с образованием огромных макромолекул. Процесс можно описать суммарным уравнением:



Образование линейных молекул происходит при обычной температуре. Проведение же этой реакции при нагревании приводит к тому, что образующийся продукт имеет разветвлённое строение, он твёрдый и нерастворим в воде. В результате нагревания фенолформальдегидной смолы линейного строения с избытком альдегида получаются твёрдые пластические массы с уникальными свойствами. Полимеры на основе фенолформальдегидных смол применяют для изготовления лаков и красок, пластмассовых изделий, устойчивых к нагреванию, охлаждению, действию воды, щелочей и кислот, обладающих высокими диэлектрическими свойствами. Из полимеров на основе фенолформальдегидных смол изготавливают наиболее ответственные и важные детали электроприборов, корпуса силовых агрегатов и детали машин, полимерную основу печатных плат для радиоприборов. Клеи на основе фенолформальдегидных смол способны надёжно соединять детали самой различной природы, сохраняя высочайшую прочность соединения в очень широком диапазоне температур. Такой клей применяется для крепления металлического цоколя ламп освещения к стеклянной колбе. Теперь вам понятно, почему фенол и продукты на его основе находят широкое применение.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп (групп —ОН), соединённых с углеводородным радикалом, — это

2. Органические вещества, молекулы которых содержат радикал фенил, связанный с одной или несколькими гидроксогруппами, — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 21)

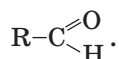
1 — 4. 2 — 4. 3 — 4. 4 — 4. 5 — 2. 6 — 4. 7 — 4. 8 — 4. 9 — 3. 10 — 3. 11 — 1. 12 — 1.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

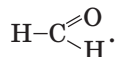
Альдегиды и кетоны

Номенклатура и изомерия

Альдегиды — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу >C=O , соединённую с атомом водорода и углеводородным радикалом. Общая формула альдегидов имеет вид:



В простейшем альдегиде — формальдегиде — роль углеводородного радикала играет второй атом водорода:

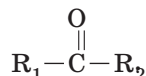


Карбонильную группу, связанную с атомом водорода, называют *альдегидной*:



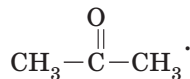
Органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами, называют **кетонами**.

Очевидно, общая формула кетонов имеет вид:

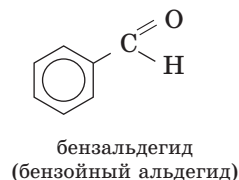
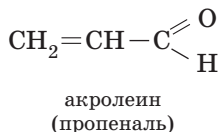
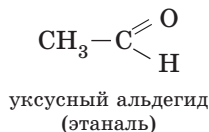


Карбонильную группу кетонов называют **кетогруппой**.

В простейшем кетоне — ацетоне — карбонильная группа связана с двумя метильными радикалами:

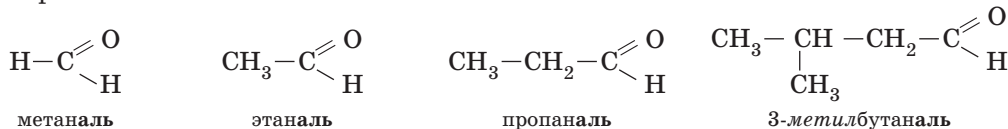


В зависимости от строения углеводородного радикала, связанного с альдегидной группой, различают предельные, непредельные, ароматические, гетероциклические и другие альдегиды:



В соответствии с номенклатурой ИЮПАК названия предельных альдегидов образуются от названия алкана с тем же числом атомов углерода в молекуле с помощью суффикса **-аль**.

Например:



Нумерацию атомов углерода главной цепи начинают с атома углерода альдегидной группы. Поэтому альдегидная группа всегда располагается при первом атоме углерода, и указывать её положение нет необходимости.

Наряду с систематической номенклатурой используют и тривиальные названия широко применяемых альдегидов (табл. 9). Эти названия, как правило, образованы от названий карбоновых кислот, соответствующих альдегидам.

Для названия кетонов по систематической номенклатуре кетогруппу обозначают суффиксом **-он** и цифрой, которая указывает номер атома углерода карбонильной группы (нумерацию следует начинать от ближайшего к кетогруппе конца цепи). Например:



Для альдегидов характерен только один вид структурной изомерии — изомерия углеродного скелета, которая возможна с бутаналь, а для кетонов — также и изомерия положения карбонильной группы. Кроме того, для них характерна и межклассовая изомерия (пропаналь и пропанон).

Таблица 9

Названия и температуры кипения некоторых альдегидов

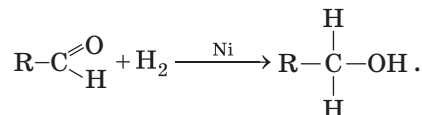
Альдегид	Систематическое название (ИЮПАК)	Тривиальное название	$t_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$
HCHO	метаналь	муравьиный альдегид, формальдегид	-21
CH_3CHO	этаналь	уксусный альдегид	21
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$	пропаналь	пропионовый альдегид	48
$\text{CH}_2=\text{CHCHO}$	2-пропеналь	акролеин	53
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$	бутаналь	масляный альдегид	74
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$	пентаналь	валериановый альдегид	103
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$	бензальдегид	бензойный альдегид	179

Химические свойства

Наличие альдегидной группы в молекуле определяет характерные свойства альдегидов.

Реакции восстановления

Присоединение водорода к молекулам альдегидов происходит по двойной связи в карбонильной группе:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Какую реакцию получения альдегидов называют реакцией Кучерова?

- 1) $C_2H_2 + H_2O \xrightarrow{HgSO_4, H^+} CH_3-CHO$
- 2) $2CH_3OH + O_2(возд.) \xrightarrow{Ag, t^\circ} 2HCHO + H_2O$
- 3) $C_2H_4 + O_2(возд.) \xrightarrow{кат.} 2CH_3-COH$
- 4) $C_2H_5OH \xrightarrow{Cu, 300^\circ C} 2CH_3-COH + H_2O$

2. Свойство молекулы альдегидов, определяющее их химическую активность

- 1) двойная связь
- 2) поляризация двойной связи карбонильной группы
- 3) образование изомеров
- 4) высокая растворимость в воде

3. Присоединение водорода к молекуле альдегида происходит по связи

- 1) C—R
- 2) R—C
- 3) углеводородного радикала
- 4) $>C=O$

4. Укажите название формальдегида по международной номенклатуре

- 1) альдегид муравьиной кислоты
- 2) этаналь
- 3) ацетальдегид
- 4) метаналь

5. Определите соединение, которое образуется при взаимодействии этанала с хлором

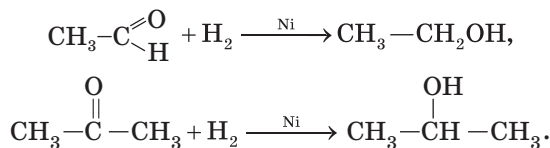
- 1) хлорэтаналь
- 2) хлорэтан
- 3) хлоруксусная кислота
- 4) хлорангидрид уксусной кислоты

6. Соли какой кислоты называют формиами?

- 1) этановой
- 2) метановой
- 3) масляной
- 4) пропионовой

Продуктом гидрирования альдегидов являются первичные спирты, кетонов — вторичные спирты.

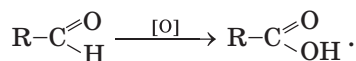
Так, при гидрировании уксусного альдегида на никелевом катализаторе образуется этиловый спирт, при гидрировании ацетона — пропанол-2:



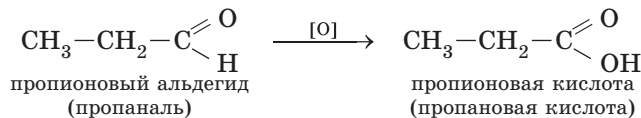
Гидрирование альдегидов — **реакция восстановления**, при которой понижается степень окисления атома углерода, входящего в карбонильную группу.

Реакции окисления

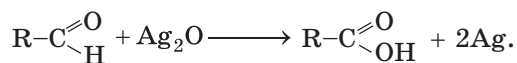
Альдегиды способны не только восстанавливаться, но и *окисляться*. При окислении альдегиды образуют карбоновые кислоты. Схематически этот процесс можно представить так:



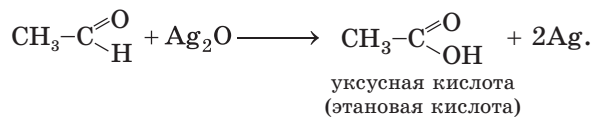
Из пропионового альдегида (пропаналь), например, образуется пропионовая кислота:



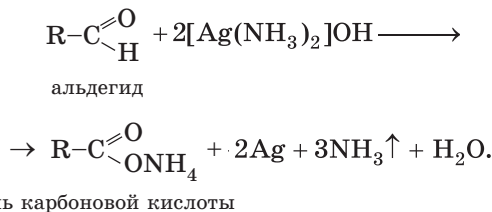
Альдегиды окисляются даже кислородом воздуха и такими слабыми окислителями, как аммиачный раствор оксида серебра. В упрощённом виде этот процесс можно выразить уравнением реакции:



Например:



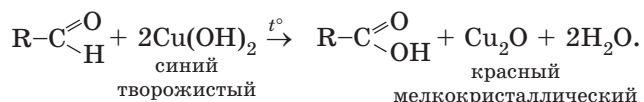
Более точно этот процесс отражают уравнения:



Если поверхность сосуда, в котором проводится реакция, была предварительно обезжирена, то образующееся в ходе реакции серебро покрывает её ровной тонкой

пленкой. Поэтому эту реакцию называют *реакцией «серебряного зеркала»*. Её широко используют для изготовления зеркал, серебрения украшений и ёлочных игрушек.

Окислителем альдегидов может выступать и свежеосажденный гидроксид меди(II). Окисляя альдегид, Cu^{2+} восстанавливается до Cu^+ . Образующийся в ходе реакции гидроксид меди(I) CuOH сразу разлагается на оксид меди(I) красного цвета и воду:



Эта реакция, как и реакция «серебряного зеркала», используется для обнаружения альдегидов.

Кетоны не окисляются ни кислородом воздуха, ни таким слабым окислителем, как аммиачный раствор оксида серебра.

Отдельные представители альдегидов и их значение

Формальдегид (метаналь, муравьиный альдегид HCHO) — бесцветный газ с резким запахом и температурой кипения -21°C , хорошо растворим в воде. **Формальдегид ядовит!** Раствор формальдегида в воде (40 %) называют формалином и применяют для дезинфекции. В сельском хозяйстве формалин используют для протравливания семян, в кожевенной промышленности — для обработки кож. Формальдегид используют для получения уротропина — лекарственного вещества. Иногда спрессованный в виде брикетов уротропин применяют в качестве горючего (сухой спирт). Большое количество формальдегида расходуется при получении фенолформальдегидных смол и некоторых других веществ.

Уксусный альдегид (этаналь, ацетальдегид CH_3CHO) — жидкость с резким неприятным запахом и температурой кипения 21°C , хорошо растворим в воде. Из уксусного альдегида в промышленных масштабах получают уксусную кислоту и ряд других веществ, он используется для производства различных пластмасс и ацетатного волокна. **Уксусный альдегид ядовит!**

Карбоновые кислоты

Номенклатура и изомерия

Вещества, содержащие в молекуле одну или несколько карбоксильных групп, называются **карбоновыми кислотами**.

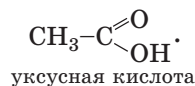
ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Какая реакция кислоты невозможна?
 - 1) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 - 2) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$
 - 3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} \rightarrow$
 - 4) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa} \rightarrow$
8. С каким металлом не будет реагировать пропановая кислота?
 - 1) кальций
 - 2) литий
 - 3) серебро
 - 4) железо
9. При окислении пропаналя получим
 - 1) пропанол
 - 2) пропановую кислоту
 - 3) пропанон
 - 4) дипропиловый эфир
10. Чтобы различить муравьиную и уксусную кислоты, нужно использовать
 - 1) карбонат калия
 - 2) гидроксид меди(II)
 - 3) аммиачный раствор оксида серебра(II)
 - 4) натрий
11. Укажите соединения, которые при взаимодействии со спиртами образуют сложные эфиры.
 - 1) альдегиды
 - 2) многоатомные спирты
 - 3) карбоновые кислоты
 - 4) фенолы
12. Назовите органическое соединение, которое образуется при взаимодействии этанола с уксусной кислотой.
 - 1) этилацетат
 - 2) этилуксусная кислота
 - 3) диэтиловый эфир
 - 4) уксусный ангидрид

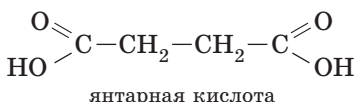
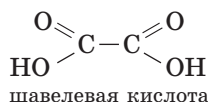
Группа атомов $-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ называется **карбоксильной группой**, или **карбоксилем**.

Органические кислоты, содержащие в молекуле одну карбоксильную группу, являются *одноосновными*.

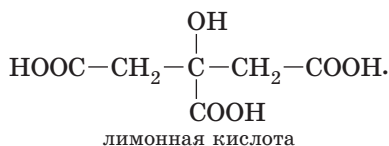
Общая формула этих кислот RCOOH , например:



Карбоновые кислоты, содержащие две карбоксильные группы, называются **двухосновными**. К ним относятся, например, щавелевая и янтарная кислоты:



Существуют и *многоосновные* карбоновые кислоты, содержащие более двух карбоксильных групп. К ним относится, например, трёхосновная лимонная кислота:



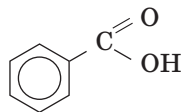
В зависимости от природы углеводородного радикала карбоновые кислоты делятся на *предельные, непредельные, ароматические*.

Предельными, или насыщенными, карбоновыми кислотами являются, например, пропановая (пропионовая) кислота $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ или уже знакомая нам янтарная кислота.

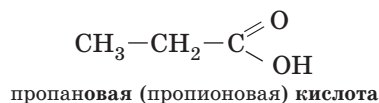
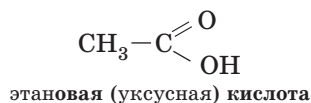
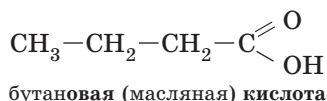
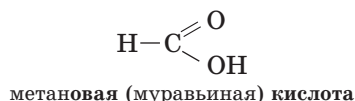
Очевидно, что предельные карбоновые кислоты не содержат π -связей в углеводородном радикале.

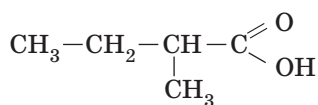
В молекулах непредельных карбоновых кислот карбоксильная группа связана с ненасыщенным, непредельным углеводородным радикалом, например, в молекулах акриловой (пропеновой) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$ или олеиновой $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$ и других кислот.

Как видно из формулы бензойной кислоты, она является ароматической, так как содержит в молекуле ароматическое (бензольное) кольцо:

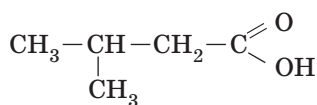


Общие принципы образования названий карбоновых кислот, как и других органических соединений, уже рассматривались. Остановимся подробнее на номенклатуре одно- и двухосновных карбоновых кислот. Название карбоновой кислоты образуется от названия соответствующего алкана (алкана с тем же числом атомов углерода в молекуле) с добавлением суффикса **-ов-**, окончания **-ая** и слова **кислота**. Нумерация атомов углерода начинается с карбоксильной группы. Например:

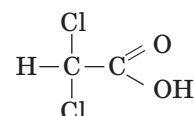




2-метилбутановая кислота



3-метилбутановая кислота



дихлорэтановая (дихлоруксусная) кислота

Количество карбоксильных групп указывается в названии префиксами **ди-, три-, тетра-**. Многие кислоты имеют и исторически сложившиеся, или тривиальные, названия (табл. 10).

Таблица 10

Названия карбоновых кислот

Химическая формула	Систематическое название кислоты	Тривиальное название кислоты
$\text{H}-\text{COOH}$	метановая	муравьиная
CH_3-COOH	этановая	уксусная
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$	пропановая	пропионовая
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	бутановая	масляная
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	пентановая	валериановая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$	гексановая	капроновая
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$	гептановая	энантовая
$\text{HOOC}-\text{COOH}$	этандиовая	щавелевая
$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	пропандиовая	малоновая
$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	бутандиовая	янтарная

После знакомства с многообразным и интересным миром органических кислот рассмотрим более подробно предельные одноосновные карбоновые кислоты.

Понятно, что состав этих кислот выражается общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, или $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, или RCOOH .

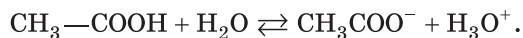
Химические свойства

Общие свойства, характерные для класса кислот (как органических, так и неорганических), обусловлены наличием в молекулах гидроксильной группы, содержащей сильную полярную связь между атомами водорода и кислорода. Рассмотрим эти свойства на примере растворимых в воде органических кислот.

1. **Диссоциация** с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка:



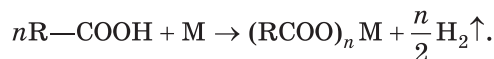
Более точно этот процесс описывает уравнение, учитывающее участие в нём молекул воды:



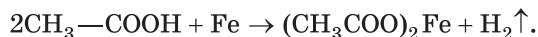
Равновесие диссоциации карбоновых кислот смещено влево; подавляющее большинство их — слабые электролиты. Тем не менее, кислый вкус, например, уксусной и муравьиной кислот объясняется диссоциацией на катионы водорода и анионы кислотных остатков.

Очевидно, что присутствием в молекулах карбоновых кислот «кислого» водорода, т. е. водорода карбоксильной группы, обусловлены и другие характерные свойства.

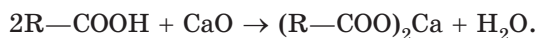
2. Взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:



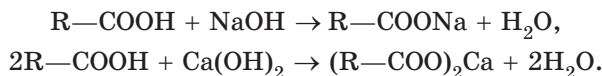
Так, железо восстанавливает водород из уксусной кислоты:



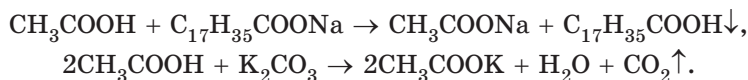
3. Взаимодействие с основными оксидами с образованием соли и воды:



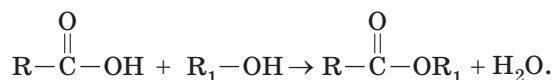
4. Взаимодействие с гидроксидами металлов с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



5. Взаимодействие с солями более слабых кислот с образованием последних. Так, уксусная кислота вытесняет стеариновую из стеарата натрия и угольную из карбоната калия:



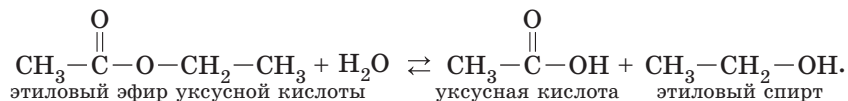
6. Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами с образованием сложных эфиров — реакция *этерификации* (одна из наиболее важных реакций, характерных для карбоновых кислот):



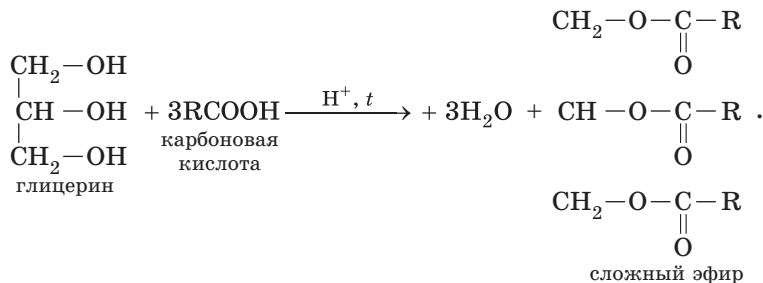
Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами катализируется катионами водорода.

Реакция этерификации обратима. Равновесие смещается в сторону образования сложного эфира в присутствии водоотнимающих средств и при удалении эфира из реакционной смеси.

В реакции, обратной этерификации, которая называется гидролизом сложного эфира (взаимодействие сложного эфира с водой), образуются кислота и спирт:

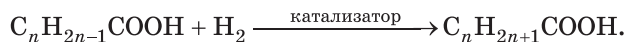


Очевидно, что реагировать с карбоновыми кислотами, т. е. вступать в реакцию этерификации, могут и многоатомные спирты, например глицерин:

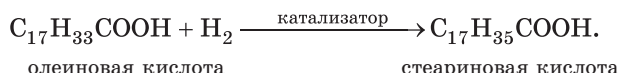


Все карбоновые кислоты (кроме муравьиной) наряду с карбоксильной группой содержат в молекулах углеводородный остаток. Безусловно, это не может не сказаться на свойствах кислот, которые определяются характером углеводородного остатка.

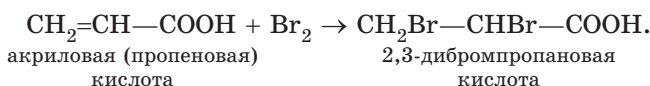
7. Реакции присоединения по кратной связи — в них вступают непредельные карбоновые кислоты. Например, реакция присоединения водорода — *гидрирование*. Для кислоты, содержащей в радикале одну π -связь, можно записать уравнение в общем виде:



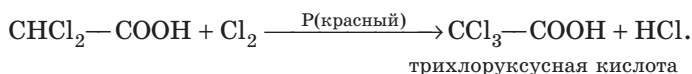
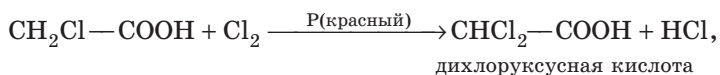
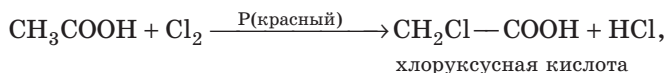
Так, при гидрировании олеиновой кислоты образуется предельная стеариновая кислота:



Непредельные карбоновые кислоты, как и другие ненасыщенные соединения, присоединяют галогены по двойной связи. Так, например, акриловая кислота обесцвечивает бромную воду:



8. **Реакции замещения (с галогенами)** — в них способны вступать предельные карбоновые кислоты. Например, при взаимодействии уксусной кислоты с хлором могут быть получены различные хлорпроизводные кислоты:



Отдельные представители карбоновых кислот и их значение

Муравьиная (метановая) кислота HCOOH — жидкость с резким запахом и температурой кипения $100,8^\circ\text{C}$, хорошо растворима в воде. ***Муравьиная кислота ядовита, при попадании на кожу вызывает ожоги!*** Жалящая жидкость, выделяемая муравьями, содержит эту кислоту. Муравьиная кислота обладает дезинфицирующим свойством и поэтому находит своё применение в пищевой, кожевенной и фармацевтической промышленности, медицине. Она используется при крашении тканей и бумаги.

Уксусная (этановая) кислота CH_3COOH — бесцветная жидкость с характерным резким запахом, смешивается с водой в любых соотношениях. Водные растворы уксусной кислоты поступают в продажу под названием уксуса (3–5 %-й раствор) и уксусной эссенции (70–80 %-й раствор) и широко используются в пищевой промышленности. Уксусная кислота — хороший растворитель многих органических веществ и поэтому используется при крашении, в кожевенном производстве, в лакокрасочной промышленности. Кроме того, уксусная кислота является сырьём для получения многих важных в техническом отношении органических соединений: например, на её основе получают вещества, используемые для борьбы с сорняками, — гербициды.

Уксусная кислота является основным компонентом *винного уксуса*, характерный запах которого обусловлен именно ею. Она — продукт окисления этанола и образуется из него при хранении вина на воздухе.

Важнейшими представителями высших предельных одноосновных кислот являются **пальмитиновая** $C_{15}H_{31}COOH$ и **стеариновая** $C_{17}H_{35}COOH$ кислоты. В отличие от низших кислот эти вещества твёрдые, плохо растворимы в воде.

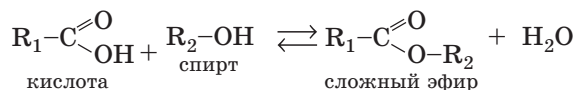
Однако их соли — стеараты и пальмитаты — хорошо растворимы и обладают моющим действием, поэтому их ещё называют мылами. Понятно, что эти вещества производят в больших масштабах.

Из непредельных высших карбоновых кислот наибольшее значение имеет **олеиновая кислота** $C_{17}H_{33}COOH$, или $CH_3 - (CH_2)_7 - CH = CH - (CH_2)_7COOH$. Это маслоподобная жидкость без вкуса и запаха. Широкое применение в технике находят её соли.

Простейшим представителем двухосновных карбоновых кислот является **щавелевая (этандиовая) кислота** $HOOC-COOH$, соли которой встречаются во многих растениях, например в щавеле и кислице. Щавелевая кислота — это бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворяется в воде. Она применяется при полировке металлов, в деревообрабатывающей и кожевенной промышленности.

Сложные эфиры

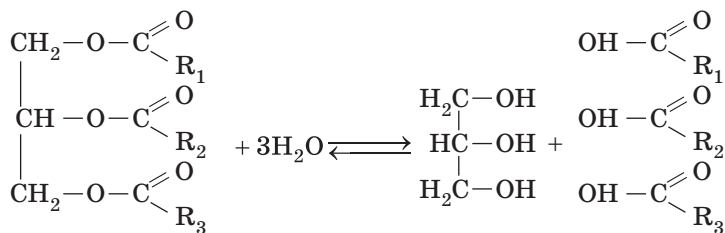
При взаимодействии карбоновых кислот со спиртами (реакция этерификации) образуются **сложные эфиры**:



Эта реакция обратима. Продукты реакции могут взаимодействовать друг с другом с образованием исходных веществ — спирта и кислоты. Таким образом, реакция сложных эфиров с водой — гидролиз сложного эфира — обратна реакции этерификации. Химическое равновесие, устанавливающееся при равенстве скоростей прямой (этерификация) и обратной (гидролиз) реакций, может быть смещено в сторону образования эфира присутствием водоотнимающих средств.

Жиры — производные соединения, которые представляют собой сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот.

Все жиры, как и другие сложные эфиры, подвергаются гидролизу:



При проведении гидролиза жира в щелочной среде (NaOH) и в присутствии кальцинированной соды Na_2CO_3 он протекает необратимо и приводит к образованию не карбоновых кислот, а их солей, которые называются **мылами**. Поэтому гидролиз жиров в щелочной среде называется **омылением**.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Соедините соответствующие систематические и тривиальные названия альдегидов и карбоновых кислот

бутановая кислота •	• масляная кислота
этаналь •	• валериановый альдегид
бутандиеновая кислота •	• формальдегид
пентаналь •	• уксусный альдегид
метаналь •	• капроновая кислота
гексановая кислота •	• янтарная кислота

Ответы на тестовые задания (неделя 22)

1 — 1. 2 — 2. 3 — 3. 4 — 4. 5 — 1. 6 — 2. 7 — 2. 8 — 3. 9 — 2. 10 — 3. 11 — 3. 12 — 1.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

НЕДЕЛЯ 23

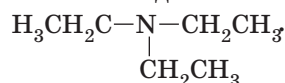
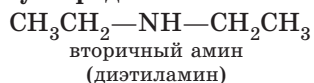
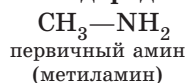
Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот

Амины

Номенклатура и изомерия

Амины — органические производные аммиака, в молекуле которого один, два или все три атома водорода замещены углеродным остатком. Соответственно выделяют:

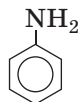


третичный амин (триэтиламин)

Можно считать, что первичные амины являются производными углеводородов, в молекулах которых атом водорода замещен на функциональную группу —NH_2 , — аминогруппу.

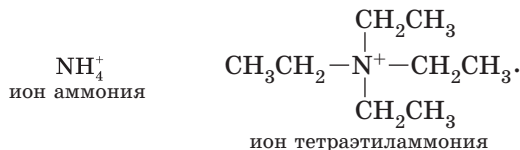
Амины, в которых аминогруппа связана непосредственно с ароматическим кольцом, называются ароматическими аминами.

Простейшим представителем этих соединений является аминобензол, или анилин:



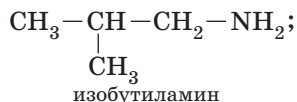
анилин (фениламин)

Основной отличительной чертой электронного строения аминов является наличие неподелённой электронной пары у атома азота функциональной группы. Поэтому амины проявляют свойства оснований. Существуют ионы, которые являются продуктом формального замещения на углеводородный радикал всех атомов водорода в ионе аммония. Они входят в состав солей, похожих на соли аммония, и называются четвертичными аммонийными солями:

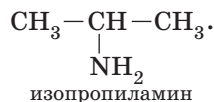
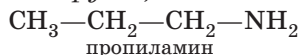


Для аминов характерна структурная изомерия:

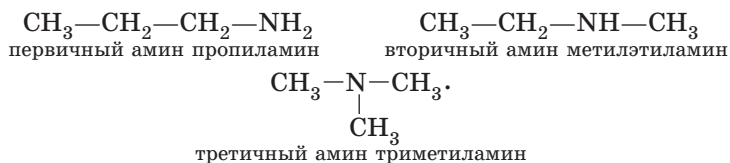
— *изомерия углеродного скелета:*



— *изомерия положения функциональной группы:*



Первичные, вторичные и третичные амины изомерны друг другу (*межклассовая изомерия*):



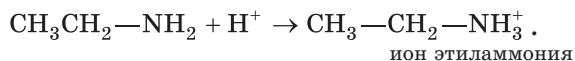
Как видно из приведённых примеров, для того чтобы назвать амин, перечисляют заместители, связанные с атомом азота (по порядку старшинства), и добавляют суффикс **-амин**.

Первичные и вторичные амины способны образовывать водородные связи. Это приводит к заметному повышению их температур кипения по сравнению с соединениями, имеющими ту же молекулярную массу, но не способными образовывать водородные связи.

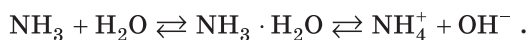
Анилин — маслянистая жидкость, ограниченно растворимая в воде, кипящая при температуре 184 °С.

Химические свойства

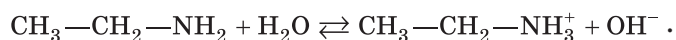
1. Амины как основания. Атом азота аминогруппы, подобно атому азота в молекуле аммиака, за счёт неподелённой пары электронов может образовывать ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму, выступая в роли донора. В связи с этим амины, как и аммиак, способны присоединять катион водорода, т. е. выступать в роли основания:



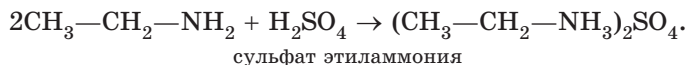
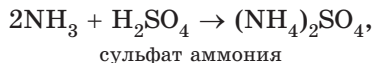
Известно, что реакция аммиака с водой приводит к образованию гидроксид-ионов:



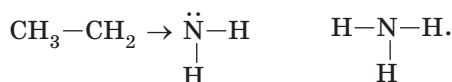
Раствор амина в воде имеет щелочную реакцию:



Аммиак, реагируя с кислотами, образует соли аммония. Амины также способны вступать в реакцию с кислотами:



Основные свойства алифатических аминов выражены сильнее, чем у аммиака. Повышение электронной плотности превращает азот в более сильного донора пары электронов, что повышает его основные свойства:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Определите вещество, при взаимодействии с которым амины проявляют основные свойства.
 - 1) вода
 - 2) металлический натрий
 - 3) гидроксид натрия
 - 4) кислород
- Выберите соединение, производными которого являются амины.
 - 1) азотная кислота
 - 2) аммиак
 - 3) вода
 - 4) уксусная кислота
- Выберите формулу вторичного амина.
 - 1) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
 - 2) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH—CH}_3$
 - 3) $\text{H}_2\text{N—CH}_2\text{—COOH}$
 - 4) $\text{CH}_3\text{—N—CH}_3$
|
 CH_3
- Анилин не
 - 1) относится к третичным аминам
 - 2) маслянистая жидкость
 - 3) малорастворим в воде
 - 4) реагирует с кислотами
- Укажите реакцию, характерную для аминов.
 - 1) взаимодействие с кислотами
 - 2) взаимодействие с основаниями
 - 3) взаимодействие с основными оксидами
 - 4) поликонденсация
- Выберите продукты полного сгорания аминов.
 - 1) углекислый газ и вода
 - 2) углекислый газ, аммиак и вода
 - 3) углекислый газ, азот и вода
 - 4) углекислый газ и аммиак

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Укажите функциональные группы, которые входят в молекулу аминокислоты.
 - 1) гидроксильная и аминогруппа
 - 2) гидроксильная и карбоксильная
 - 3) аминогруппа и карбоксильная
 - 4) карбоксильная и нитрогруппа
8. Выберите структурную формулу α -аминокислоты.
 - 1) $\text{CH}_3\text{—NH—CO—CH}_3$
 - 2) $\text{O}_2\text{N—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$
 - 3) $\text{HOOC—CH}_2\text{—C}\equiv\text{N}$
 - 4) $\text{H}_2\text{N—CH}_2\text{—COOH}$
9. Укажите типы реакции, который не характерен для аминокислот.
 - 1) циклизация
 - 2) поликонденсация
 - 3) изомеризация
 - 4) ароматизация
10. Определите утверждения относительно аминокислот.
 - 1) имеют свойства солей
 - 2) являются продуктами гидролиза белков
 - 3) синтезируются только в организме человека
 - 4) имеют три функциональные группы
11. Определите формулу внутренней соли, которая образуется аминокислотой.
 - 1) $\text{R—CH(NH}_3\text{)—COOH}$
 - 2) $\text{R—CH}_2\text{—COONH}_4$
 - 3) $\text{R—CH(NH}_3\text{)}^+\text{—COO}^-$
 - 4) $\text{R—CH}_2\text{—CO—NH—R}$
12. Укажите формулу анилина.
 - 1) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
 - 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 - 3) $(\text{C}_8\text{H}_{17})_2\text{NH}$
 - 4) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$

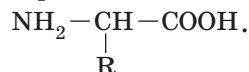
2. Амины горят на воздухе с образованием углекислого газа, воды и азота:



Аминокислоты

Аминокислоты — гетерофункциональные соединения, которые обязательно содержат две функциональные группы: аминогруппу —NH_2 и карбоксильную группу —COOH , связанные с углеводородным радикалом.

Общая формула простейших аминокислот:

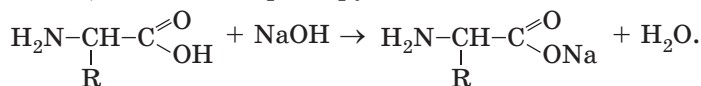


Так как аминокислоты содержат две различные функциональные группы, которые оказывают влияние друг на друга, характерные реакции отличаются от характерных реакций карбоновых кислот и аминов.

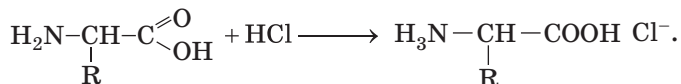
Аминогруппа —NH_2 определяет основные свойства аминокислот, т. к. способна присоединять к себе катион водорода по донорно-акцепторному механизму за счёт наличия свободной электронной пары у атома азота.

Группа —COOH (карбоксильная группа) определяет кислотные свойства этих соединений. Следовательно, аминокислоты — это амфотерные органические соединения.

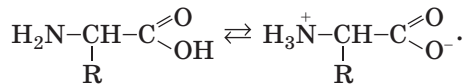
Со щелочами они реагируют как кислоты:



С сильными кислотами — как основания-амины:



Кроме того, аминогруппа в аминокислоте вступает во взаимодействие с входящей в её состав карбоксильной группой, образуя внутреннюю соль:

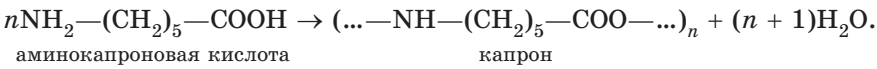


Так как аминокислоты в водных растворах ведут себя как типичные амфотерные соединения, то в живых организмах они играют роль буферных веществ, поддерживающих определённую концентрацию ионов водорода.

Аминокислоты подразделяют на природные (обнаруженные в живых организмах) и синтетические. Среди природных аминокислот (около 150) выделяют протеиногенные (около 20), которые входят в состав белков. Они представляют собой L-формы. Примерно половина из этих аминокислот относятся к **незаменимым**, т. к. они не синтезируются в организме человека. Незаменимыми

являются такие кислоты, как валин, лейцин, изолейцин, фенилаланин, лизин, треонин, цистеин, метионин, гистидин, триптофан (табл. 11). В организм человека данные вещества поступают с пищей. Если их количество в пище будет недостаточным, нормальное развитие и функционирование организма человека нарушаются.

Важнейшим свойством аминокислот является способность вступать в молекулярную конденсацию с выделением воды и образованием амидной группировки —NH—CO— , например:



Получаемые в результате такой реакции высокомолекулярные соединения содержат большое число амидных фрагментов и поэтому получили название **полиамидов**.

Для получения синтетических волокон пригодны аминокислоты с расположением амино- и карбоксильной групп на концах молекул.

Полиамиды α -аминокислот называются **пептидами**. В зависимости от числа остатков аминокислот различают **дипептиды**, **пептиды**, **полипептиды**. В таких соединениях группы —NH—CO— называют пептидными.

Таблица 11

Некоторые аминокислоты, входящие в состав белков

Название аминокислоты	Формула
Глицин (аминоуксусная)	$\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$
Аланин (α -аминопропионовая)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Цистеин (α -амино- β -меркаптопропионовая)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—COOH} \\ \quad \\ \text{SH} \quad \text{NH}_2 \end{array}$
Лизин (α,ϵ -диаминокапроновая)	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—}(\text{CH}_2)_3\text{—CH—COOH} \\ \qquad \qquad \\ \text{NH}_2 \qquad \qquad \text{NH}_2 \end{array}$
Фенилаланин (α -амино- β -фенилпропионовая)	$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5\text{—CH}_2\text{—CH—COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Аминокислоты — это _____
- _____
- _____
- _____
2. Незаменимыми аминокислотами являются _____
- _____
- _____
- _____

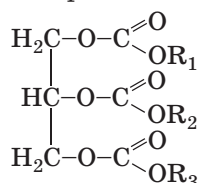
Ответы на тестовые задания (неделя 23) _____

1 — 1. 2 — 2. 3 — 2. 4 — 1. 5 — 1. 6 — 3. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 1. 10 — 2. 11 — 3. 12 — 1.

Жиры

Жиры — природные соединения, которые представляют собой сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот.

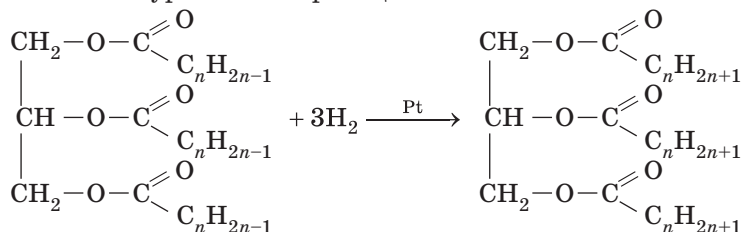
Состав и строение жиров могут быть отражены общей формулой:



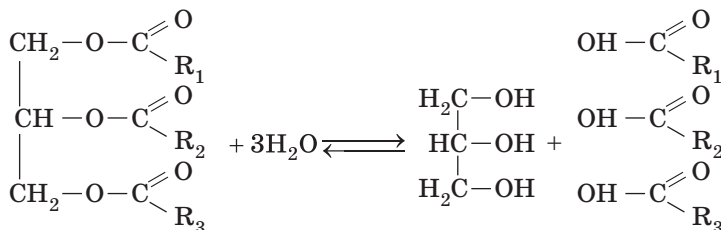
Большинство жиров образовано тремя карбоновыми кислотами: олеиновой, пальмитиновой и стеариновой. Две из них — предельные (насыщенные), а олеиновая кислота содержит двойную связь между атомами углерода в молекуле. В состав жиров могут входить остатки как предельных, так и непредельных карбоновых кислот в различных сочетаниях.

В обычных условиях жиры, содержащие в своём составе остатки непредельных кислот, чаще всего бывают жидкими. Их называют *маслами*. В основном это жиры растительного происхождения. Большинство природных жиров животного происхождения при обычных условиях — твёрдые (легкоплавкие) вещества и содержат в основном остатки предельных карбоновых кислот.

Для жиров, содержащих остатки ненасыщенных карбоновых кислот, характерны все реакции непредельных соединений. Они обесцвечивают бромную воду, вступают в другие реакции присоединения. Наиболее важная в практическом плане реакция — гидрирование жиров. Гидрированием жидких жиров получают твёрдые сложные эфиры. Именно эта реакция лежит в основе получения маргарина — твёрдого жира из растительных масел. Условно этот процесс можно описать уравнением реакции:



Все жиры, как и другие сложные эфиры, подвергаются гидролизу:



Белки

Общая характеристика

Белками, или **белковыми веществами**, называют высокомолекулярные (молекулярная масса варьируется от 5–10 тыс. до 1 млн и более) природные полимеры, молекулы которых построены из остатков аминокислот, соединённых амидной (пептидной) связью. Белки также называют протеинами. Каждый белок обладает своей, присущей только ему последовательностью расположения аминокислотных остатков.

Белки выполняют разнообразные биологические функции: каталитическую (ферменты), регуляторную (гормоны), структурную (коллаген, фиброин), двигательную (миозин), транспортную (гемоглобин, миоглобин), защитную (иммуноглобулины, интерферон), запасную (казеин, альбумин, глиадин) и другие.

Белки — основа биомембран, важнейшей составной части клетки и клеточных компонентов. Они играют ключевую роль в жизни клетки, составляя как бы материальную основу её химической деятельности.

Исключительное свойство белка — *самоорганизация структуры*, т. е. его способность *самопроизвольно* создавать определённую, свойственную только данному белку пространственную структуру. Без белков невозможно представить себе жизнь.

Белки — важнейшая составная часть пищи человека и животных, поставщик необходимых аминокислот.

Строение белков

Все белки образованы двадцатью разными α -аминокислотами, общую формулу которых можно представить в виде $R-CHNH_2-COOH$, где радикал R может иметь самое разнообразное строение.

Белки представляют собой полимерные цепи, состоящие из десятков тысяч, миллионов и более остатков α -аминокислот, связанных между собой пептидными связями. Последовательность аминокислотных остатков в молекуле белка называют его *первичной* структурой.

Для белковых тел характерны огромные молекулярные массы и размеры молекул. Такая длинная молекула не может быть строго линейной, поэтому её участки изгибаются и сворачиваются, что приводит к образованию водородных связей с участием атомов азота и кислорода. Образуется регулярная спиралевидная структура, которую называют *вторичной* структурой.

В белковой молекуле могут возникать ионные взаимодействия между карбоксильными и аминогруппами различных аминокислотных остатков и образование дисульфидных мостиков. Эти взаимодействия приводят к появлению *третичной* структуры.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Жиры относятся к классу
 - 1) карбоновых кислот
 - 2) сложных эфиров
 - 3) простых эфиров
 - 4) углеводов
2. Укажите высшую карбоновую ненасыщенную кислоту, которая входит в состав жиров.
 - 1) акриловая
 - 2) стеариновая
 - 3) пальмитиновая
 - 4) олеиновая
3. В результате гидролиза жиров в щелочной среде образуются
 - 1) глицерин и непредельные кислоты
 - 2) глицерин и мыла
 - 3) твёрдые жиры и предельные кислоты
 - 4) глицерин и стеариновая кислота
4. Какая реакция превращает жидкие жиры в твёрдые?
 - 1) гидролиз
 - 2) галогенирование
 - 3) гидратация
 - 4) гидрирование
5. Выберите формулу соединения, которое лежит в основе жидкого мыла.
 - 1) C_2H_5COONa
 - 2) $C_{17}H_{35}COOK$
 - 3) CH_3COOK
 - 4) $C_{17}H_{35}COONa$
6. При гидролизе жиров кроме глицерина образуются
 - 1) карбоновые кислоты
 - 2) соли карбоновых кислот
 - 3) соли высших карбоновых кислот
 - 4) высшие карбоновые кислоты

ДЛЯ ЗАМЕТОК

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Группа атомов, образующая пептидную связь, — это
 - 1) $\text{—C}\equiv\text{N}$ 3) —NH—CH_2
 - 2) —NH—CO 4) —COONH_4
8. Определите цвет, который приобретает белок альбумин при взаимодействии с азотной кислотой.
 - 1) белый 3) красный
 - 2) ярко-синий 4) жёлтый
9. При гидролизе белков образуются
 - 1) предельные карбоновые кислоты
 - 2) аминокислоты
 - 3) нуклеиновые кислоты
 - 4) непредельные карбоновые кислоты
10. Какой тип связи определяет первичную структуру белковой молекулы?
 - 1) водородная 3) ионная
 - 2) пептидная 4) дисульфидная
11. Укажите цветную реакцию характерную для белков.
 - 1) реакция «серебряного зеркала»
 - 2) изменение окраски индикатора
 - 3) образование берлинской лазури
 - 4) биуретовая реакция
12. Как называется пространственная структура белка, которая образуется благодаря водородным связям?
 - 1) третичная
 - 2) первичная
 - 3) четвертичная
 - 4) вторичная

_____ для ЗАМЕТОК _____

Белки с $M_r > 50000$ состоят, как правило, из нескольких полипептидных цепей, каждая из которых уже имеет первичную, вторичную и третичную структуры. Говорят, что такие белки обладают *четвертичной* структурой.

Свойства белков

Белки — амфотерные электролиты. При определённом значении pH среды (оно называется изоэлектрической точкой) число положительных и отрицательных зарядов в молекуле белка одинаково. Это одно из основных свойств белка. Белки в этой точке электронейтральны, а их растворимость в воде наименьшая. Способность белков снижать растворимость при достижении электронейтральности их молекул используется для получения белковых продуктов.

Гидратация. Процесс гидратации означает связывание белками воды, при этом они проявляют гидрофильные свойства: набухают, их масса и объём увеличиваются. Набухание отдельных белков зависит от их строения. Имеющиеся в составе и расположенные на поверхности белковой макромолекулы гидрофильные амидные (—CO—NH— , пептидная связь), аминные (—NH_2) и карбоксильные (—COOH) группы притягивают к себе молекулы воды, строго ориентируя их на поверхности молекулы. Окружающая белковые глобулы гидратная (водная) оболочка препятствует агрегации и осаждению, а следовательно, способствует устойчивости растворов белка. В изоэлектрической точке белки обладают наименьшей способностью связывать воду. Происходит разрушение гидратной оболочки вокруг белковых молекул, поэтому они соединяются, образуя крупные агрегаты. Агрегация белковых молекул происходит и при их обезвоживании с помощью некоторых органических растворителей, например этилового спирта. Это приводит к выпадению белков в осадок. При изменении pH среды макромолекула белка становится заряженной, и его гидратационная способность меняется.

При ограниченном набухании концентрированные белковые растворы образуют сложные системы, называемые *студнями*. Студни не текучи, упруги, обладают пластичностью, определённой механической прочностью, способны сохранять свою форму.

Денатурация белков. При денатурации под влиянием внешних факторов (температуры, механического воздействия, действия химических агентов и ряда других факторов) происходит изменение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы, т. е. её нативной пространственной структуры. Первичная структура, а следовательно, и химический

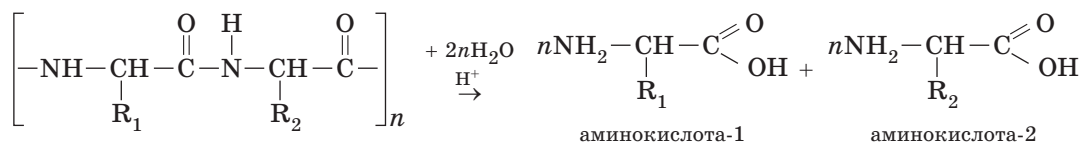
состав белка не меняются. Изменяются физические свойства: снижается растворимость, способность к гидратации, теряется биологическая активность. Меняется форма белковой макромолекулы, происходит агрегирование. В то же время увеличивается активность некоторых химических групп, облегчается воздействие на белки протеолитических ферментов, а следовательно, он легче гидролизуется.

В пищевой технологии особое практическое значение имеет тепловая денатурация белков, степень которой зависит от температуры, продолжительности нагрева и влажности.

Пенообразование. Под процессом пенообразования понимают способность белков образовывать высококонцентрированные системы «жидкость–газ», называемые пенами. Устойчивость пены, в которой белок является пенообразователем, зависит не только от его природы и от концентрации, но и от температуры. Белки в качестве пенообразователей широко используются в кондитерской промышленности (пастила, зефир, суфле). Структуру пены имеет хлеб, а это влияет на его вкусовые качества.

Гидролиз белков. Молекулы белков под влиянием ряда факторов могут разрушаться или вступать во взаимодействие с другими веществами с образованием новых продуктов. Под влиянием протеаз-ферментов, катализирующих гидролитическое расщепление белков, последние распадаются на более простые продукты (поли- и дипептиды) и в итоге на аминокислоты. Скорость гидролиза белка зависит от его состава, молекулярной структуры, активности фермента и условий.

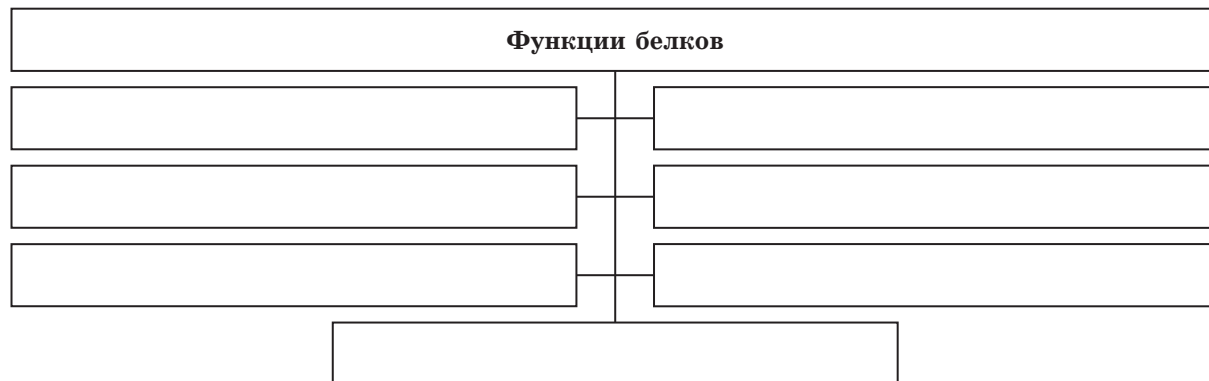
Реакцию гидролиза с образованием аминокислот в общем виде можно записать так:



Горение. Белки горят с образованием азота, углекислого газа и воды, а также некоторых других веществ. Горение сопровождается характерным запахом жжёных перьев.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Функции белков».



Ответы на тестовые задания (неделя 24)

1 — 2. 2 — 4. 3 — 2. 4 — 4. 5 — 2. 6 — 4. 7 — 2. 8 — 4. 9 — 2. 10 — 2. 11 — 4. 12 — 4.

НЕДЕЛЯ 25

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

3.8. Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)

Углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)

Общая характеристика

Углеводы — органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода, причем водород и кислород находятся в них, как правило, в таком же соотношении, как и в молекуле воды (2 : 1).

Общая формула углеводов — $C_n(H_2O)_m$, т. е. они как бы состоят из углерода и воды, отсюда и название класса, которое имеет исторические корни. Оно появилось в процессе анализа первых известных углеводов. В дальнейшем было установлено, что имеются углеводы, в молекулах которых не соблюдается указанное соотношение (2 : 1), например дезоксирибоза — $C_5H_{10}O_4$. Известны также органические соединения, состав которых соответствует приведенной общей формуле, но которые не принадлежат к классу углеводов. К ним относятся, например, формальдегид CH_2O и уксусная кислота CH_3COOH .

Однако название «углеводы» укоренилось и в настоящее время является общепризнанным для этих веществ.

Углеводы по их способности гидролизироваться можно разделить на три основные группы: моно-, ди- и полисахариды.

Моносахариды — углеводы, которые не гидролизуются (не разлагаются водой). В свою очередь, в зависимости от числа атомов углерода, моносахариды подразделяются на *триозы* (молекулы которых содержат три углеродных атома), *тетрозы* (четыре углеродных атома), *пентозы* (пять), *гексозы* (шесть) и т. д.

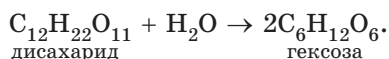
В природе существует в основном два типа моносахаридов, отличающихся тем, что углеводы первого типа содержат пятичленное, а второго — шестичленное кольцо, образованное соответственно четырьмя и пятью атомами углерода и одним атомом кислорода.

К первому типу моносахаридов относятся рибоза — $C_5H_{10}O_5$ и дезоксирибоза — $C_5H_{10}O_4$.

Рибоза и дезоксирибоза — представители класса пентоз, входят в состав ДНК и РНК, определяя первую часть названия нуклеиновых кислот.

Второй тип моносахаридов — гексозы. Представитель — глюкоза $C_6H_{12}O_6$. Такую же формулу $C_6H_{12}O_6$ имеют фруктоза и галактоза.

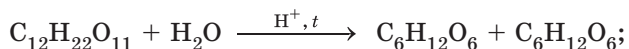
Дисахариды — углеводы, которые гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов, например гексоз. Общую формулу подавляющего большинства дисахаридов вывести несложно: нужно сложить две формулы гексоз и вычесть из получившейся формулы молекулу воды — $C_{12}H_{22}O_{11}$. Соответственно можно записать и общее уравнение гидролиза:



К дисахаридам относятся:

- *сахароза* (обычный пищевой сахар), которая при гидролизе образует одну молекулу глюкозы и молекулу фруктозы. Она содержится в большом количестве в сахарной свекле, сахарном тростнике (отсюда и названия — свекловичный или тростниковый

сахар), клёне (канадские первопроходцы добывали кленовый сахар), сахарной пальме, кукурузе и т. д.



- **мальтоза** (солодовый сахар), которая гидролизуется с образованием двух молекул глюкозы. Мальтозу можно получить при гидролизе крахмала под действием ферментов, содержащихся в солоде, — пророщенных, высушенных и размолотых зернах ячменя;
- **лактоза** (молочный сахар), которая гидролизуется с образованием молекул глюкозы и галактозы. Она содержится в молоке млекопитающих (до 4–6 %), обладает невысокой сладостью и используется как наполнитель в драже и аптечных таблетках.

Сладкий вкус разных моно- и дисахаридов различен. Так, самый сладкий моносахарид — фруктоза — в полтора раза слаще глюкозы, которую принимают за эталон. Сахароза (дисахарид), в свою очередь, в 2 раза слаще глюкозы и в 4–5 раз — лактозы, которая почти безвкусна.

Полисахариды — крахмал, гликоген, декстрины, целлюлоза и т. д. — углеводы, которые гидролизуются с образованием множества молекул моносахаридов, чаще всего глюкозы.

Чтобы вывести формулу полисахаридов, нужно от молекулы глюкозы отнять молекулу воды и записать выражение с индексом n : $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, ведь именно за счёт отщепления молекул воды в природе образуются ди- и полисахариды.

Роль углеводов в природе и их значение для жизни человека чрезвычайно велики. Образуясь в клетках растений в результате фотосинтеза, они выступают источником энергии для клеток животных. В первую очередь это относится к глюкозе.

Многие углеводы (крахмал, гликоген, сахароза) выполняют запасающую функцию, роль резерва питательных веществ.

Кислоты РНК и ДНК, в состав которых входят некоторые углеводы (пентозы-рибозы и дезоксирибоза), выполняют функции передачи наследственной информации.

Целлюлоза — строительный материал растительных клеток — играет роль каркаса для оболочек этих клеток. Другой полисахарид — хитин — выполняет аналогичную роль в клетках некоторых животных: образует наружный скелет членистоногих (ракообразных), насекомых, паукообразных.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Укажите верное утверждение о моносахаридах.
 - 1) гидролизуются
 - 2) имеют альдегидную или кетонную группу
 - 3) включают карбоксильную и гидроксильную группы
 - 4) входят в состав белков
- Форма существования молекул глюкозы в водном растворе —
 - 1) циклическая
 - 2) альдегидоспирт
 - 3) пятиатомный кетонспирт
 - 4) альдегидоспирт и циклическая форма в динамическом равновесии
- Обозначьте молекулярную формулу сахарозы.
 - 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - 2) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 - 3) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$
 - 4) $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_{n+1}$
- Укажите реакцию образования глюкозы при фотосинтезе.
 - 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} = n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - 3) $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
 - 4) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{ферм.}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$
- Реакция, которая позволяет отличить глюкозу от сахарозы, —
 - 1) нейтрализации
 - 2) этерификации
 - 3) «серебряного зеркала»
 - 4) дегидратации
- Укажите название углевода с молекулярной формулой $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.
 - 1) крахмал
 - 2) сахароза
 - 3) рибоза
 - 4) фруктоза

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Определите продукт, который образуется при гидролизе крахмала.
1) глюкоза
2) фруктоза
3) глюконовая кислота
4) декстрины
8. Укажите углеводы, из остатков которых состоит молекула крахмала.
1) α-глюкоза
2) β-глюкоза
3) α-фруктоза
4) β-фруктоза
9. Определите группу углеводов, к которой относится целлюлоза.
1) моносахариды
2) дисахариды
3) трисахариды
4) полисахариды
10. Целлюлоза не вступает в реакции
1) горения
2) гидролиза
3) гидрирования
4) этерификации
11. В результате какого процесса в природе образуется крахмал?
1) фотосинтез
2) гидратация
3) брожение
4) кристаллизация
12. Среди приведённых веществ укажите природный полимер.
1) глюкоза
2) этиловый спирт
3) целлюлоза
4) уксусная кислота

_____ для ЗАМЕТОК _____

Углеводы служат в конечном счёте источником нашего питания: мы потребляем зерно, содержащее крахмал, или скармливаем его животным, в организме которых крахмал превращается в белки и жиры. Самая гигиеничная одежда изготовлена из целлюлозы или продуктов на её основе: хлопка и льна, вискозного волокна, ацетатного шёлка. Деревянные дома и мебель построены из той же целлюлозы, образующей древесину. Книжки, газеты, письма, денежные банкноты — все это продукция целлюлозно-бумажной промышленности. Значит, углеводы обеспечивают нас всем необходимым для жизни: пищей, одеждой, кровом.

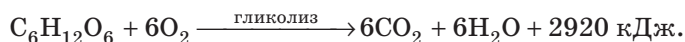
Кроме того, углеводы участвуют в построении сложных белков, ферментов, гормонов. Углеводами являются и такие жизненно необходимые вещества, как гепарин (он играет важнейшую роль — предотвращает свёртывание крови), агар-агар (его получают из морских водорослей и применяют в микробиологической и кондитерской промышленности — вспомните знаменитый торт «Птичье молоко»).

Необходимо подчеркнуть, что единственным видом энергии на Земле (помимо ядерной, разумеется) является энергия Солнца, а единственным способом её аккумуляции для обеспечения жизнедеятельности всех живых организмов является процесс фотосинтеза, протекающий в клетках живых растений и приводящий к синтезу углеводов из воды и углекислого газа. Именно при этом превращении образуется кислород, без которого жизнь на нашей планете была бы невозможна:



Моносахариды. Глюкоза

Глюкоза и фруктоза — твёрдые бесцветные кристаллические вещества. Глюкоза содержится в соке винограда (отсюда название «виноградный сахар») вместе с фруктозой, которая содержится в некоторых фруктах и плодах (отсюда название «фруктовый сахар»), составляет значительную часть мёда. В крови человека и животных постоянно содержится около 0,1 % глюкозы (80–120 мг в 100 мл крови). Большая её часть (около 70 %) подвергается в тканях медленному окислению с выделением энергии и образованием конечных продуктов — углекислого газа и воды (процесс гликолиза):



Энергия, выделяемая при гликолизе, в значительной степени обеспечивает энергетические потребности живых организмов.

Превышение уровня содержания глюкозы в крови (180 мг в 100 мл) свидетельствует о нарушении углеводного обмена и развитии опасного заболевания — сахарного диабета.

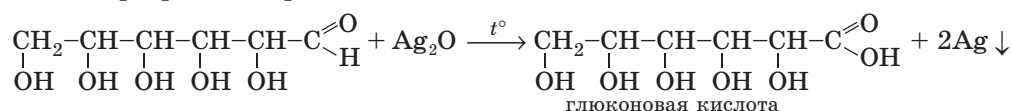
Химические свойства глюкозы, как и любого другого органического вещества, определяются её строением. Глюкоза обладает двойственным характером, являясь и альдегидом, и многоатомным спиртом, поэтому для неё характерны свойства и многоатомных спиртов, и альдегидов.

Глюкоза даёт качественную реакцию многоатомных спиртов (вспомните глицерин) со свежеполученным гидроксидом меди(II), образуя ярко-синий раствор соединения меди(II).

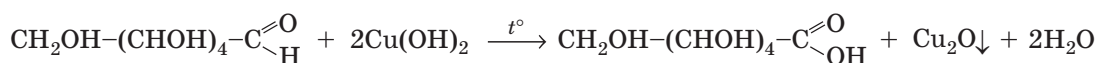
Глюкоза, подобно спиртам, может образовывать сложные эфиры.

Окисление альдегидной группы. Глюкоза как альдегид способна окисляться в соответствующую (глюконовую) кислоту и давать качественные реакции альдегидов.

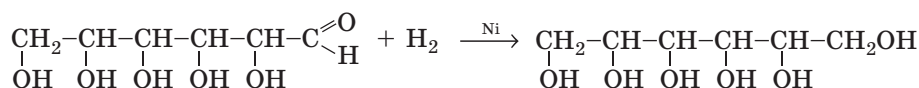
Реакция «серебряного зеркала»:



Реакция со свежеполученным $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании:

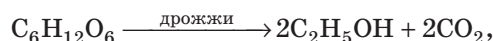


Восстановление альдегидной группы. Глюкоза может восстанавливаться в соответствующий спирт (сорбит):



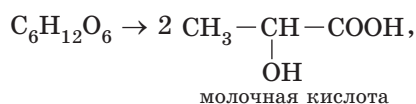
Реакции брожения протекают под действием особых биологических катализаторов белковой природы — ферментов. Из различных видов брожения отметим некоторые.

1. Спиртовое брожение:



издавна применяемое человеком для получения этилового спирта и алкогольных напитков.

2. Молочнокислое брожение:



которое составляет основу жизнедеятельности молочнокислых бактерий и происходит при скисании молока, квашении капусты и огурцов, силосовании зеленых кормов.

Полисахариды. Крахмал и целлюлоза

Крахмал — белый аморфный порошок, не растворяется в холодной воде. В горячей воде он разбухает и образует коллоидный раствор — крахмальный клейстер.

Крахмал содержится в цитоплазме растительных клеток в виде зёрен запасного питательного вещества. В картофельных клубнях содержится около 20 % крахмала, в пшеничных и кукурузных зёрнах — около 70 %, а в рисовых — почти 80 %.

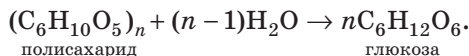
Целлюлоза (от лат. *cellula* — клетка), выделенная из природных материалов (например, вата или фильтровальная бумага), представляет собой твёрдое волокнистое вещество, нерастворимое в воде.

Оба полисахарида имеют растительное происхождение, однако играют в клетке растений разную роль: целлюлоза — строительную, конструкционную функцию, а крахмал — запасную. Поэтому целлюлоза является обязательным элементом клеточной оболочки

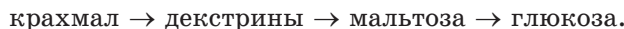
растений. Волокна хлопка содержат до 95 % целлюлозы, волокна льна и конопли — до 80 %, а в древесине её содержится около 50 %.

Рассмотрим **химические свойства полисахаридов**.

1. Образование глюкозы. Крахмал и целлюлоза подвергаются гидролизу с образованием глюкозы в присутствии минеральных кислот, например серной:



В пищеварительном тракте животных крахмал подвергается сложному ступенчатому гидролизу:

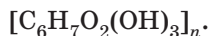


Организм человека не приспособлен к перевариванию целлюлозы, так как не имеет ферментов, необходимых для разрыва связей между остатками β-глюкозы в макромолекуле целлюлозы.

Лишь у термитов и жвачных животных (например, коров) в пищеварительной системе живут микроорганизмы, вырабатывающие необходимые для этого ферменты.

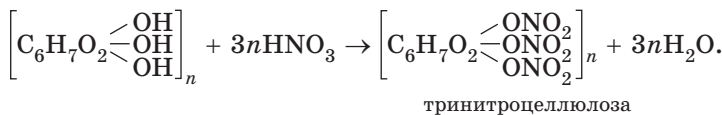
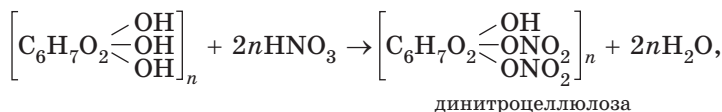
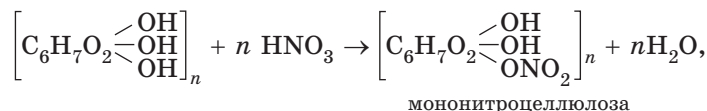
2. Образование сложных эфиров. Крахмал может образовывать эфиры за счёт гидроксигрупп, однако эти эфиры не нашли практического применения.

Другое дело целлюлоза. Проанализируйте состав структурного звена целлюлозы, и вы увидите, что каждое звено содержит три свободных спиртовых гидроксигруппы. Поэтому общую формулу целлюлозы можно записать и таким образом:



За счёт этих спиртовых гидроксигрупп целлюлоза и может образовывать сложные эфиры, которые широко применяются.

При обработке целлюлозы смесью азотной и серной кислот получают в зависимости от условий моно-, ди- и тринитроцеллюлозу:



КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Углеводы — это _____

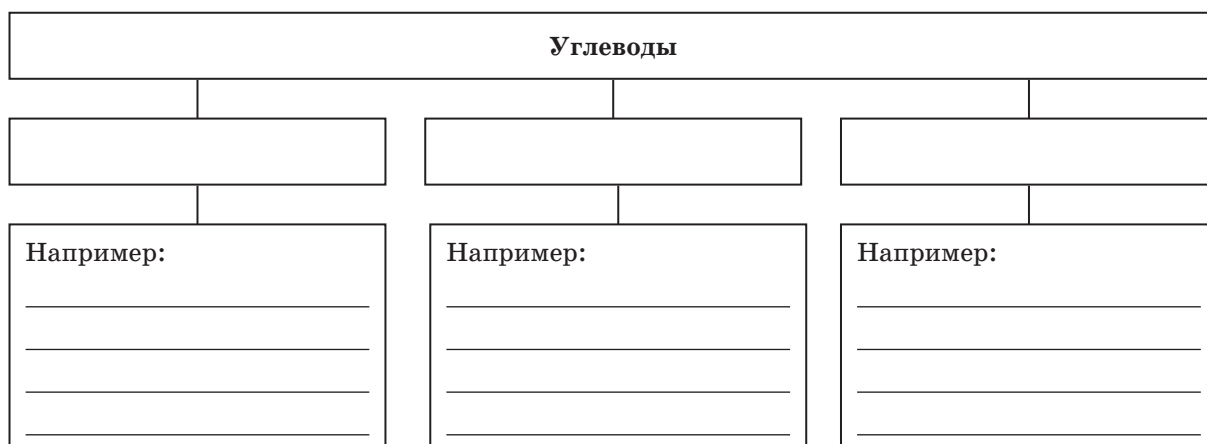
2. Функции углеводов в живых организмах:

3. Сахароза состоит из _____

4. Мальтоза состоит из _____

5. Лактоза состоит из _____

♦ Заполните схему «Углеводы».



Ответы на тестовые задания (неделя 25)

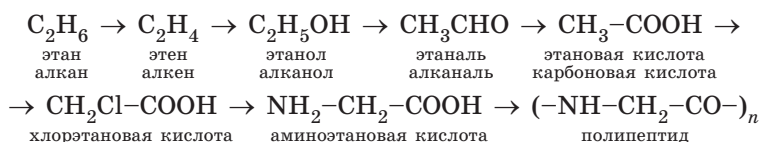
1 — 2. 2 — 4. 3 — 2. 4 — 3. 5 — 3. 6 — 1. 7 — 1. 8 — 1. 9 — 4. 10 — 3. 11 — 1. 12 — 3.

ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

В органической химии различают два понятия: «генетическая связь» (общее) и «генетический ряд» (частное).

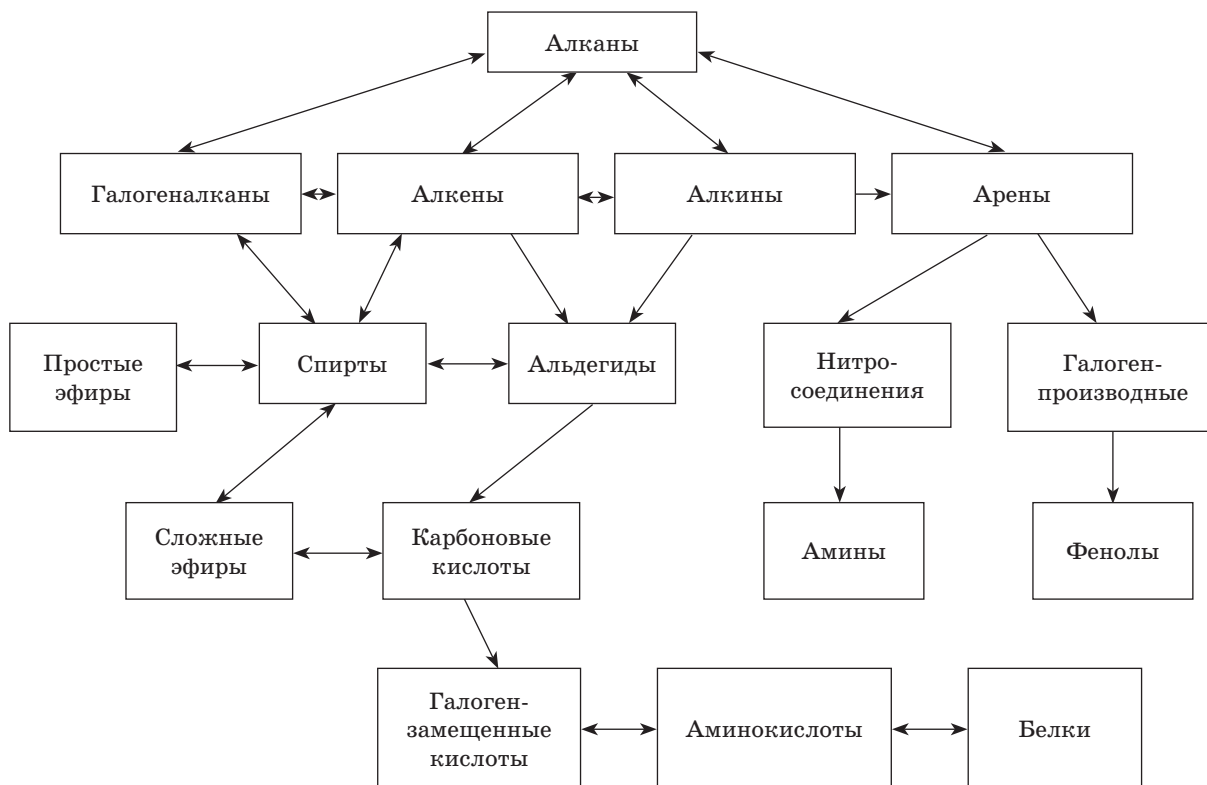
Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то основу генетического ряда в органической химии (химии углеродных соединений) составляют соединения с одинаковым числом атомов углерода в молекуле.

Пример генетического ряда:



Взаимосвязь различных классов органических веществ

Схема иллюстрирует взаимосвязь органических соединений и их синтезы.



Основой органических соединений являются углеводороды, производные которых и создают огромное разнообразие веществ, присущее органической химии. В зависимости от особенностей строения углеродного скелета и, особенно, из-за наличия в нём кратных связей углеводы разделяются на насыщенные (алканы), ненасыщенные с двойными связями (алкены), с тройными связями (алкины), а также циклические ароматические углеводороды (арены). При этом если алканы и арены проявляют способность, главным образом, к реакциям замещения (галогены, азотная и серная кислоты), то для ненасыщенных, наоборот, характерны реакции присоединения. Присоединение молекулы воды превращает алкены в спирты, а алкины — в альдегиды и кетоны (реакция Кучерова). Кроме того, они могут присоединять галогены и галогеноводороды (образование галогенопроизводных), аммиак и амины (образование аминов различного строения). Полученные соединения подвергаются дальнейшим изменением — окисление спиртов происходит вначале до образования альдегидов, а потом до образования карбоновых кислот, при взаимодействии которых со спиртами образуются сложные эфиры.

Комбинация различных функциональных групп в одной молекуле образует соединения со смешанными функциями — аминокислоты (комбинация амино- и карбоксильной группы) и углеводы (комбинация окси- и карбонильных групп). Эти соединения образуют в результате реакций конденсации высокомолекулярные продукты — белки, полисахариды, которые имеют разнообразные свойства.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- В цепочке превращений $C_6H_6 \rightarrow X \rightarrow C_6H_5NH_2$ веществом X является
 - $C_6H_5C_2H_5$
 - $C_6H_5NO_2$
 - C_6H_{12}
 - $C_6H_{11}NO_2$
- В цепочке превращений $CH_4 \rightarrow X \rightarrow C_2H_4$ веществом X является
 - CH_3OH
 - CH_2Cl_2
 - CH_3Cl
 - C_2H_2
- Определите промежуточный продукт при получении из этанола этина в присутствии катализатора Ni.
 - бензол
 - хлорэтан
 - этен
 - хлорэтен
- В цепочке превращений $C_2H_4 \rightarrow X \rightarrow CH_3COOC_2H_5$ веществом X является
 - C_2H_5OH
 - C_2H_6
 - $C_2H_4Cl_2$
 - $H_2C(OH)CH_2(OH)$
- В цепочке превращений $C_2H_5OH \rightarrow X \rightarrow CH_3COOH$ веществом X является
 - C_2H_4
 - C_2H_2
 - C_2H_3Cl
 - CH_3COH
- В цепочке превращений $CH_3COOH \rightarrow X \rightarrow CH_4$ веществом X является
 - CH_3COOCH_3
 - $CH_2ClCOOH$
 - CH_3COONa
 - $CHCl_2COOH$
- Установите в цепочке превращений $CH_4 \rightarrow X \rightarrow C_6H_6$ формулу вещества X.
 - C_2H_4
 - C_2H_2
 - C_2H_3OH
 - C_2H_3Cl
- В цепочке превращений определите вещество X.

$$CH_4 \rightarrow X \rightarrow CH_3-C \begin{smallmatrix} O \\ \parallel \\ H \end{smallmatrix}$$
 - C_2H_2
 - $HCOOH$
 - CH_3COOH
 - C_2H_4
- В цепочке превращений $CH_4 \rightarrow X \rightarrow CH_3OH$ веществом X является
 - $C_2H_2Cl_2$
 - C_2H_5OH
 - CH_3Cl
 - CCl_4

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Алканы — это _____

2. Алкены — это _____

3. Алкадиены — это _____

4. Алкины — это _____

5. Ароматические углеводороды — это _____

6. Спирты — это _____

7. Альдегиды — это _____

8. Карбоновые кислоты — это _____	1
_____	2
_____	3
_____	4
9. Сложные эфиры — это _____	5
_____	6
_____	7
_____	8
_____	9
10. Амины — это _____	10
_____	11
_____	12
_____	13
_____	14
11. Аминокислоты — это _____	15
_____	16
_____	17
_____	18
_____	19
12. Белки — это _____	20
_____	21
_____	22
_____	23
_____	24
13. Жиры — это _____	25
_____	26
_____	27
_____	28
_____	29
14. Углеводы — это _____	30
_____	31
_____	32
_____	33
_____	34
_____	35

Ответы на тестовые задания (неделя 26) _____

1 — 2. 2 — 3. 3 — 3. 4 — 1. 5 — 4. 6 — 3. 7 — 2. 8 — 1. 9 — 3.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ «ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: ГОМОЛОГИЯ И ИЗОМЕРИЯ (СТРУКТУРНАЯ И ПРОСТРАНСТВЕННАЯ). ВЗАИМНОЕ ВЛИЯНИЕ АТОМОВ В МОЛЕКУЛАХ»

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два фактора, от которых зависят свойства органических соединений.
- 1) качественный состав молекул
 - 2) качественный и количественный состав молекул
 - 3) пространственное строение и взаимное влияние молекул
 - 4) взаимное влияние атомов в молекулах
 - 5) пространственное строение молекул

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите два **неверных** утверждения.
- 1) органические соединения можно получить из неорганических
 - 2) валентность атома углерода в молекуле C_2H_6 равна III
 - 3) вещества могут иметь одинаковые формулы, но разное строение
 - 4) органические вещества имеют атомную кристаллическую решётку
 - 5) для углерода в органических соединениях характерная валентность равна IV

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите два свойства, которые одинаковы у изомеров.
- 1) физические свойства
 - 2) химические свойства
 - 3) качественный состав
 - 4) количественный состав
 - 5) структурные формулы молекул

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два утверждения, которые **не относятся** к гомологам.
- 1) имеют одинаковые значения молярных масс
 - 2) могут различаться по химическим свойствам
 - 3) отличаются по составу на одну или несколько групп CH_2
 - 4) имеют одинаковое агрегатное состояние
 - 5) имеют одинаковую общую формулу для всех членов гомологического ряда

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите два вида органических соединений, для которых характерна геометрическая изомерия.

- 1) с двойной связью
- 2) с тройной связью
- 3) с одинарной связью
- 4) циклические
- 5) ароматические

Ответ:

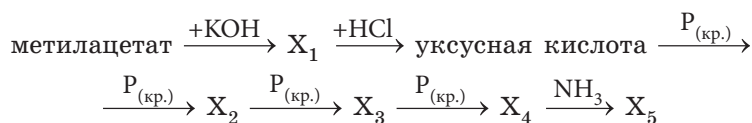
6. Из предложенного перечня выберите формулы двух гомологов гексана.

- 1) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- 2) $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
- 5) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_3$

Ответ:

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

7. При помощи каких реакций можно осуществить преобразования по таким схемам:



Напишите уравнение этих реакций. Определите X_1 , X_2 , X_3 , X_4 .

8. Органическое вещество содержит углерод (массовая доля 84,21 %) и водород (15,79 %). Плотность пара вещества по воздуху равна 3,93. Определите формулу вещества.

**ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«ТИПЫ СВЯЗЕЙ В МОЛЕКУЛАХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ.
ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ УГЛЕРОДА.
РАДИКАЛ. ФУНКЦИОНАЛЬНАЯ ГРУППА»**

Ответом к заданиям 1—3 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

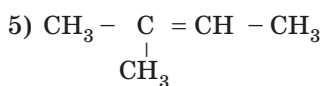
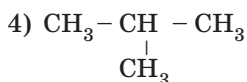
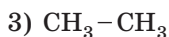
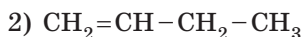
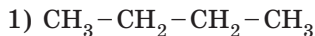
1. Из предложенного перечня выберите число σ -связей (две позиции) в молекулах ацетилена и пропена.

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

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите две структурные формулы ненасыщенных углеводородов.



Ответ:

--	--

3. Установите соответствие между названиями веществ и числом σ - и π -связей в них: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

А) ацетон

Б) метиламин

В) ацетилен

Г) винилхлорид

ЧИСЛО СВЯЗЕЙ

1) 6 σ - и 1 π -связь

2) 6 σ - и 0 π -связей

3) 5 σ - и 1 π -связь

4) 9 σ - и 1 π -связь

5) 4 σ - и 1 π -связь

6) 6 σ - и 0 π -связей

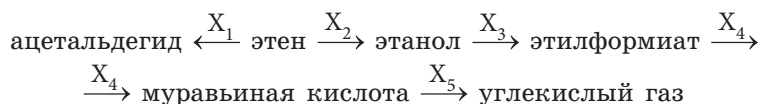
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

4. При помощи каких реакций можно осуществить эти преобразования?



Определите вещества X_1 , X_2 , X_3 , X_4 , X_5 .

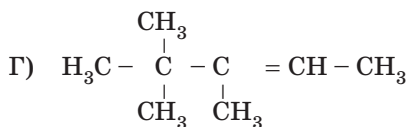
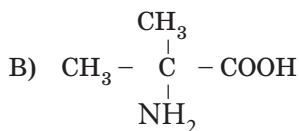
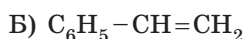
5. При сгорании углеводорода массой 1,4 г образуется оксид углерода(IV) объемом 2,24 л (н.у.) и вода массой 1,8 г. Относительная плотность этого углеводорода по водороду равна 14. Определите формулу углеводорода и определите его.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)»

Ответом к заданиям 1—3 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Установите соответствие между химическими формулами и названиями органических соединений: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА



НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

1) пропен-1-ол-2

2) 3,4,4-триметилпентен-2

3) 2-амино-2-метилпропановая кислота

4) фенилэтилен

5) пропен-2-ол-1

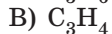
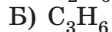
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между химическими формулами и классами органических соединений: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА



КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ
ВЕЩЕСТВ

1) алканы

2) алкены

3) алкины

4) карбоновые кислоты

5) спирты

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между общими формулами углеводородов и названиями веществ: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ОБЩАЯ ФОРМУЛА
УГЛЕВОДОРОДА

- А) $C_n H_{2n-2}$
 Б) $C_n H_{2n+2}$
 В) $C_n H_{2n}$
 Г) $C_n H_{2n-6}$

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

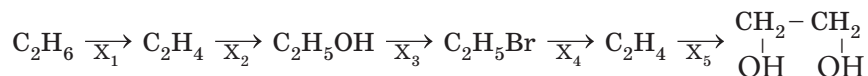
- 1) алкины
 2) диены
 3) алканы
 4) алкены
 5) арены

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

4. Для следующей схемы превращений укажите реагенты и условия проведения реакций:



Определите вещества X_1 , X_2 , X_3 , X_4 , X_5 .

5. Определите массу тетрахлорида углерода, который можно получить при хлорировании метана объёмом 11,2 л молекулярным хлором, объём которого в системе составляет 56 л. Объём газов приведен к нормальным условиям. Выход продукта составляет 70 % от теоретически возможного.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ:
АЛКАНОВ, ЦИКЛОАЛКАНОВ, АЛКЕНОВ, ДИЕНОВ, АЛКИНОВ,
АРОМАТИЧЕСКИХ УГЛЕВОДОРОДОВ (БЕНЗОЛА, ТОЛУОЛА)»

Ответом к заданиям 1—4 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Задана следующая схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y соответственно.

- 1) HCl
 2) Cl_2
 3) H_2O
 4) H_2 (t° , катализатор)
 5) O_2

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:	X	Y

2. Из приведённого перечня выберите названия трёх реакций, в которые *не вступает* бензол при обычных условиях.

- | | |
|------------------|-----------------|
| 1) горение | 4) хлорирование |
| 2) нитрование | 5) окисление |
| 3) полимеризация | |

Ответ:

--	--

3. Из приведённого перечня выберите две характеристики, которые *не относятся* к сопряжённым алкадиенам.

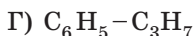
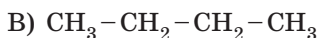
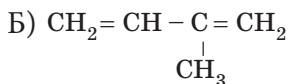
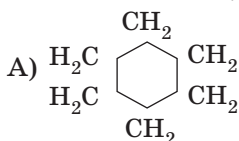
- 1) имеют с алкинами одинаковую общую формулу
- 2) содержат три двойные связи
- 3) присоединяют молекулу брома в 1,2- и 1,4-положениях
- 4) образуют фенильный радикал
- 5) являются исходными веществами для получения синтетического каучука

Ответ:

--	--

4. Установите соответствие между формулами веществ и классами органических соединений: каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА



КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) алкены
- 2) диены
- 3) алканы
- 4) арены
- 5) циклоалканы

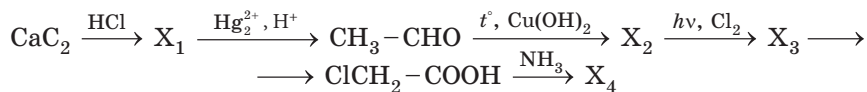
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

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



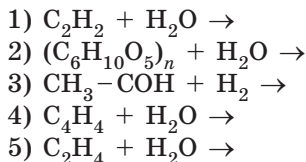
Определите вещества X_1 , X_2 , X_3 , X_4 .

6. Рассчитайте объём этилена, приведённый к нормальным условиям, который можно получить из технического этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ массой 300 г. Учтите, что технический спирт содержит 8 % примесей.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРЕДЕЛЬНЫХ ОДНОАТОМНЫХ И МНОГОАТОМНЫХ СПИРТОВ, ФЕНОЛА»

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите две схемы реакций, в результате которых образуется этанол.



Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите названия двух органических соединений, которые содержат несколько гидроксильных групп.

- 1) гексанол
 2) глицерин
 3) фенол
 4) этиленгликоль
 5) пропанол-2

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, которые с фенолами образуют фенолят натрия.

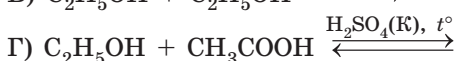
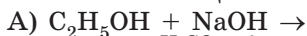
- 1) натрий
 2) карбонат натрия
 3) оксид натрия
 4) гидроксид натрия
 5) сульфид натрия

Ответ:

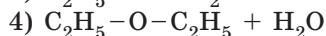
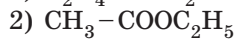
--	--

4. Установите соответствие между схемами реакций и продуктами их взаимодействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СХЕМА РЕАКЦИИ



ФОРМУЛА ПРОДУКТОВ РЕАКЦИИ

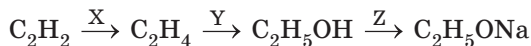


Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Задана следующая схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных формул веществ являются веществами X, Y и Z.

- 1) NaOH
- 2) O₂
- 3) H₂
- 4) Na
- 5) H₂O
- 6) Na₂O

Ответ:

X	Y	Z

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ, ПРЕДЕЛЬНЫХ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ, СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ»

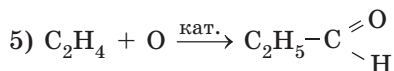
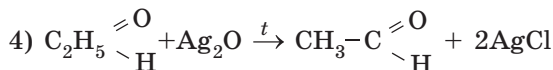
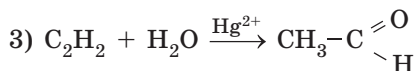
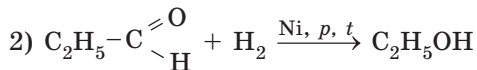
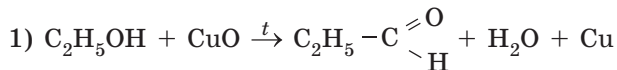
Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите три названия (тривиальных и по международной номенклатуре), первого представителя гомологического ряда альдегидов.
- 1) уксусный альдегид
 - 2) формальдегид
 - 3) формалин
 - 4) метаналь
 - 5) муравьиный альдегид

Ответ:

--	--	--

2. Из предложенного перечня выберите формулы двух органических соединений, которые содержат несколько гидроксильных групп.



Ответ:

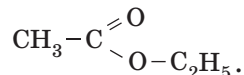
--	--

3. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, при взаимодействии которых с уксусной кислотой можно получить сложный эфир.

- 1) этилформиат
- 2) метанол
- 3) пропен
- 4) муравьиная кислота
- 5) пропанол

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два равноправных названия сложного эфира



- 1) метилформиат
- 2) диэтиловый эфир
- 3) этилацетат
- 4) этилуксусная кислота
- 5) этиловый эфир уксусной кислоты

Ответ:

5. Установите соответствие между систематическими и тривиальными названиями альдегидов и кислот: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СИСТЕМАТИЧЕСКОЕ НАЗВАНИЕ

- А) бутановая кислота
- Б) этаналь
- В) пентаналь
- Г) метаналь

ТРИВИАЛЬНОЕ НАЗВАНИЕ

- 1) масляная кислота
- 2) валериановый альдегид
- 3) формальдегид
- 4) уксусный альдегид
- 5) капроновая кислота

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г
<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТСОДЕРЖАЩИХ СОЕДИНЕНИЙ: АМИНОВ И АМИНОКИСЛОТ»

Ответом к заданиям 1—4 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите название аминокислоты $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{CH}}} - \underset{\text{NH}_2}{\underset{|}{\text{CH}}} - \text{COOH}$, используя греческие буквы.
- 1) γ -аминобутановая
 - 2) β -аминобутановая
 - 3) α -амино- β -метилбутановая
 - 4) 2-амино- β -метилпропановая

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите два утверждения относительно аминокислот.
- 1) имеют свойства солей
 - 2) синтезируются только в организме человека
 - 3) имеют три функциональные группы
 - 4) являются продуктами гидролиза белков
 - 5) являются амфотерными соединениями

Ответ:

--	--

3. Амины горят на воздухе с образованием углекислого газа, воды и азота. Запишите уравнение реакции и определите коэффициенты молекул воды и азота.

1) 2 2) 4 3) 7 4) 9 5) 10

Ответ:

--	--

4. Установите соответствие между формулами и названиями органических соединений: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА

А) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$

Б) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$

В) $\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$

НАЗВАНИЕ

1) аминоктановая кислота

2) диоксиламин

3) 2-аминопропановая

4) 2-аминоэтанол

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

5. Даны вещества: железо, вода, соляная кислота, хлор. Напишите четыре уравнения возможных реакций между этими веществами.
6. Из этилового спирта объёмом 40 мл (массовая доля примесей 6 %, плотность 0,807 г/мл) получили этилен объёмом 10,2 л (н. у.). Рассчитайте массовую долю выхода продукта.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «БИОЛОГИЧЕСКИ ВАЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА: ЖИРЫ, БЕЛКИ, УГЛЕВОДЫ (МОНОСАХАРИДЫ, ДИСАХАРИДЫ, ПОЛИСАХАРИДЫ)»

Ответом к заданиям 1—6 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите названия двух высших карбоновых ненасыщенных кислот, которые входят в состав жиров.

- 1) акриловая
- 2) линолевая
- 3) стеариновая
- 4) пальмитиновая
- 5) олеиновая

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите два утверждения, *не относящиеся* к составу жиров.

- 1) включают остатки предельных и непредельных кислот
- 2) остатки кислот содержат чётное число атомов углерода
- 3) природные жиры являются простыми эфирами
- 4) остатки непредельных жиров имеют твёрдую консистенцию
- 5) остатки кислот имеют неразветвлённый скелет

Ответ:

--	--

3. Из предложенного перечня выберите два утверждения, которые характеризуют процесс образования пептидной связи.

- 1) образуется при взаимодействии карбоксильных групп двух аминокислот
- 2) образуется при взаимодействии аминогрупп двух аминокислот
- 3) образуется при взаимодействии карбоксильной группы одной аминокислоты и аминогруппы другой
- 4) при её образовании выделяется молекула воды

Ответ:

--	--

4. Установите для природных сложных эфиров (жиров) соответствие между входящими в жир радикалами высших карбоновых кислот и их названиями: к каждой позиции, обозначенной буквой, выберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

РАДИКАЛ КИСЛОТЫ

- А) $-C_{15}H_{31}$
- Б) $-C_{17}H_{31}$
- В) $-C_{17}H_{33}$
- Г) $-C_{17}H_{35}$

НАЗВАНИЕ КИСЛОТЫ

- 1) линолевая
- 2) стеариновая
- 3) пальмитиновая
- 4) масляная
- 5) олеиновая

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Из предложенного перечня выберите два утверждения, относящиеся к белкам.

- 1) биополимеры, которые состоят из соединённых в определённой последовательности пептидными связями остатков аминокислот
- 2) делятся на циклические и ациклические
- 3) делятся на ароматические и гетероциклические
- 4) являются высокомолекулярными соединениями
- 5) делятся на нитросодержащие и не содержащие нитросоединений

Ответ:

--	--

6. Из предложенного перечня выберите названия двух реактивов, при помощи которых можно провести качественную реакцию на белок.

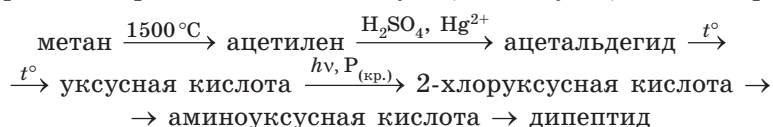
- 1) индикатор
- 2) раствор гидроксида меди(II)
- 3) азотная кислота
- 4) раствор перманганата калия
- 5) раствор сульфата меди(II)

Ответ:

--	--

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

7. Запишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме превращений:



8. Железо массой 11,2 г сплавили с серой, массой 6,4 г. К продукту реакции прилили в избытке соляную кислоту. Выделившийся газ пропустили через раствор сульфата меди(II). Рассчитайте массу полученного осадка.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. В схеме превращений $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{X} \xrightarrow{\text{Y}} \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}_2\text{H}_5$
- 2) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NO}_2$
- 3) C_6H_{12}
- 4) H_2O
- 5) H_2
- 6) O_2

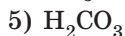
Запишите в таблицу номера выбранных формул веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

2. В схеме превращений $\text{C}_2\text{H}_4 \xrightarrow{\text{X}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{Y}} \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ определите вещества X и Y.

- 1) H_2SO_4
- 2) $\text{H}_3\text{PO}_4, t^\circ$
- 3) HCl

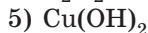
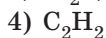
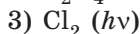
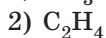


Запишите в таблицу номера выбранных формул веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

3. В схеме превращений $\text{CaC}_2 \xrightarrow{2\text{HCl}} \text{X} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}, \text{H}^+} \text{CH}_3\text{CHO} \xrightarrow{t^\circ, \text{окислитель}} \text{Y}$ определите вещества X и Y.



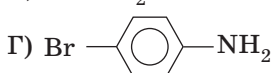
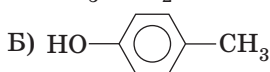
Запишите в таблицу номера выбранных формул веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

4. Установите соответствие между формулами веществ и их названиями: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА



НАЗВАНИЕ

1) 4-броманилин

2) пропаналь

3) хлоруксусная кислота

4) 4-метилфенол

5) этанол

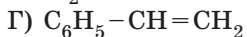
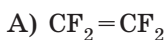
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Установите соответствие между формулами мономеров и названиями полимеров: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА МОНОМЕРА



НАЗВАНИЕ ПОЛИМЕРА

1) полистирол

2) тефлон

3) капрон

4) нейлон

5) бутадиеновый синтетический каучук

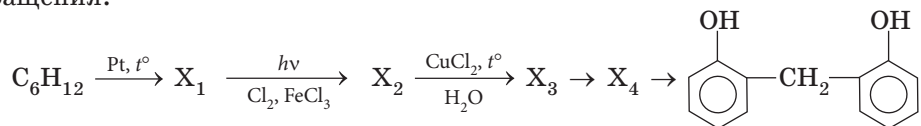
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

Запишите сначала номер задания, а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

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



7. Магний массой 4,8 г растворили в 200 мл 12 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,05$ г/мл). Вычислите массовую долю сульфата магния в конечном растворе.
8. Массовая доля крахмала в картофеле равна 20 %. Рассчитайте массу глюкозы, которую можно получить из 891 кг картофеля. Выход продукта реакции равен 50 %.

- 4.1. Экспериментальные основы химии
 - 4.1.1. Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии
 - 4.1.2. Научные методы исследования химических веществ и превращений. Методы разделения смесей и очистки веществ
-

МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Правила работы в лаборатории

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. Проводите опыты лишь с теми веществами, которые указаны учителем. Не берите для опыта больше вещества, чем это необходимо.
2. Строго выполняйте указанные учителем меры предосторожности, иначе может произойти несчастный случай.
3. Не пробуйте вещества на вкус.
4. Твёрдые вещества берите из баночек только сухой ложкой или сухой пробиркой. Наливайте жидкость и насыпайте твёрдые вещества в пробирку осторожно. Предварительно проверьте, не разбито ли у пробирки дно и не имеет ли она трещин.
5. При выяснении запаха веществ не подносите сосуд близко к лицу, ибо вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу.
6. Нагревая пробирку с жидкостью, держите её так, чтобы открытый конец её был направлен в сторону и от самого себя, и от соседей. Производите опыты только над столом.
7. В случае ожога, пореза или попадания едкой и горячей жидкости на кожу или одежду немедленно обращайтесь к учителю или лаборанту.
8. Не приступайте к выполнению опыта, не зная, что и как нужно делать.
9. Не загромождайте своё рабочее место предметами, которые не потребуются для выполнения опыта. Работайте спокойно, без суетливости, не мешая соседям.
10. Производите опыты только в чистой посуде. Закончив работу, вымойте посуду. Банки и склянки закрывайте теми же пробками или крышками, какими они были закрыты. Пробки открываемых склянок ставьте на стол только тем концом, который не входит в горлышко склянки.
11. Обращайтесь бережно с посудой, веществами и лабораторными принадлежностями.
12. Закончив работу, приведите рабочее место в порядок.

освободите лапку и кольцо от муфты. Для этого поверните против часовой стрелки винт, удерживающий лапку и кольцо, и выньте их из муфты. Рассмотрите устройство муфты.

Наденьте муфту на стержень штатива так, чтобы винт, закрепляющий её, был справа от стержня штатива, а стержни лапки или кольца укреплялись бы таким образом, чтобы их поддерживал не только винт, но и муфта. При таком креплении кольца и лапки никогда не выпадут из муфты.

Закрепите в одну муфту кольцо, а в другую — лапку. Укрепите в лапке пробирку в вертикальном положении, отверстием вверх. Пробирка укреплена правильно, если её можно повернуть в лапке без больших усилий. Слишком крепко зажатая пробирка может лопнуть, особенно при нагревании. Пробирку, как правило, зажимают около отверстия. Эту же пробирку поверните в горизонтальное положение, чтобы винт лапки был сверху.

На одно кольцо штатива положите сетку, на неё поставьте стакан. На втором кольце установите фарфоровую чашку без сетки.

При выполнении практических работ в химической лаборатории используется нагревательный прибор — **спиртовка**.

Как работать со спиртовкой

Спиртовка состоит из сосуда (резервуара), в который налит спирт, фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка. Снимите колпачок со спиртовки и поставьте его на стол. Проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосуда, оно должно быть закрыто полностью, иначе может вспыхнуть спирт в сосуде.

Зажгите спиртовку горячей спичкой. *Нельзя зажигать её от другой горячей спиртовки!* Это может вызвать пожар. Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком.

Зажгите ещё раз спиртовку и рассмотрите строение пламени. Оно имеет три зоны. Тёмная зона находится в нижней части пламени, она самая холодная. Над ней — самая яркая часть пламени, температура здесь выше, чем в тёмной зоне. Самая высокая температура — в верхней трети пламени спиртовки. Для быстрого нагревания нужно использовать самую горячую часть пламени. В неё и помещают нагреваемый предмет.

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

1. Насыпать или наливать вещества можно только над столом или специальным подносом. Для опыта брать только указанное количество вещества.
2. Нельзя ошибочно взятый излишек реактива сыпать (выливать) обратно в склянку или банку.
3. Все работы, связанные с выделением вредных паров или газов, проводить только в вытяжных шкафах при исправной вентиляции.
4. Твёрдые сыпучие реактивы разрешается брать из склянок только с помощью совочков, ложечек, шпателей, пробирок, но не руками. Измельчение твёрдых веществ разрешается проводить только в фарфоровой ступке с помощью пестика.
5. Для ускорения растворения твёрдых веществ в пробирке нельзя закрывать её отверстие пальцем при встряхивании.
6. Растворение щёлочи следует производить в фарфоровой посуде путём прибавления к воде небольших порций вещества при непрерывном перемешивании. Кусочки щёлочи можно брать только пинцетом или щипцами.
7. При разбавлении кислот водой всегда помните правило: кислоты следует медленно, тонкой струей при перемешивании наливать в воду, а не наоборот.
8. Пролитую кислоту или щёлочь следует засыпать чистым сухим песком и перемешивать его до полного впитывания всей жидкости. Влажный песок убрать совком

в широкий стеклянный сосуд для последующей промывки и нейтрализации.

9. При попадании на кожу растворов кислот или щелочей необходимо смыть их после стряхивания видимых капель сильной струей холодной воды. После промывки водой при ожоге кислотами поражённый участок следует нейтрализовать 3%-м содовым раствором и смазать вазелином, при поражении щёлочью — 1%-м раствором уксусной кислоты.

10. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости. Необходимо сливать их в склянки, предназначенные для этой цели.

Научные методы исследования химических веществ и превращений

При изучении химии, как и других естественных дисциплин, широко используют такой важнейший метод познания, как **наблюдение**.

Наблюдение — это целенаправленное восприятие химических объектов (веществ и их свойств) с целью их изучения.

Для того чтобы наблюдение было плодотворным, необходимо соблюдать ряд условий.

1. Нужно чётко определить предмет наблюдения, т. е. то, на что будет обращено внимание наблюдателя, — конкретное вещество, его свойства, то или иное превращение вещества и т. д.

2. Необходимо знать, зачем проводится наблюдение, т. е. чётко сформулировать его цель.

3. Нужно составить план наблюдения. А для этого следует выдвинуть гипотезу о том, как будет происходить наблюдаемое явление. Гипотеза может быть выдвинута и в результате наблюдения, когда получен какой-то результат, который нужно объяснить.

Научное наблюдение отличается от наблюдения в житейском смысле этого слова. Как правило, научное наблюдение проводится в строго контролируемых условиях, причем условия эти можно изменять по желанию наблюдателя. Чаще всего такое наблюдение проводится в специальном помещении — лаборатории.

Исследования, которые проводятся в строго контролируемых и управляемых условиях, называют **экспериментом**.

В лабораторных условиях используют особые приборы, установки и предметы — модели, в которых копируются только самые важные, существенные признаки и свойства объектов изучения.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Выберите метод, которым можно воспользоваться для выделения сульфата бария из водного раствора.
 - 1) кристаллизация
 - 2) перегонка
 - 3) центрифугирование
 - 4) хроматография
8. Укажите метод разделения смеси воды со спиртом.
 - 1) фильтрация
 - 2) отстаивание
 - 3) центрифугирование
 - 4) перегонка
9. Какое свойство веществ лежит в основе метода их разделения перегонкой?
 - 1) поверхностное натяжение
 - 2) разность температур кипения
 - 3) растворимость
 - 4) различная плотность
10. В делительной воронке можно разделить смеси
 - 1) растительного масла и воды
 - 2) ацетона и воды
 - 3) порошка мела и раствора поваренной соли
 - 4) порошков серы и железа
11. Метод фильтрования веществ основан на
 - 1) пористости фильтра
 - 2) различии размеров частиц
 - 3) различии размеров частиц и различной пропускной способности фильтра
 - 4) различной пропускной способности фильтра
12. Неоднородные смеси разделяют
 - 1) выпариванием
 - 2) на мембранах
 - 3) отстаиванием
 - 4) с помощью хроматографии

Эксперимент позволяет подтвердить или опровергнуть гипотезу. Так формулируется **вывод**.

Некоторые наблюдения неудобно или невозможно проводить непосредственно в природе, поэтому в изучении химии большую роль играет **моделирование**. Моделирование — это изучение объекта с помощью построения и изучения моделей, т. е. его заменителей или аналогов.

Условно химические модели можно разделить на две группы: предметные (модели атомов, молекул, кристаллов, химических установок и т. д.) и знаковые, или символьные (символы химических элементов, формулы веществ, уравнения реакций).

А что изучает химия? Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Вещество — это то, из чего состоят физические тела.

В жизни, как правило, мы встречаемся не с чистыми веществами, а со смесями веществ. Эти смеси могут быть *неоднородными* (например, мутная речная вода содержит в себе нерастворимые частицы песка и глины, которые видны невооруженным глазом) и *однородными* (растворы спирта, сахара), в которых нельзя заметить границу раздела между веществами.

Среди однородных смесей можно выделить *жидкие*, *твёрдые* и *газообразные*. Важнейшая *газообразная* смесь — воздух — представляет собой смесь азота, кислорода, углекислого газа, аргона и других веществ. К *твёрдым* смесям можно отнести стекло и различные сплавы — сталь, бронзу, латунь и др.

Состав смесей может быть самым разнообразным, и они, в отличие от чистых веществ, имеют другие свойства. Так, чистая вода замерзает при 0 °С, а если растворить в ней поваренную соль, то можно добиться значительного понижения температуры замерзания.

Состав смесей устанавливают с помощью *химического анализа*. Химический анализ применяется очень широко, он необходим при решении важнейших хозяйственных и научно-технических задач. Проведение анализа стали по ходу её выплавки (например, определение содержания углерода) — обязательное условие успешного проведения металлургического процесса.

Без определения концентрации примесей, загрязняющих воду и воздух, невозможен контроль за состоянием окружающей среды. Химический анализ горных пород и руд используется при разведке полезных ископаемых. С помощью особых методов с применением химического анализа получают *особо чистые вещества*, в которых содержание примесей, влияющих на их специфические свойства, не превышает одной стотысячной и даже одной миллионной процента. Эти вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой промышленности, волоконной оптике. Свойства особо чистых веществ используются для создания принципиально новых приборов или технологических процессов.

Методы разделения смесей и очистки веществ

Разделение смесей — одна из первоначальных задач экспериментальной химии.

Мы знаем, что с телами и веществами происходят различные изменения, которые называют явлениями, и что явления делят на **физические** и **химические**.

При физических явлениях состав вещества остаётся без изменения, а изменяется лишь его агрегатное состояние или форма и размеры тел.

Чтобы изучить свойства вещества, его нужно иметь в чистом виде.

Многие способы получения чистых химических веществ, по сути, физические явления.

Смеси, в состав которых входят жидкие или газообразные вещества, неустойчивы во времени: их составные части — компоненты с меньшей плотностью поднимаются (всплывают), а с большей — опускаются вниз (оседают). Так выпадает роса из тумана, осажается сажа из дыма, отстаивается мутная вода, отстаиваются сливки в молоке и т. д.

Процесс разделения смесей указанным способом называется **отстаиванием**. Например, смеси нефти и воды, растительного масла и воды быстро расслаиваются, и поэтому их легко отделить друг от друга с помощью делительной воронки.

Чтобы ускорить процесс разделения смесей, вместо отстаивания в лабораторной практике используют **центрифугирование**, которое имеет такое название из-за прибора — центрифуги. В центрифугу помещают пробирки со смесью веществ, включают прибор, который начинает интенсивно раскручивать закреплённые в нём пробирки. Под действием центробежной силы частицы разных веществ получают различное ускорение, так как обладают различной плотностью, и смесь разделяется.

Для ускорения процесса разделения веществ, находящихся в разных агрегатных состояниях, применяют способ **фильтрования**. Он основан на различии в размерах частиц веществ и различной пропускной способности пористого материала *фильтра*.

Фильтром для очистки питьевой воды на станциях водоочистки служит слой песка, в пылесосе применяют бумажные или матерчатые фильтры. В медицине при уходе за больными используют в качестве фильтра многослойные марлевые повязки.

Для получения чистых йода и серы используют такое физическое явление, как **возгонка** (сублимация), т. е. переход из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу. При возгонке в нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлаждённой — основа конденсируется с образованием кристаллов. Мокрое бельё высыхает на морозе, так как лёд способен к возгонке.

Для разделения жидких растворов применяют способ **дистилляции**, или перегонки. Этот способ основан на том, что при кипении раствора, образованного жидкостями с различными температурами кипения, пар оказывается обогащённым более летучим веществом.

Этим способом получают воду, очищенную от растворённых в ней веществ. Такая вода называется *дистиллированной*. Её используют для приготовления растворов лекарств и для заливки в систему охлаждения автомобилей.

Перегонку применяют для получения из природной нефти отдельных нефтепродуктов (бензина, лигроина, керосина, газойля, мазута и т. д.). Промышленные установки для непрерывной перегонки нефти представляют собой ректификационные колонны — стальные цилиндрические аппараты высотой около 40 м. Внутри колонны находятся десятки горизонтальных перегородок с отверстиями, так называемых тарелок. Пары нефти в колонне двигаются снизу вверх и, постепенно охлаждаясь, сжижаются на тех или иных тарелках, в зависимости от температур кипения и плотности.

Для разделения микроскопических количеств веществ применяют метод **хроматографии**, суть которого состоит в том, что при капиллярном движении раствора сквозь пористое вещество (бумагу, глину, специальные порошки) его компоненты по-разному взаимодействуют с материалом, поэтому движутся с разной скоростью, благодаря чему раствор разделяется.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

◆ Закончите предложение.

К научным методам исследования химических веществ относятся _____

Ответы на тестовые задания (неделя 27) _____

1 — 2. 2 — 3. 3 — 2. 4 — 1. 5 — 2. 6 — 1. 7 — 3. 8 — 4. 9 — 2. 10 — 1. 11 — 3. 12 — 3.

НЕДЕЛЯ 28

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 4.1. Экспериментальные основы химии
- 4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы
- 4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы
- 4.1.5. Качественные реакции органических соединений

Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы

Диссоциация воды

Вода, как было отмечено ранее, слабый электролит. Без учета гидратации ионов H^+ уравнение диссоциации воды имеет вид:



$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}.$$

Так как на ионы диссоциирует лишь незначительная часть молекул воды, то её концентрацию $[H_2O]$ можно считать постоянной, и тогда

$$[H_2O] \cdot K_d = K_{H_2O};$$

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-].$$

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называют **ионным произведением воды** K_{H_2O} .

Установлено, что при 25 °С ионное произведение воды $K_{H_2O} = 10^{-14}$.

В разбавленных водных растворах электролитов, как и в воде, произведение концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- — величина постоянная при определённой температуре. Ионное произведение воды даёт возможность вычислить концентрацию гидроксид-ионов OH^- в любом водном растворе, если известна концентрация ионов водорода H^+ , и наоборот.

Например,

$$\text{если } [OH^-] = 10^9 \text{ моль/л, то } [H^+] = 10^{-14}/10^{-9} = 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Среды водных растворов электролитов

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- .

Различают три типа сред: нейтральную, щелочную, кислотную.

Нейтральная — это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Кислотная — это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов:

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-],$$

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Щелочная — это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов:

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-], [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель

Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый **водородный показатель pH** (пэ-аш), введённый датским химиком Сёренсеном: р — начальная буква слова *potenz* — математическая степень, буква Н — химический знак водорода.

Водородным показателем pH называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Например, если $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ моль/л, то $\text{pH} = 4$, среда раствора кислотная; если $[\text{H}^+] = 10^{-10}$ моль/л, то $\text{pH} = 10$, среда раствора щелочная; если $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л, то $\text{pH} = 7$, среда нейтральная.

Чем меньше pH, тем больше концентрация ионов H^+ , то есть больше кислотность среды; и наоборот, чем больше pH, тем больше щелочность раствора. Зависимость между концентрацией ионов водорода, значением pH и реакцией среды раствора показана на рис. 14.

Существуют различные методы измерения pH. Качественно тип среды и pH водных растворов электролитов определяют с помощью индикаторов — веществ, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов, то есть pH растворов. На практике, как вы знаете, для этого применяют такие индикаторы, как лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин, универсальный.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Одинаковую реакцию среды имеют растворы хлорида аммония и
 - 1) ацетата лития
 - 2) карбоната натрия
 - 3) хлорида калия
 - 4) сульфата меди
- Среда водного раствора нитрата кальция
 - 1) слабощелочная
 - 2) кислая
 - 3) нейтральная
 - 4) сильнощелочная
- Фенолфталеин приобретает малиновый цвет в растворе
 - 1) BaCl_2
 - 2) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 - 3) Na_2S
 - 4) FeSO_4
- Выберите реактив для определения фосфат-иона.
 - 1) NaNO_3
 - 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
 - 3) AgNO_3
 - 4) HNO_3
- Фиолетовое окрашивание пламени образует ион
 - 1) Li
 - 2) Na
 - 3) Sr
 - 4) K
- Нитрат серебра не является реактивом на ионы
 - 1) S^{2-}
 - 2) I^-
 - 3) SO_4^{2-}
 - 4) PO_4^{3-}
- Для подтверждения состава бромида цинка необходимы растворы
 - 1) хлорида бария и гидроксида калия
 - 2) нитрата серебра и гидроксида натрия
 - 3) нитрата натрия и гидроксида кальция
 - 4) азотной кислоты и лакмуса

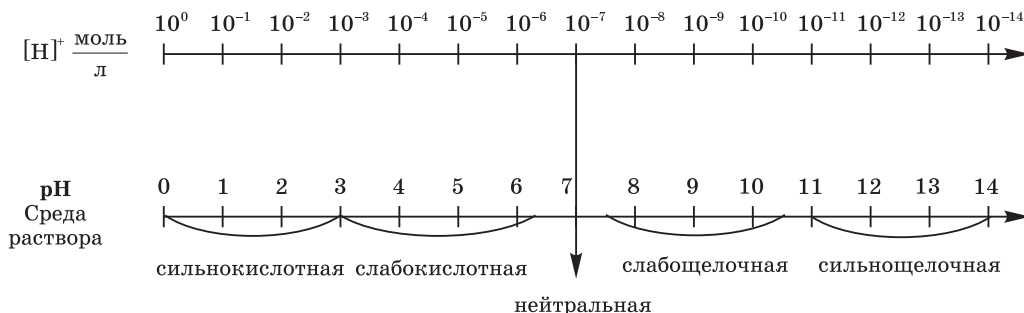


Рис. 1. Зависимость между концентрацией ионов водорода, значением pH и реакцией среды раствора

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

8. Выберите реактив для качественной реакции на соли аммония.
 - 1) нитрат серебра
 - 2) гидроксид натрия
 - 3) вода
 - 4) соляная кислота
9. Укажите признаки качественной реакции на атомы хлора в органических соединениях.
 - 1) образование жёлтого осадка
 - 2) выделение бурого газа при прокаливании
 - 3) окрашивание пламени в зелёный цвет
 - 4) появление тёмно-синего окрашивания раствора
10. Определите соединения, для которых характерна реакция «серебряного зеркала».
 - 1) этановая кислота и этаналь
 - 2) этанол и этановая кислота
 - 3) метановая кислота и этаналь
 - 4) этанол и этаналь
11. Для количественного определения альдегидов используют
 - 1) бромную воду
 - 2) гидроксид меди(II)
 - 3) оксид меди(II) в аммиачном растворе
 - 4) азотную кислоту
12. Глицерин в водном растворе определяют с помощью
 - 1) натрия
 - 2) гидроксида натрия
 - 3) азотной кислоты
 - 4) гидроксида меди(II)

Белика роль водородного показателя в самых различных явлениях и процессах — и в природе, и в технике. Многие производственные процессы в пищевой, химической и других отраслях промышленности, а также биологические процессы протекают лишь при определённой реакции среды.

Определённая реакция почвенного раствора необходима для нормального развития различных культур в сельском хозяйстве. Для снижения кислотности почв применяют известкование (внесение в почву карбонатов кальция и магния), для снижения щелочности — гипсование (внесение в почву молотого гипса). Во внутренней среде живых организмов *значение pH постоянно*. Так, желудочный сок при нормальной кислотности имеет $pH = 1,7$ (сильнокислотная среда), кровь — $pH = 7,4$ (слабощелочная), слезы — $pH = 6,9$ (слабокислотная, близка к нейтральной).

Качественные реакции, индикаторы

В практической деятельности человека часто возникает необходимость обнаружения того или иного вещества. Многие семьи, имеющие садовый участок или огород, интересуются составом почвы и воды; в городах, где воздух загрязняется продуктами горения топлива, специальные лаборатории проводят проверку воздуха на содержание CO и CO_2 .

Реакции, с помощью которых распознают определённые химические вещества, называют качественными.

Для кислот и щелочей тоже существуют качественные реакции, с помощью которых растворы кислот и щелочей можно распознать среди растворов других веществ. Это реакции кислот и щелочей с особыми веществами — **индикаторами**. Если к раствору кислоты или щёлочи добавить несколько капель раствора индикатора, то он изменит свой цвет. В табл. 14 приведены индикаторы и указано изменение их окраски в кислотной, а также в щелочной среде.

Таблица 14

Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды

Название индикатора	Окраска индикатора		
	в нейтральной среде	в щелочной среде	в кислотной среде
Лакмус	Фиолетовая	Синяя	Красная
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Жёлтая	Красно-розовая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая	Бесцветная

Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Таблица 15

Качественные реакции на анионы

Анион	Условие, реактив, катион	Признаки, сокращённое ионное уравнение реакции
Cl^-	Нитрат серебра Ag^+	Белый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
Br^-	Нитрат серебра Ag^+	Желтоватый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$
I^-	Нитрат серебра Ag^+	Жёлтый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$
SO_4^{2-}	Растворимые соли бария Ba^{2+}	Белый осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ и Cu	Выделение бурого газа $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
PO_4^{3-}	Нитрат серебра Ag^+	Ярко-жёлтый осадок $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	Растворимые соли бария Ba^{2+}	Жёлтый осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4 \downarrow$
S^{2-}	Растворимые соли меди Cu^{2+}	Чёрный осадок $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$
CO_3^{2-}	Кислоты H^+	Выделение газа без запаха $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
OH^-	Лакмус	Синий цвет раствора
	Фенолфталеин	Малиновый цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Жёлтый цвет раствора

Таблица 16

Качественные реакции на катионы

Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращённое ионное уравнение реакции
H^+	Лакмус	Красный цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Розовый цвет раствора
NH_4^+	Щёлочь, OH^- , t°	Выделение газа с резким запахом $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Ag^+	Соляная кислота, растворы хлоридов, Cl^-	Белый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
Li^+	Пламя	Красное окрашивание
Na^+	Пламя	Жёлтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
	Растворы карбонатов, CO_3^{2-}	Белый осадок $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$


Окончание таблицы 16

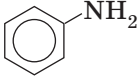
Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращённое ионное уравнение реакции
Ba^{2+}	Пламя	Жёлто-зелёное окрашивание
	Серная кислота, растворы сульфатов, SO_4^{2-}	Белый (мелкокристаллический) осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
Cu^{2+}	Пламя	Зелёное окрашивание
	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
	Щёлочь, OH^-	Синий осадок $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Fe^{2+}	Щёлочь, OH^-	Зеленоватый осадок $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$
	Красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	Синий осадок (турнбулева синь) $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$
Fe^{3+}	Щёлочь, OH^-	Бурый осадок $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
	Роданид аммония NH_4SCN , SCN^-	Кроваво-красный осадок $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3 \downarrow$
Fe^{3+}	Жёлтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Тёмно-синий осадок (берлинская лазурь) $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$
Al^{3+}	Щёлочь, OH^-	Желеобразный осадок белого цвета, растворяется в избытке раствора щёлочи $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$

Качественные реакции органических соединений

Таблица 17

Распознавание органических веществ

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции
$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	Раствор KMnO_4 , H^+	Обесцвечивание раствора
	Раствор Br_2	Обесцвечивание раствора
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	CuO	Изменение цвета проволоки, выделение паров с фруктовым запахом
$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование ярко-синего раствора
	Раствор Br_2	Выпадение белого осадка
	Раствор FeCl_3	Фиолетовое окрашивание

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции
$\text{H}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2, t^\circ$	Образование красного осадка Cu_2O
	$\text{Ag}_2\text{O}, t^\circ$	Образование «серебряного зеркала»
CH_3COOH	Лакмус	Красное окрашивание
	Раствор Na_2CO_3	Выделение газа
HCOOH	Лакмус	Красное окрашивание
	Раствор $\text{KMnO}_4, \text{H}^+$	Обесцвечивание раствора
	Раствор Na_2CO_3	Выделение газа
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	Раствор Br_2	Обесцвечивание раствора
	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ раствор мыла	H^+	Образование белых хлопьев
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Ярко-синее окрашивание; при нагревании образование красного осадка
	Ag_2O	Образование «серебряного зеркала»
$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ крахмал	Раствор I_2	Синее окрашивание
	Раствор Br_2	Выпадение белого осадка
Белок яичный (раствор)	HNO_3	Образование осадка жёлтого цвета
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Фиолетовое окрашивание

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Кислотная среда — это _____

2. Щелочная среда — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 28) _____

1 — 4. 2 — 3. 3 — 3. 4 — 3. 5 — 4. 6 — 3. 7 — 2. 8 — 2. 9 — 3. 10 — 3. 11 — 2. 12 — 4.

НЕДЕЛЯ 29

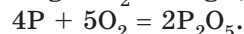
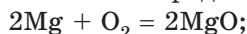
Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 4.1. Экспериментальные основы химии
- 4.1.6. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений
- 4.1.7. Основные способы получения углеводов (в лаборатории)
- 4.1.8. Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)

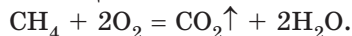
Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений

Способы получения оксидов:

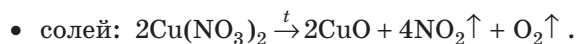
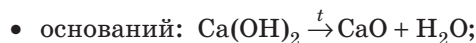
1. Взаимодействие простого вещества с кислородом:



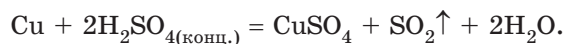
2. Горение некоторых сложных веществ:



3. Разложение:

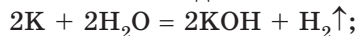


4. Взаимодействие кислот-окислителей:

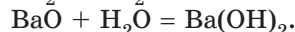
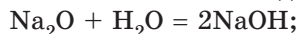


Способы получения оснований:

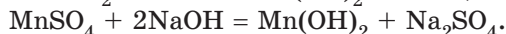
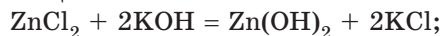
1. Взаимодействие активных металлов с водой:



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:

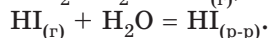
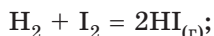


3. Взаимодействие солей со щелочами:

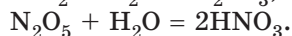
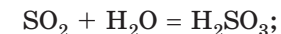


Способы получения кислот:

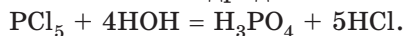
1. Взаимодействие водорода с некоторыми неметаллами и растворение полученного продукта в воде:



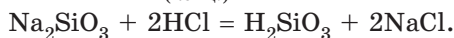
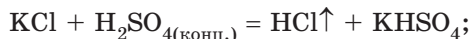
2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



3. Гидролиз галогенангидридов:



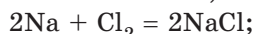
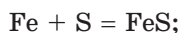
4. Взаимодействие солей и сильных кислот:



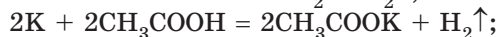
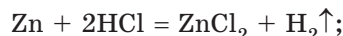
Способы получения солей:

1. Взаимодействие:

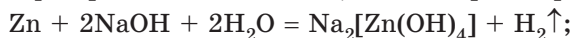
1) металла с неметаллом:



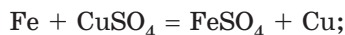
2) металла с кислотой-неокислителем:



3) амфотерного металла со щёлочью в растворе:



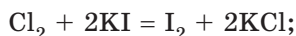
4) металла с солью:



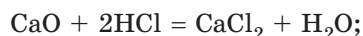
5) неметалла со щёлочью:



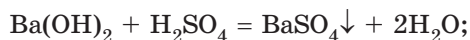
6) неметалла с солью:



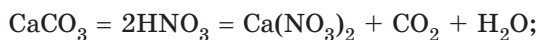
7) основного оксида с кислотой:



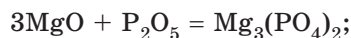
8) основания с кислотой:



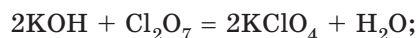
9) соли с кислотой:



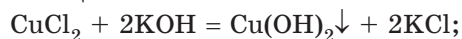
10) основного оксида с кислотным:



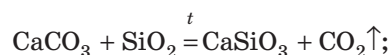
11) щёлочи с кислотным оксидом:



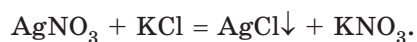
12) соли со щёлочью:



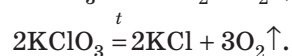
13) соли с кислотным оксидом:



14) соли с солью:

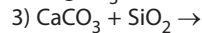
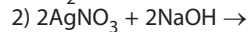
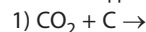


2. Термическое разложение солей:



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. В результате какой из приведённых ниже реакций образуется кислотный оксид?



2. Укажите вещества, которые используются для получения сульфата магния.

1) основной и кислотный оксиды

2) металл и неметалл

3) основание и кислотный оксид

4) основной оксид и неметалл

3. Образование осадка происходит при взаимодействии растворов

1) хлорида цинка и карбоната натрия

2) фторида серебра и нитрата натрия

3) хлорида калия и сульфата магния

4) нитрата кальция и бромида калия

4. Выберите пару реактивов, в результате воздействия которых можно получить гидроксид цинка.

1) Zn и H_2O

2) ZnCl_2 и H_2O

3) ZnO и H_2O

4) ZnSO_4 и NaOH

5. Укажите продукты реакции взаимодействия серной кислоты и карбоната натрия.

1) гидросульфат натрия

2) сульфат натрия, углекислый газ, вода

3) угольная кислота и гидрокарбонат натрия

4) карбонат калия и сульфат натрия

6. Из какого соединения в лаборатории можно получить этен?

1) CaC_2

2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

3) Al_4C_3

4) $\text{CH}_3\text{COONa}_2$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

7. Бензол в одну стадию можно получить из
 - 1) винилбензола
 - 2) метилциклогексана
 - 3) ацетилен
 - 4) толуола
8. Какое вещество образуется при окислении толуола?
 - 1) фенол
 - 2) ацетон
 - 3) бензойная кислота
 - 4) бензол
9. Укажите соединение, которое можно получить окислением пропанола-1.
 - 1) этаналь
 - 2) пропаналь
 - 3) бутаналь
 - 4) пропанон
10. Восстановлением муравьиного альдегида можно получить
 - 1) метанол
 - 2) уксусную кислоту
 - 3) этанол
 - 4) муравьиную кислоту
11. Укажите соединения, которые при взаимодействии со спиртами образуют сложные эфиры
 - 1) альдегиды
 - 2) многоатомные спирты
 - 3) карбоновые кислоты
 - 4) фенолы
12. При взаимодействии уксусной кислоты и оксида магния образуется
 - 1) этан
 - 2) этанат магния
 - 3) этанол
 - 4) ацетат магния

_____ для ЗАМЕТОК _____

Основные способы получения углеводородов (в лаборатории)

В лабораторных условиях для получения предельных углеводородов **алканов** применяют следующие способы.

1. Декарбоксилирование натриевых солей карбоновых кислот.

Нагревание натриевой соли уксусной кислоты (ацетата натрия) с избытком щёлочи приводит к отщеплению карбоксильной группы и образованию метана:



Если вместо ацетата натрия взять пропионат натрия, то образуется этан, из бутаноата натрия — пропан и т.д.:



2. Синтез Вюрца.

При взаимодействии галогеналканов со щелочным металлом натрием образуются предельные углеводороды и галогенид щелочного металла, например:

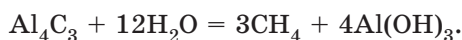


Действие щелочного металла на смесь галогеноуглеводородов (например, бромэтана и бромметана) приведёт к образованию смеси алканов (этана, пропана и бутана).

Реакция, на которой основан синтез Вюрца, хорошо протекает только с галогеналканами, в молекулах которых атом галогена присоединен к первичному атому углерода.

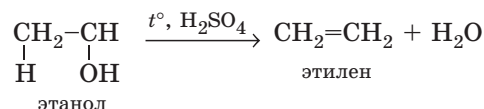
3. Гидролиз карбидов.

При обработке некоторых карбидов, содержащих углерод в степени окисления — 4 (например, карбида алюминия), водой образуется метан:



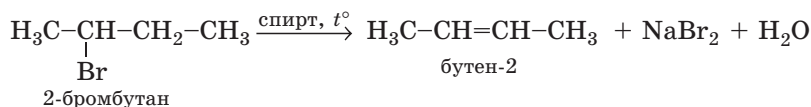
Чтобы получить предельные углеводороды **алкены** в лабораторных условиях применяют следующие способы.

1. Дегидратация спиртов.



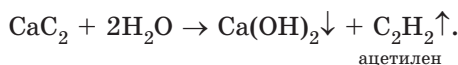
2. Дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводорода).

При взаимодействии галогеналкана со щёлочью в спиртовом растворе образуется двойная связь в результате отщепления галогеноводорода:

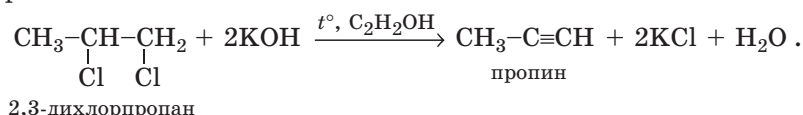


Алкины — неперелечные углеводороды с тройной связью — можно получить такими способами.

1. Карбидный способ. Это удобный и давно известный метод получения этина гидролизом некоторых карбидов, например карбида кальция:



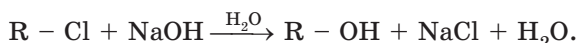
2. Способ дегидрогалогенирования. При взаимодействии на дигалогенпроизводное алканов спиртовым раствором щёлочи происходит отщепление двух молекул галогеноводорода и образование тройной связи:



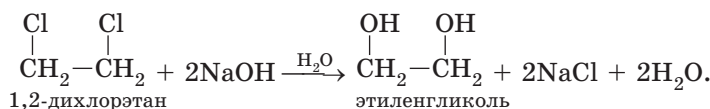
Основные способы получения кислородсодержащих соединений

Способы получения спиртов

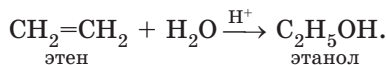
1. Гидролиз галогеналканов. Вы уже знаете, что образование галогеналканов при взаимодействии спиртов с галогеноводородами — обратимая реакция. Поэтому понятно, что спирты могут быть получены при *гидролизе галогеналканов* — реакции этих соединений с водой:



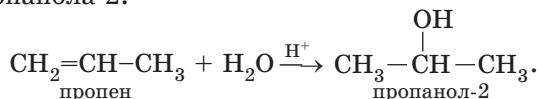
Многоатомные спирты можно получить при гидролизе галогеналканов, содержащих более одного атома галогена в молекуле. Например:



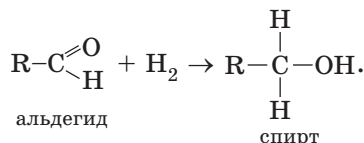
2. Гидратация алкенов — присоединение воды по π -связи молекулы алкена — уже знакома вам, например:



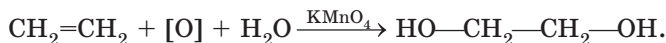
Гидратация пропена приводит, в соответствии с правилом Марковникова, к образованию вторичного спирта — пропанола-2:



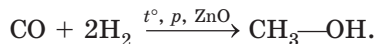
3. Гидрирование альдегидов и кетонов. Вы уже знаете, что окисление спиртов в мягких условиях приводит к образованию альдегидов или кетонов. Очевидно, что спирты могут быть получены при гидрировании (восстановлении водородом, присоединении водорода) альдегидов и кетонов:



4. **Окисление алкенов.** Гликоли, как уже отмечалось, могут быть получены при окислении алкенов водным раствором перманганата калия. Например, этиленгликоль (этандин-ол-1,2) образуется при окислении этилена (этена):



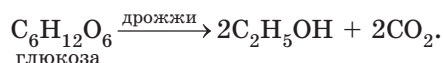
5. **Специфические способы получения спиртов.** Некоторые спирты получают характерными только для них способами. Так, метанол в промышленности получают при взаимодействии водорода с оксидом углерода(II) (угарным газом) при повышенном давлении и высокой температуре на поверхности катализатора (оксида цинка):



Необходимую для этой реакции смесь угарного газа и водорода, называемую также синтез-газом ($\text{CO} + n\text{H}_2\text{O}$), получают при пропускании паров воды над раскалённым углём:

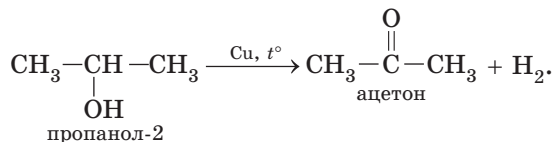
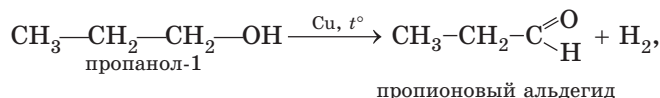


6. **Брожение глюкозы.** Этот способ получения этилового (винного) спирта известен человеку с древнейших времен:

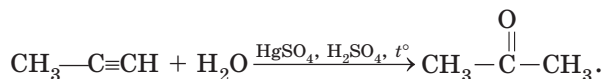
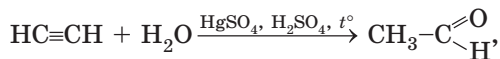


Способы получения альдегидов и кетонов

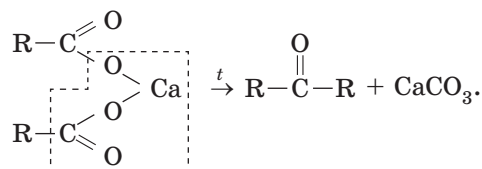
Альдегиды и кетоны могут быть получены **окислением** или **дегидрированием спиртов**. Ещё раз отметим, что при окислении или дегидрировании первичных спиртов могут быть получены альдегиды, а вторичных спиртов — кетоны:



Реакция Кучерова. Из ацетилена в результате реакции гидратации получается уксусный альдегид, из гомологов ацетилена — кетоны:

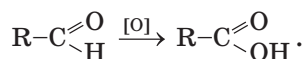
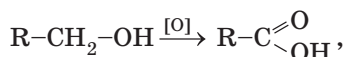


При нагревании *кальциевых* или *бариевых солей карбоновых кислот* образуются кетон и карбонат металла:

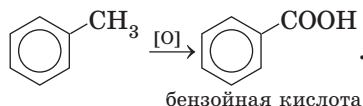


Способы получения карбоновых кислот

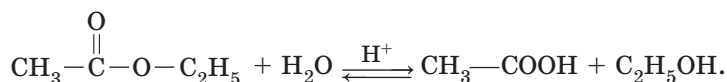
Карбоновые кислоты могут быть получены *окислением первичных спиртов и альдегидов*:



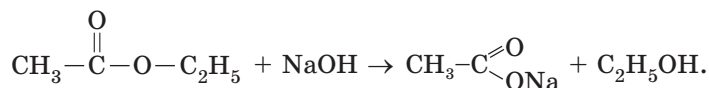
Ароматические карбоновые кислоты образуются при *окислении гомологов бензола*:



Гидролиз различных производных карбоновых кислот также приводит к получению кислот. Так, при гидролизе сложного эфира образуются спирт и карбоновая кислота. Как уже говорилось выше, реакции этерификации и гидролиза, катализируемые кислотой, обратимы:

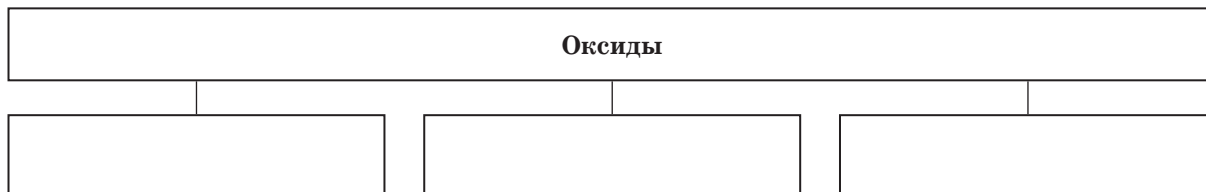


Гидролиз сложного эфира под действием водного раствора щёлочи протекает необратимо, в этом случае из сложного эфира образуется не кислота, а её соль:



КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Оксиды».



♦ Заполните схему «Соли».



Ответы на тестовые задания (неделя 29)

1 — 3. 2 — 3. 3 — 1. 4 — 3. 5 — 2. 6 — 1. 7 — 3. 8 — 3. 9 — 2. 10 — 1. 11 — 3. 12 — 4.

НЕДЕЛЯ 30

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ
- 4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов
- 4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ПРОМЫШЛЕННЫХ СПОСОБАХ ПОЛУЧЕНИЯ ВАЖНЕЙШИХ ВЕЩЕСТВ

Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

Значительная химическая активность металлов (взаимодействие с кислородом воздуха, другими неметаллами, водой, растворами солей, кислотами) приводит к тому, что в земной коре они встречаются главным образом в виде соединений: оксидов, сульфидов, сульфатов, хлоридов, карбонатов.

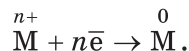
В свободном виде встречаются металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода (Ag, Hg, Pt, Au, Cu), хотя гораздо чаще медь и ртуть в природе можно встретить в виде соединений.

Минералы и чёрные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют рудами.

Получение металлов из руд — задача металлургии.

Металлургия — это и наука о промышленных способах получения металлов из руд, и отрасль промышленности.

Любой металлургический процесс — это процесс восстановления ионов металла с помощью различных восстановителей. Суть его можно выразить так:



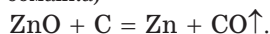
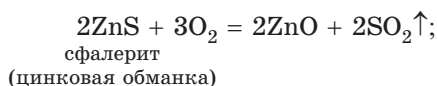
Чтобы реализовать этот процесс, надо учесть активность металла, подобрать восстановитель, рассмотреть технологическую целесообразность, экономические и экологические факторы. В соответствии с этим существуют следующие способы получения металлов: пирометаллургический, гидрометаллургический, электрометаллургический.

Пирометаллургия — восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью углерода, оксида углерода(II), водорода, металлов — алюминия, магния.

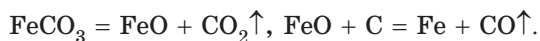
Например, олово восстанавливают из касситерита SnO_2 , а медь — из куприта Cu_2O прокаливанием с углём (коксом):



Сульфидные руды предварительно подвергают обжигу при доступе воздуха, а затем полученный оксид восстанавливают углём:



Из карбонатных руд металлы выделяют также путём прокаливания с углём, т. к. карбонаты при нагревании разлагаются, превращаясь в оксиды, а последние восстанавливаются углём:



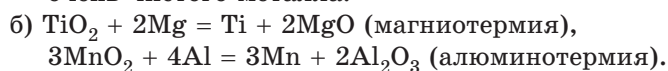
сидерит
(шпатовый железняк)

Восстановлением углём можно получить Fe, Cu, Zn, Cd, Ge, Sn, Pb и другие металлы, не образующие прочных карбидов (соединений с углеродом).

В качестве восстановителя можно применять водород (а) или активные металлы (б):



К достоинствам этого метода относится получение очень чистого металла.

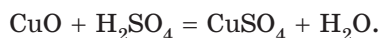


Чаще всего в металлотермии используют алюминий, теплота образования оксида которого очень велика ($2\text{Al} + 1,5\text{O}_2 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 1676$ кДж/моль). Электрохимический ряд напряжений металлов нельзя использовать для определения возможности протекания реакций восстановления металлов из их оксидов. Приблизённо установить возможность этого процесса можно на основании расчёта теплового эффекта реакции (Q), зная значения теплот образования оксидов:

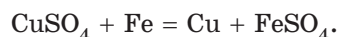
$$Q = \sum Q_1 - \sum Q_2,$$

где Q_1 — теплота образования продукта, Q_2 — теплота образования исходного вещества.

Гидрометаллургия — это восстановление металлов из их солей в растворе. Процесс проходит в два этапа: 1) природное соединение растворяют в подходящем реагенте для получения раствора соли этого металла; 2) из полученного раствора данный металл вытесняют более активным или восстанавливают электролизом. Например, чтобы получить медь из руды, содержащей оксид меди CuO, её обрабатывают разбавленной серной кислотой:



Затем медь либо извлекают из раствора соли электролизом, либо вытесняют из сульфата железом:



Электрометаллургия — восстановление металлов в процессе электролиза растворов или расплавов их соединений.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Какой процесс используется для получения калия в промышленности?
 - 1) электролиз водных растворов его солей
 - 2) электролиз расплавов его солей
 - 3) восстановление коксом его оксида
 - 4) использование в качестве сырья оксида
2. Выберите ряд металлов, которые получают в промышленности электролизом водных растворов.
 - 1) цинк, кадмий, кобальт
 - 2) кадмий, кобальт, алюминий
 - 3) цинк, никель, магний
 - 4) никель, кобальт, натрий
3. Восстановитель, который используется при получении металлов в промышленности, —
 - 1) H_2I
 - 2) Na_2SO_3
 - 3) NH_3
 - 4) C
4. Укажите характеристику стали.
 - 1) сплав какого-либо металла с углеродом
 - 2) химически чистое железо
 - 3) сплав железа с углеродом
 - 4) сплав, в котором содержание углерода больше, чем в чугунае
5. При промышленном получении аммиака исходные продукты азот и водород берут в соотношении
 - 1) 1 : 1
 - 2) 1 : 3
 - 3) 3 : 1
 - 4) 1 : 2
6. Какое вещество не используется в промышленности получения серной кислоты для получения оксида серы(IV)?
 - 1) H_2S
 - 2) FeS_2
 - 3) HgS
 - 4) S_8

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

Многие химические реакции, с которыми вы познакомились в лабораторных условиях, или аналогичные им осуществляют в промышленных условиях при производстве важнейшей для повседневной жизни химической продукции.

Пластмассы, синтетические волокна, фармацевтические препараты, удобрения, мыла и моющие средства, красители, пестициды, косметика и парфюмерные изделия и даже компоненты пищи — все это только некоторые виды продукции, выпуск которой полностью или частично зависит от химической промышленности. Одиннадцать первых мест по объёму производства принадлежат следующим химическим веществам: H_2SO_4 , NH_3 , N_2 , CaO , O_2 , C_2H_4 , NaOH , Cl_2 , HCl , H_3PO_4 , HNO_3 . Эти вещества и используются в больших количествах далее для получения столь необходимых видов продукции, названных выше.

Даже если речь идёт о 100 %-м природном продукте, это означает лишь то, что в нём нет синтетических добавок, и совсем не означает, что при его получении не использовали какие-либо химические технологии.

Химическая промышленность — это отрасль народного хозяйства, производящая продукцию на основе химической переработки сырья.

Основой её является *химическая технология* — наука о наиболее экономичных методах и средствах массовой химической переработки природных материалов (сырья) в продукты потребления и промежуточные продукты, применяемые в различных отраслях народного хозяйства. Главная задача химии и химической технологии — производство разнообразных веществ и материалов с определённым комплексом механических, физических, химических и биологических свойств.

Любое химическое производство создается на основе общих научных принципов и включает составляющие, приведённые в табл. 18.

Таблица 18

Научные принципы организации химических производств

Общие принципы	Частные принципы
Создание оптимальных условий проведения химических реакций	Противоток веществ, прямоток веществ, увеличение площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ, использование катализатора, повышение давления, повышение концентрации реагирующих веществ
Полное и комплексное использование сырья	Циркуляция, создание смежных производств (по переработке отходов)
Использование теплоты химических реакций	Теплообмен, утилизация теплоты реакции
Принцип непрерывности	Механизация и автоматизация производства
Защита окружающей среды и человека	Автоматизация вредных производств, герметизация аппаратов, утилизация отходов, нейтрализация выбросов в атмосферу

Важнейшими составляющими химического производства являются:

- аппаратура;
- сырьё;
- энергия;
- вода и другие вспомогательные материалы.

Сырьё

Сырьём называют природные материалы (природные ресурсы), используемые в промышленности для получения различных продуктов и ещё не прошедшие промышленную переработку.

Иногда используют *вторичное сырьё* — это изделия, отслужившие свой срок, или отходы каких-либо производств, которые экономически выгодно снова переработать в химические продукты.

Сырьё химической промышленности классифицируют по различным признакам.

По составу сырьё делят на минеральное и органическое (растительное и животное).

По агрегатному состоянию различают твёрдое (руды, горные породы, твёрдое топливо), жидкое (нефть, рассолы) и газообразное (природный и попутный газы, воздух) сырьё.

К минеральному сырью относятся все виды руд (из них получают металлы), а также нерудные ископаемые: сера, фосфориты, калийные соли, поваренная соль, песок, глины, слюда (из них получают неметаллы, удобрения, соду, щёлочи, кислоты, керамику, цемент, стекло и другие продукты).

К органическому сырью относится ископаемое горючее: торф, уголь, нефть, природный и попутный нефтяной газы — это ценное энергетическое сырьё и сырьё для химических синтезов. К органическому сырью также относится сырьё растительного и животного происхождения, его дают сельское, лесное и рыбное хозяйства. В основном оно используется для производства продуктов питания, но частично, к сожалению, является и техническим сырьём. Кроме природных веществ на химических заводах применяют полупродукты и отходы предприятий, а также вспомогательные материалы: воду, топливо, окислители, растворители, катализаторы.

В связи с бурным развитием промышленности растёт и объём потребления полезных ресурсов. Это приводит к тому, что многие сырьевые источники быстро истощаются, поэтому необходимо решать проблему бережного и рационального использования сырья.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5
- 6
7. Укажите реакцию получения метанола из синтез-газа.
 - 1) $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{CO} + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{O}$
 - 3) $2\text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$
8. Как сместить равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$ в сторону продукта?
 - 1) повысить давление
 - 2) увеличить концентрацию SO_3
 - 3) повысить температуру
 - 4) использовать катализатор
9. Выберите утверждение, которое характеризует реакцию, протекающую при пропускании смеси азота с водородом через катализатор.
 - 1) атом азота принимает 6 электронов
 - 2) не происходит изменения С. О. элементов
 - 3) объёмное соотношение азота и водорода равно 1 : 3
 - 4) водород восстанавливается
10. Какие продукты сгорания моторного топлива наиболее опасны?
 - 1) CO и CO_2
 - 2) CO и NO
 - 3) углеводороды и H_2O
 - 4) SO_2 и CO_2
11. Обозначьте экологически опасное вещество, которое образуется в производстве азотной кислоты.
 - 1) аммиак
 - 2) оксид азота(II)
 - 3) оксид азота(IV)
 - 4) водород
12. Обозначьте ряд токсичных веществ.
 - 1) этаналь, глюкоза, бензол, хлоруксусная кислота
 - 2) метанол, нитробензол, фенол, анилин
 - 3) этен, уксусная кислота, этилацетат, пропаналь
 - 4) декстрин, бромбензол, мальтоза, триацетат

Вода

Особое место среди природных ресурсов занимает **вода**. Она играет важную роль в химической промышленности.

В ряде производств это сырьё и реагент, непосредственно участвующий в основных химических реакциях, например при получении водорода, серной, азотной и фосфорной кислот, щелочей; в реакциях гидратации и гидролиза.

Будучи универсальным растворителем и одним из наиболее распространённых катализаторов, вода даёт возможность осуществлять многие химические реакции с большой скоростью в растворах или в присутствии её следов. В химической, металлургической, пищевой и лёгкой промышленности воду используют как растворитель твёрдых, жидких, газообразных веществ. Часто её применяют для перекристаллизации, очистки различных продуктов производства от примесей.

Вода используется как теплоноситель из-за её большой теплоёмкости, доступности и безопасности в применении. Ею охлаждают реагирующие массы, нагретые в результате экзотермических реакций. Водяным паром или горячей водой подогревают взаимодействующие вещества для ускорения реакций или проведения эндотермических процессов.

Современные химические комбинаты расходуют миллионы кубических метров воды в сутки. Например, для получения 1 т аммиака требуется 1500 м³ воды. Поэтому химические предприятия, нефтехимические заводы строят рядом с водными источниками.

Задачу сокращения расхода воды химическими предприятиями решают в трёх основных направлениях: широкое применение оборотного водоснабжения (вода, используемая в теплообменных аппаратах, охлаждается и снова поступает в теплообменные аппараты, и так повторяется многократно), замена водяного охлаждения воздушным, очистка сточных вод и их повторное использование.

Энергия

Вы знаете, что большинство химических процессов требует затраты энергии. В химическом производстве энергию также расходуют на проведение вспомогательных операций: транспортировку сырья и готовой продукции, сжатие газов, дробление твёрдых веществ, контрольно-измерительное обслуживание и др. Химическая промышленность относится к одной из самых энергоёмких. Средний расход только электрической энергии на производство 1 т аммиачной селитры NH_4NO_3 равен 11 000 кВт·ч; 1 т синтетического аммиака — 3200; 1 т фосфора — 16 500; 1 т алюминия — 19 000.

В химической промышленности используют различные виды энергии: электрическую, тепловую, ядерную, химическую и световую.

Электрическую энергию используют для проведения электролиза расплавов и растворов веществ, нагревания, в операциях, связанных с электростатическими явлениями (например, в электрофильтрах при производстве серной кислоты для очистки оксида серы(IV)). Электроэнергию вырабатывают тепловые (ТЭС), атомные (АЭС) электростанции и гидроэлектростанции (ГЭС).

Тепловая энергия в химической промышленности необходима для нагревания реагирующих веществ при проведении химических реакций, а также для сушки, плавления, дистилляции, выпаривания и других операций. Её источником в производстве цемента, стекла, керамики служат различные виды топлива (твёрдого, жидкого, газообразного). Большинство же химических предприятий используют тепловую энергию в виде пара, горячей воды, получаемых из котельных установок или ТЭЦ.

Ядерную энергию главным образом используют для получения электроэнергии. Но такие реакции, как полимеризация, синтеза фенола и анимина, отвердевание полимеров, проводят с помощью радиоактивного излучения.

Химическая энергия выделяется в виде теплоты в результате экзотермических реакций. Её используют для предварительного подогрева исходных веществ, получения горячей воды, водяного пара. Химическая энергия может превращаться в электрическую, например, в аккумуляторах. А есть такие производства, в которых за счёт энергии химических реакций покрывают собственные потребности, а излишки отпускают другим потребителям.

При получении 1 т серной кислоты из серы выделяется 5 МДж теплоты, а общие затраты на её производство составляют всего 0,36 МДж. Излишки поступают к другим потребителям в виде пара и электроэнергии.

Световую энергию (ультрафиолетовое, инфракрасное, лазерное излучение) используют при синтезе хлороводорода, галогенировании органических веществ, реакциях изомеризации.

Ученые разрабатывают способы использования солнечной энергии, например фотохимическое разложение воды.

Химия и проблемы охраны окружающей среды

В наши дни проблемы охраны окружающей среды чрезвычайно остры в связи со значительным, а часто и катастрофическим воздействием хозяйственной деятельности человека на природу.

Производственная деятельность человека нанесла биосфере — живой оболочке Земли — серьёзный урон, нарушив сложившееся за время существования планеты экологическое равновесие. Загрязнение окружающей среды в нашем сознании связывается, в первую очередь, с отравлением воды, воздуха, почвы, которое может непосредственно влиять на здоровье и самочувствие человека. Однако химическое загрязнение чревато косвенными эффектами. Например, большие выбросы углекислого газа сказываются на климате, что, в свою очередь, отражается на производстве продуктов питания; изменение концентраций биогенных элементов (азота, серы, фосфора, калия) приводит к гибели одних популяций и бурному размножению других.

Химическое загрязнение окружающей среды обусловлено следующими факторами:

1) повышением концентрации биогенных элементов из-за канализационных сбросов и стока с полей удобрений, вызывающих бурное развитие водорослей и нарушение баланса в существующих экосистемах;

2) отравлением воды, почвы и воздуха отходами химических производств;

3) воздействием на воду и почву продуктов сжигания топлива, снижающих качество воздуха и вызывающих кислотные дожди;

4) потенциальным заражением воды, воздуха и почвы радиоактивными отходами, образующимися при производстве ядерного оружия и атомной энергии;

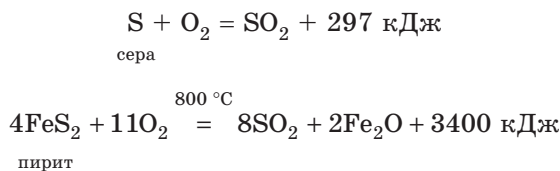
5) выбросами углекислого газа и химических веществ, снижающих содержание озона и способствующих изменению климата и образованию озоновых дыр.

Получение серной кислоты

Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в разных отраслях промышленности. Её производство в нашей стране составляет десятки миллионов тонн ежегодно. Основные области её применения: производство минеральных удобрений, металлургия, очистка нефтепродуктов. Серную кислоту применяют также в производстве других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, лекарств, красок, в качестве электролита для свинцовых аккумуляторов.

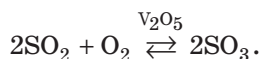
Получают серную кислоту в промышленности в три стадии.

- I. Получение SO_2 . В качестве сырья применяют серу, колчедан или сероводород. Начальная стадия производства в принципе одинакова — обжиг (нагревание на воздухе):



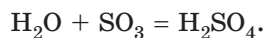
В обоих случаях получается оксид серы(IV), так называемый сернистый газ. Это бесцветный газ с резким запахом.

- II. Получение SO_3 . При окислении оксида серы(IV) образуется оксид серы(VI):



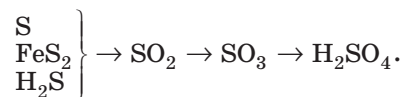
Реакция начинается при высоких температурах $420\text{--}650^\circ\text{C}$ и протекает в присутствии катализатора (платины, оксидов ванадия, железа и т. д.).

Оксид серы(VI) SO_3 представляет собой бесцветную жидкость, сильно дымящуюся на воздухе. Это типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:



- III. Получение H_2SO_4 . Здесь, в отличие от предыдущей реакции, процесс растворения оксида серы(VI) проводят не в воде, а в концентрированной серной кислоте, при этом получают *олеум*.

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде схемы:



Производство серной кислоты создаёт немало экологических проблем. Выбросы и отходы сернокислотных заводов вызывают негативное воздействие на окружающую среду: увеличивают заболевания дыхательной системы у человека и животных, вызывают гибель растительности, повышают коррозионный износ материалов и разрушения сооружений из известняка и мрамора, закисляют почву и др.

Производство аммиака и метанола

Основные стадии химического производства:

1. Подготовка сырья и подвод реагирующих веществ в зону реакции.
2. Химические процессы.
3. Отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции.

Сравним два химических производства: синтез аммиака и синтез метанола. Оба процесса очень похожи по условиям их проведения и источникам сырья. Их осуществляют на аналогичных установках, которые часто монтируют на одном предприятии.

Все аппараты этих производств максимально герметичны, используется только энергия экзотермических реакций. Благодаря циклической (замкнутой) схеме синтеза эти производства служат примерами малоотходных, почти не имеющих выбросов в окружающую среду. Затраты на производство существенно снижены за счёт осуществления непрерывного процесса: исходные вещества постоянно поступают в реактор, а продукты постоянно из него выводятся. Непрерывность процесса позволяет его полностью автоматизировать.

Производства аммиака и метанола считаются наиболее передовыми с точки зрения химической технологии.

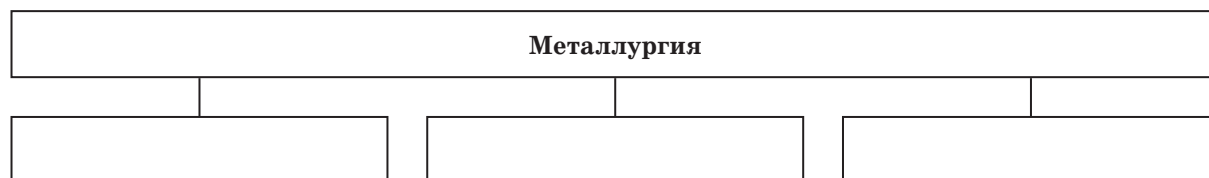
Аммиак в дальнейшем используют для получения азотной кислоты, которая идёт на производство удобрений, лекарств, красителей, пластмасс, искусственных волокон, взрывчатых веществ. Большие количества аммиака расходуются на получение мочевины, являющейся прекрасным азотным удобрением, да и сам жидкий аммиак и его водный раствор — это жидкие удобрения. На лёгком сжижении и последующем испарении с поглощением теплоты основано его применение в холодильных установках.

Метанол используют для получения большого количества разных органических веществ, в частности формальдегида $\text{H}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ и метилметакрилата $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \\ \text{O}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$, которые

используют в производстве фенолформальдегидных смол и полиметилметакрилата (органическое стекло) соответственно. Помимо этого метанол используют как растворитель, экстрагент, а в ряде стран — в качестве моторного топлива, т. к. его добавление к бензину повышает октановое число топлива и снижает количество вредных веществ в выхлопных газах.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Виды металлургии».



Ответы на тестовые задания (неделя 30)

1 — 2. 2 — 1. 3 — 4. 4 — 3. 5 — 2. 6 — 3. 7 — 4. 8 — 1. 9 — 3. 10 — 2. 11 — 3. 12 — 2.

НЕДЕЛЯ 31

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ

4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка

Природные источники углеводородов. Их переработка

Углеводороды являются важнейшим видом сырья для химической промышленности. Они достаточно широко распространены в природе и могут быть выделены из различных природных источников: нефти, попутного нефтяного и природного газа, каменного угля. Рассмотрим их подробнее.

Нефть

Это природная сложная смесь углеводородов, в основном алканов линейного и разветвлённого строения, содержащих в молекулах от 5 до 50 атомов углерода, с другими органическими веществами. Состав её существенно зависит от места её добычи (месторождения), она может помимо алканов содержать циклоалканы и ароматические углеводороды.

Газообразные и твёрдые компоненты нефти растворены в её жидких составляющих, что и определяет её агрегатное состояние.

Нефть — маслянистая жидкость тёмного (от бурого до чёрного) цвета с характерным запахом, нерастворимая в воде. Её плотность меньше, чем у воды, поэтому, попадая в неё, нефть растекается по поверхности, препятствуя растворению кислорода и других газов воздуха в воде. Очевидно, что, попадая в природные водоёмы, нефть вызывает гибель микроорганизмов и животных, приводя к экологическим бедствиям и даже катастрофам.

Существуют бактерии, способные использовать компоненты нефти в качестве пищи, преобразуя её в безвредные продукты своей жизнедеятельности. Понятно, что именно использование культур этих бактерий — наиболее экологически безопасный и перспективный путь борьбы с загрязнением окружающей среды нефтью в процессе её добычи, транспортировки и переработки.

В природе нефть и попутный нефтяной газ заполняют полости земных недр. Представляя собой смесь различных веществ, нефть не имеет постоянной температуры кипения. Понятно, что каждый её компонент сохраняет в смеси свои индивидуальные физические свойства, что и позволяет разделить нефть на её составляющие. Для этого её очищают от механических примесей, серосодержащих соединений и подвергают так называемой фракционной перегонке, или ректификации.

Фракционная перегонка — физический способ разделения смеси компонентов с различными температурами кипения.

Перегонка осуществляется в специальных установках — ректификационных колоннах, в которых повторяют циклы конденсации и испарения жидких веществ, содержащихся в нефти.

Пары, образующиеся при кипении смеси веществ, обогащены более легкокипящим (т. е. имеющим более низкую температуру) компонентом. Это пары собирают, конденсируют (охлаждают до температуры ниже температуры кипения) и снова доводят до кипения. В этом случае образуются пары, ещё более обогащённые легкокипящим веществом. Многократным повторением этих циклов можно добиться практически полного разделения веществ, содержащихся в смеси.

В ректификационную колонну поступает нефть, нагретая до температуры 320–350 °С. Ректификационная колонна имеет горизонтальные перегородки с отверстиями — так называемые тарелки, на которых происходит конденсация фракций нефти. На более высоких скапливаются легкокипящие фракции, на нижних — высококипящие.

В процессе ректификации нефть разделяют на следующие фракции:

- *ректификационные газы* — смесь низкомолекулярных углеводородов, преимущественно бутана и пропана с температурой кипения до 40 °С;
- *газолиновую фракцию (бензин)* — углеводороды состава от C_5H_{12} до $C_{11}H_{24}$ (температура кипения 40–200 °С); при более тонком разделении этой фракции получают *газолин* (петролейный эфир, 40–70 °С) и *бензин* (70–120 °С);
- *лигроиновую фракцию* — углеводороды состава от C_8H_{18} до $C_{14}H_{30}$ (температура кипения 150–250 °С);
- *керосиновую фракцию* — углеводороды состава от $C_{12}H_{26}$ до $C_{18}H_{38}$ (температура кипения 180–300 °С);
- *дизельное топливо* — углеводороды состава от $C_{13}H_{28}$ до $C_{19}H_{36}$ (температура кипения 200–350 °С).

Остаток перегонки нефти — *мазут* — содержит углеводороды с числом атомов углерода от 18 до 50. Перегонкой при пониженном давлении из мазута получают соляровое масло ($C_{18}H_{38}$ – $C_{25}H_{52}$), смазочные масла ($C_{28}H_{58}$ — $C_{38}H_{78}$), вазелин и парафин — легкоплавкие смеси твёрдых углеводородов. Твёрдый остаток перегонки мазута — *гудрон* — и продукты его переработки — *битум* и *асфальт* — используют для изготовления дорожных покрытий.

Крекинг

Полученные в результате ректификации нефти продукты подвергают химической переработке, включающей ряд сложных процессов. Один из них — **крекинг** нефтепродуктов. Вы уже знаете, что мазут разделяют на компоненты при пониженном давлении. Это объясняется тем, что при атмосферном давлении его составляющие начинают разлагаться, не достигнув температуры кипения. Именно это и лежит в основе крекинга.

Крекинг — термическое разложение нефтепродуктов, приводящее к образованию углеводородов с меньшим числом атомов углерода в молекуле.

Различают термический, каталитический, крекинг высокого давления, восстановительный крекинг.

Термический крекинг заключается в расщеплении молекул углеводородов с длинной углеродной цепью на более короткие под действием высокой температуры

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

- Укажите природное сырьё для получения бензола.
 - 1) каменный уголь
 - 2) подземные воды
 - 3) горные залежи
 - 4) торф
- Укажите соединения, которые входят в состав нефти.
 - 1) алкены и алкины
 - 2) арены, алкины, алкадиены
 - 3) алканы, алкены, алкины
 - 4) алканы, циклоалканы, арены
- Укажите основной компонент природного газа.
 - 1) гексан
 - 2) пропин
 - 3) метан
 - 4) этен
- Какая фракция природного источника углеводородов имеет в составе фенол?
 - 1) мазут
 - 2) каменноугольная смола
 - 3) керосин
 - 4) попутный нефтяной газ
- Определите нефтяную фракцию с самой высокой температурой кипения.
 - 1) нафталин
 - 2) мазут
 - 3) керосин
 - 4) бензин
- Укажите углеводород, октановое число которого при определении качества бензина принято за 100% (по объёму):
 - 1) н-пентан
 - 2) 2, 4, 6-тринитротолуол
 - 3) циклогексан
 - 4) 2, 2, 4-триметилпентан
- Основным способом переработки каменного угля является
 - 1) пиролиз
 - 2) крекинг
 - 3) коксование
 - 4) фракционная перегонка

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

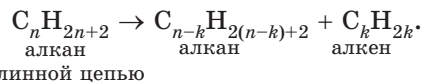
8. Закончите предложение: «Фракционная перегонка — это физический способ разделения смеси компонентов...»
- 1) различным давлением пара
 - 2) различными температурами кипения
 - 3) различной концентрацией компонентов
 - 4) различным агрегатным состоянием
9. Каменноугольная смола является источником углеводородов:
- 1) предельных
 - 2) циклопарафинов
 - 3) непредельных
 - 4) ароматических

_____ для ЗАМЕТОК _____

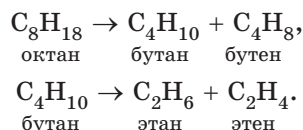
(470–550 °C). В процессе этого расщепления наряду с алканами образуются алкены:



В общем виде эту реакцию можно записать следующим образом:



Образовавшиеся углеводороды могут снова подвергаться крекингу с образованием алканов и алкенов с ещё более короткой цепью атомов углерода в молекуле:



При обычном термическом крекинге образуется много низкомолекулярных газообразных углеводородов, которые можно использовать как сырьё для получения спиртов, карбоновых кислот, высокомолекулярных соединений (например, полиэтилена).

Каталитический крекинг происходит в присутствии катализаторов, в качестве которых используют природные алюмосиликаты состава $n\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot m\text{SiO}_2$.

Осуществление крекинга с применением катализаторов приводит к образованию углеводородов, имеющих разветвлённую или замкнутую цепь атомов углерода в молекуле. Содержание углеводородов такого строения в моторном топливе значительно повышает его качество, в первую очередь детонационную стойкость — октановое число бензина.

Крекинг нефтепродуктов протекает при высоких температурах, поэтому часто образуется нагар (сажа), загрязняющий поверхность катализатора, что резко снижает его активность.

Очистка поверхности катализатора от нагара — его регенерация — основное условие практического осуществления каталитического крекинга. Наиболее простым и дешёвым способом регенерации катализатора является его обжиг, при котором происходит окисление нагара кислородом воздуха. Газообразные продукты окисления (в основном углекислый и сернистый газы) удаляются с поверхности катализатора.

Каталитический крекинг — гетерогенный процесс, в котором участвуют твёрдое (катализатор) и газообразные (пары углеводородов) вещества. Очевидно, что регенерация катализатора — взаимодействие твёрдого нагара с кислородом воздуха — также гетерогенный процесс.

Гетерогенные реакции (газ — твёрдое вещество) протекают быстрее при увеличении площади поверхности

твёрдого вещества. Поэтому катализатор измельчают, а его регенерацию и крекинг углеводородов ведут в кипящем слое, знакомом вам по производству серной кислоты.

Сырьё для крекинга, например газойль, поступает в реактор конической формы. Нижняя часть реактора имеет меньший диаметр, поэтому скорость потока паров сырья очень высока. Движущийся с большой скоростью газ захватывает частицы катализатора и уносит их в верхнюю часть реактора, где из-за увеличения его диаметра скорость потока понижается. Под действием силы тяжести частицы катализатора падают в нижнюю, более узкую часть реактора, откуда вновь выносятся вверх. Таким образом, каждая крупинка катализатора находится в постоянном движении и со всех сторон омывается газообразным реагентом.

Некоторые зёрна катализатора попадают во внешнюю, более широкую часть реактора и, не встречая сопротивления потока газа, опускаются в нижнюю часть, где подхватываются потоком газа и уносятся в регенератор. Там также в режиме кипящего слоя происходит обжиг катализатора и возвращение его в реактор.

Таким образом, катализатор циркулирует между реактором и регенератором, а газообразные продукты крекинга и обжига удаляются из них.

Использование катализаторов крекинга позволяет в несколько увеличить скорость реакции, уменьшить её температуру, повысить качество продуктов крекинга.

Полученные углеводороды бензиновой фракции в основном имеют линейное строение, что приводит к невысокой *детонационной устойчивости* полученного бензина.

Отметим, что значительно большей детонационной стойкостью обладают углеводороды с молекулами разветвлённого строения. Увеличить долю изомерных углеводородов разветвлённого строения в смеси, образующейся при крекинге, можно, добавляя в систему катализаторы изомеризации.

Попутный нефтяной газ

Месторождения нефти содержат, как правило, большие скопления так называемого попутного нефтяного газа, который собирается над нефтью в земной коре и частично растворяется в ней под давлением вышележащих пород. Как и нефть, попутный нефтяной газ является ценным природным источником углеводородов. Он содержит в основном алканы, в молекулах которых от 1 до 6 атомов углерода. Очевидно, что по составу попутный нефтяной газ значительно беднее нефти. Однако, несмотря на это, он также широко используется и в качестве топлива, и в качестве сырья для химической промышленности. Ещё несколько десятилетий назад попутный нефтяной газ сжигали как бесполезное приложение нефти. В настоящее время, например, в Сургуте — богатейшей нефтяной кладовой России, вырабатывают самую дешёвую в мире электроэнергию, используя как топливо попутный нефтяной газ.

Как уже отмечалось, попутный нефтяной газ по сравнению с природным более богат по составу различными углеводородами. Разделяя их на фракции, получают:

- *газовый бензин* — легколетучую смесь, состоящую в основном из пентана и гексана;
- *пропано-бутановую смесь*, состоящую, как ясно из названия, из пропана и бутана и легко переходящую в жидкое состояние при повышенном давлении;
- *сухой газ* — смесь, содержащую в основном метан и этан.

Газовый бензин, являясь смесью летучих компонентов с небольшой молекулярной массой, испаряется даже при низких температурах. Это позволяет использовать газовый бензин в качестве топлива для двигателей внутреннего сгорания на Крайнем Севере и как добавку к моторному топливу, облегчающую запуск двигателя в зимних условиях.

Пропано-бутановая смесь в виде сжиженного газа применяется как бытовое топливо (знакомые вам газовые баллоны на даче) и для заполнения зажигалок. Постепенный перевод автомобильного транспорта на сжиженный газ — один из основных путей преодоления глобального топливного кризиса и решения экологических проблем.

Сухой газ, близкий по составу к природному, также широко используется в качестве топлива.

Однако применение попутного газа и его составляющих в качестве топлива — далеко не самый перспективный путь его использования.

Значительно более эффективно использовать компоненты попутного газа в качестве сырья для химических производств. Из алканов, входящих в состав попутного нефтяного газа, получают водород, ацетилен, непредельные и ароматические углеводороды и их производные.

Газообразные углеводороды могут не только сопровождать нефть в земной коре, но и образовывать самостоятельные скопления — месторождения природного газа.

Природный газ

Это смесь газообразных предельных углеводородов с небольшой молекулярной массой. Основным компонентом природного газа является метан, доля которого в зависимости от месторождения составляет от 75 до 99 % по объёму. Кроме метана, в состав природного газа входят этан, пропан, бутан и изобутан, а также азот и углекислый газ.

Как и попутный нефтяной, природный газ используется и как топливо, и в качестве сырья для получения разнообразных органических и неорганических веществ. Вы уже знаете, что из метана, основного компонента природного газа, получают водород, ацетилен и метиловый спирт, формальдегид и муравьиную кислоту, многие другие органические вещества. В качестве топлива природный газ используют на электростанциях, в котельных системах водяного отопления жилых домов и производственных зданий, в доменном и мартеновском производствах. Чиркая спичкой и зажигая газ в кухонной газовой плите городского дома, вы запускаете цепную реакцию окисления алканов, входящих в состав природного газа.

Каменный уголь

Кроме нефти, природного и попутного нефтяного газов, природным источником углеводородов является **каменный уголь**. Он образует мощные пласты в земных недрах, его разведанные запасы значительно превышают запасы нефти. Как и нефть, каменный уголь содержит большое количество различных органических веществ. Кроме органических, в его состав входят и неорганические вещества, такие, например, как вода, аммиак, сероводород и, конечно же, сам углерод — уголь. Одним из основных способов переработки каменного угля является **коксование** — прокаливание без доступа воздуха. В результате коксования, которое проводят при температуре около 1000 °С, образуются:

- *коксовый газ*, в состав которого входят водород, метан, угарный и углекислый газы, примеси аммиака, азота и других газов;
- *каменноугольная смола*, содержащая несколько сотен различных органических веществ, в том числе бензол и его гомологи, фенол и ароматические спирты, нафталин и различные гетероциклические соединения;
- *надсмольная*, или *аммиачная, вода*, содержащая, как ясно из названия, растворённый аммиак, а также фенол, сероводород и другие вещества;
- *кокс* — твёрдый остаток коксования, практически чистый углерод.

Кокс используется в производстве чугуна и стали, аммиак — в производстве азотных и комбинированных удобрений, а значение органических продуктов коксования трудно переоценить.

Таким образом, попутный нефтяной и природный газы, каменный уголь — не только ценнейшие источники углеводородов, но и часть уникальной кладовой невозполнимых природных ресурсов, бережное и разумное использование которых — необходимое условие прогрессивного развития человеческого общества.

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Заполните схему «Природные источники углеводородов».



♦ Закончите предложения.

1. Крекинг — это _____

2. Ректификационные газы — это _____

3. Каменноугольная смола содержит _____

♦ Заполните схему «Виды крекинга».



Ответы на тестовые задания (неделя 31) _____

1 — 1. 2 — 4. 3 — 3. 4 — 2. 5 — 2. 6 — 4. 7 — 3. 8 — 2. 9 — 2.

НЕДЕЛЯ 32

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ
4.2.4. Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки

Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки

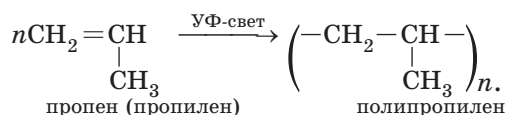
Если относительная молекулярная масса соединения больше 10 000, то такое соединение принято называть высокомолекулярным. Большинство высокомолекулярных соединений — полимеры.

Полимерами называют вещества, молекулы которых состоят из множества повторяющихся структурных звеньев, соединённых между собой химическими связями.

Вы уже знаете два основных способа получения полимеров — реакции полимеризации и реакции поликонденсации.

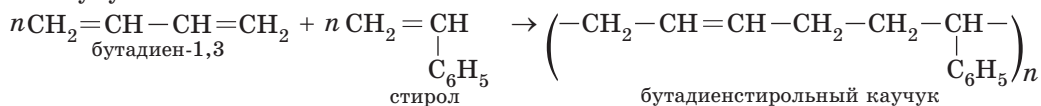
Реакции полимеризации

Реакция полимеризации — это химический процесс соединения множества исходных молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в крупные молекулы (макромолекулы) полимера. В реакции полимеризации могут вступать соединения, содержащие кратные связи, т. е. непредельные соединения. Это могут быть молекулы одного мономера или разных мономеров. В первом случае происходит **реакция гомополимеризации** — соединение молекул одного мономера, во втором — **реакция сополимеризации** — соединение молекул двух и более исходных веществ. К реакциям гомополимеризации относятся реакции получения полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида и т. д., например:



Выражение в скобках называют *структурным звеном*, а число n в формуле полимера — *степенью полимеризации*.

К реакциям сополимеризации относится, например, реакция получения бутадиенстирольного каучука:



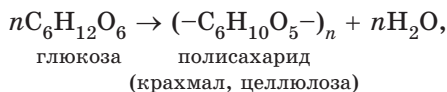
Реакции поликонденсации

Реакция поликонденсации — это химический процесс соединения исходных молекул мономера в макромолекулы полимера, идущий с образованием побочного низкомолекулярного продукта (чаще всего воды).

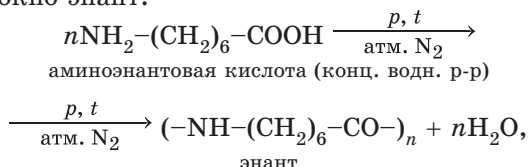
В реакции поликонденсации вступают молекулы мономера с функциональными группами.

Как и в случае полимеризации, процессы поликонденсации делятся на:

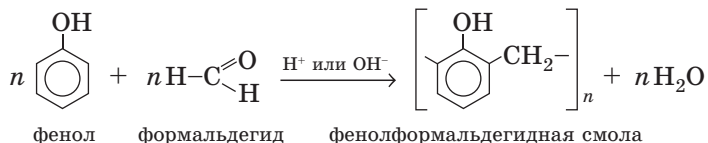
- **реакции гомополиконденсации**, если полимер образуется из молекул одного мономера. Например, из молекул моносахаридов (глюкозы) в клетках растений образуются полисахариды:



а в промышленности получают синтетическое волокно энант:



- **реакции сополиконденсации** — если полимер образуется из молекул двух и более исходных веществ. Например, к ним относятся синтезы белковых молекул из разных аминокислот или реакция получения фенолформальдегидных смол:



С помощью реакции поликонденсации получают полиэфиры, полиамины, полиуретаны, полиакрил и т. д.

Пластмассы

Пластмассами называют материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять её после охлаждения.

Как правило, пластмасса — это смесь нескольких веществ; полимер — это лишь одно из них, но самое важное. Именно он связывает все компоненты пластмассы в единое, более или менее однородное целое. Поэтому полимер называют связующим.

Первые пластмассы получали на основе природных полимеров — производных целлюлозы, каучука и т. п. Потом в качестве связующих стали применять и синтетические полимеры — фенолформальдегидные смолы, полиэфиры.

Понятно, что превращать в готовые изделия удобнее те пластмассы, которые обратимо твердеют и размягчаются. Это так называемые *термопласты*, или *термопластичные полимеры*. Их можно рационально обрабатывать и перерабатывать методом литья под давлением, вакуумной формовки, профильным прессованием.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Укажите название вещества, которое может вступать в реакцию полимеризации.

- 1) пропан
- 2) пропен
- 3) пропанол
- 4) пропановая кислота

2. В основе метода получения бутадиена С. В. Лебедевым лежит реакция

- 1) $\text{C}_4\text{H}_{10} \xrightarrow[t^\circ, \text{кат.}]{t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$
- 2) $\text{C}_4\text{H}_8 + 0,5\text{O}_2 \xrightarrow[t^\circ, \text{Fe}_2\text{O}_3]{t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} \xrightarrow[t^\circ, \text{Al}_2\text{O}_3]{t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow[t^\circ, \text{кат.}]{t^\circ} \text{H}_2\text{C}=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2$

3. Какая реакция проходит при получении фенолформальдегидной смолы?

- 1) сополимеризации
- 2) поликонденсации
- 3) полимеризации
- 4) этерификации

4. Какие особенности строения молекул должна иметь аминокислота, чтобы использоваться в синтезе волокна?

- 1) разветвлённый углеродный скелет
- 2) расположение amino- и карбоксильной групп в середине молекулы
- 3) наличие третичных аминогрупп
- 4) расположение amino- и карбоксильных групп на концах линейной молекулы

5. Укажите, какая структура макромолекул не существует.

- 1) пространственная
- 2) тетраэдрическая
- 3) линейная
- 4) разветвлённая

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

6. Выберите формулу элементарного звена бутадиенового каучука.
 - 1) $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2)$
 - 2) $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2)$
 - 3) $(-\text{CH}_2-\text{HCCl}-)$
 - 4) $(-\text{H}_2\text{C}=\text{HC}=\text{CH}-\text{CH}_2-)$
7. Ацетатный шёлк получают из
 - 1) тринитроцеллюлозы
 - 2) триацетилцеллюлозы
 - 3) динитроцеллюлозы
 - 4) аминокaproновой кислоты
8. Какой продукт полимеризации этилена имеет техническое значение?
 - 1) пластмасса
 - 2) синтетическое волокно
 - 3) резина
 - 4) синтетический каучук
9. При вулканизации каучука к нему при нагревании добавляют
 - 1) серу
 - 2) фосфор
 - 3) углерод
 - 4) кремний
10. Укажите вещество, которое не вступает в реакцию полимеризации.
 - 1) этен
 - 2) пропен
 - 3) винилхлорид
 - 4) бутан

_____ для ЗАМЕТОК _____

К таким пластмассам относятся полиэтилен, полистирол, поливинилхлорид, полиамиды.

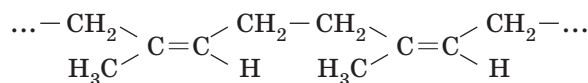
Если же в процессе формования изделия происходит сшивка макромолекул и полимер, твердея, приобретает сетчатое строение, то это вещество уже нельзя возвратить в вязко-текучее состояние нагреванием или растворением. Такие пластмассы называют *реактопластами*, или *термореактивными полимерами*. К ним относятся фенолформальдегидные, карбамидные и полиэфирные смолы.

Кроме связующего полимера в пластмассы часто вводят добавки разного назначения, наполнители, красители, вещества, повышающие механические свойства, термостойкость и износостойкость.

Наполнители в виде порошка или волокна, которые входят в пластмассы, значительно удешевляют их. Вместе с тем они могут придавать пластмассам и многие специфические свойства. Например, пластмассы с наполнителем в виде алмазной и карборундовой пыли — это абразивы, то есть отличный шлифовальный материал.

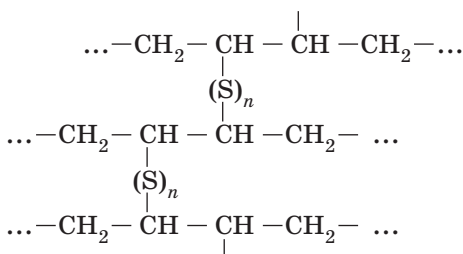
Каучуки

До конца 1930-х гг. в промышленности использовали натуральный каучук. Исследования показали, что он представляет собой *цис*-полиизопрен, т. е. полимер, элементарные звенья которого соответствуют изопрену (2-метилбутадиену-1,3) и находятся в *цис*-конфигурации.



Каучук, в котором все элементарные звенья находятся или в *цис*-, или в *трансконфигурации*, называется **стереорегулярным**.

В середине XIX в. (Гудьир, 1839 г.) было обнаружено, что при нагревании каучука с серой (до 8 %) образуется резина — эластичный материал, технические свойства которого гораздо лучше, чем у каучука. При нагревании с серой (вулканизации) происходит сшивание полимерных цепей за счёт сульфидных мостиков, что приводит к увеличению прочности, устойчивости к истиранию, действию органических растворителей и других веществ.



В связи с бурным ростом промышленного производства в начале XX в. возросла потребность в каучуке, и это заставило химиков искать пути получения синтетического каучука. Впервые технологически удобный способ синтеза полибутадиенового каучука был разработан русским химиком С. В. Лебедевым. В его основе лежала полимеризация бутадиена-1,3 с использованием катализатора — металлического натрия.

Это позволило получить полибутадиен с хорошими технологическими свойствами. Однако этот полимер был нестереорегулярным, и поэтому резина, полученная на его основе, была не эластичной. Стереорегулярные полимеры (в том числе и изопреновые) научились получать лишь в 50-е гг. XX в.

Современная химическая промышленность вырабатывает несколько видов синтетического каучука. В качестве мономеров используют изопрен, бутадиен, хлоропрен (2-хлорбутадиен-1,3), стирол (винилбензол) и т. д. Большое распространение получили резины, произведенные на основе сополимеров алкадиенов с сопряжёнными двойными связями и производных алкенов.

Такие резины характеризуются высокой морозоустойчивостью, прочностью и эластичностью (бутадиенстирольный каучук), масло-, бензостойкостью (бутадиеннитрильный (нитрил $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CN}$)), пониженной газопроницаемостью, устойчивостью к действию ультрафиолетового излучения, окислителей (бутил-каучук — сополимер изопрена и изобутилена).

Волокна

Волокна — это полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, текстильных материалов.

Природные волокна по происхождению делят на растительные (хлопок, лён, пенька и т. д.), животные (шерсть, шёлк), минеральные (асбест).

Химические волокна получают из растворов или расплавов волокнообразующих полимеров. Их подразделяют на:

- искусственные, которые получают из природных полимеров или продуктов их переработки, главным образом, из целлюлозы и её эфиров (вискозные, ацетатные и др.);
- синтетические, которые получают из синтетических полимеров (капрон, лавсан, энант, нейлон и др.).

КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

♦ Закончите предложения.

1. Полимеры — это _____

2. Пластмассы — это _____

Ответы на тестовые задания (неделя 32) _____

1 — 2. 2 — 3. 3 — 2. 4 — 4. 5 — 2. 6 — 4. 7 — 2. 8 — 1. 9 — 1. 10 — 4.

НЕДЕЛЯ 33

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 4.3. Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций
- 4.3.1. Вычисление массы растворённого вещества, содержащегося в определённой массе раствора с известной массовой долей
- 4.3.2. Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях
- 4.3.3. Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ

РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

Вычисление массы растворённого вещества, содержащегося в определённой массе раствора с известной массовой долей

Отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворённого вещества.

Массовую долю обозначают греческой буквой ω (дубль-ве) и выражают в долях единицы или процентах $\omega(\text{в долях}) = \frac{m(\text{в-во})}{m(\text{р-р})}$, $\omega(\text{в } \%) = \omega \cdot 100 \%$.

Рассмотрим, как производить расчёты с использованием понятия «массовая доля».

Задача 1. В 150 г воды растворили 50 г фосфорной кислоты. Найдите массовую долю кислоты в растворе.

Дано:
 $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г}$

$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$

Решение:

$$\omega = \frac{m(\text{к-та})}{m(\text{р-р})}$$

$$m(\text{р-р}) = m(\text{к-та}) + m(\text{H}_2\text{O}); m(\text{р-ра H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г} + 150 \text{ г} = 200 \text{ г}$$
$$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г} : 200 \text{ г} = 0,25 (25 \%)$$

Ответ: $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,25$ или 25 %.

Задача 2. Сколько граммов воды и нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 80 г 5 %-го раствора?

Дано:
 $m(\text{р-ра NaNO}_3) = 80 \text{ г}$
 $\omega(\text{NaNO}_3) = 0,05$

$m(\text{NaNO}_3) = ?$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение:

$$m(\text{в-во}) = m(\text{р-р}) \cdot \omega$$
$$m(\text{NaNO}_3) = 80 \text{ г} \cdot 0,05 = 4 \text{ г}$$
$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-р}) - m(\text{в-во})$$
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 80 \text{ г} - 4 \text{ г} = 76 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaNO}_3) = 4 \text{ г}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 76 \text{ г}$.

Расчёт объёмных соотношений газов при химических реакциях

Прежде чем приступить к решению задач по данной теме, нужно вспомнить теоретический материал.

Закон Авогадро

Одинаковые объёмы различных газов при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул.

Следствие из закона Авогадро:

При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объём.

Объём газа количеством 1 моль, измеренный при н. у., называют **молярным объёмом** и обозначают V_m .

Следовательно: $n = \frac{V}{V_m}$, где V — объём газа, n — количество газа.

$$\text{Отсюда } V = V_m \cdot n \text{ и } V_m = \frac{V}{n}.$$

Молярный объём — это физическая величина, равная отношению объёма вещества к количеству вещества.

На основании закона Авогадро можно определять молекулярные массы газообразных веществ по их плотности. Относительную плотность газа обозначают буквой D (безразмерная величина).

Отношение массы определённого объёма одного газа к массе такого же объёма другого газа (при одинаковых условиях) называется плотностью первого газа по второму.

$D(\text{H}_2) = \frac{nM}{n \cdot 2} = \frac{M}{2}$, где n — число молекул в данном объёме, M — молярная масса газа, число 2 — молярная масса водорода, $D(\text{H}_2)$ — плотность по водороду.

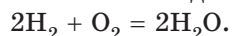
Плотность по воздуху $D(\text{возд.}) = \frac{M}{29}$, где $M(\text{возд.}) = 29$ г/моль.

Закон объёмных соотношений

При одинаковых условиях объёмы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу, а также к объёмам газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Коэффициенты в уравнениях реакций показывают числа объёмов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Например: 2 объёма водорода и 1 объём кислорода дают 2 объёма водяного пара:



Молярный объём газообразных веществ выражается в л/моль: $V_m = 22,4$ л/моль.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. При растворении в 250 г воды соли KNO_3 был получен раствор с массовой долей соли 10 %. Масса соли KNO_3 равна ____ г.
2. К 200 г 10 %-го раствора гидрокарбоната натрия добавили ещё 5 г кислой соли. Массовая доля гидрокарбоната натрия равна ____%.
3. Определите массовую долю соляной кислоты в растворе, полученном при растворении 10 л (н. у.) хлороводорода в 1 л воды.
4. Определите массу борной кислоты, которую нужно растворить в 500 мл, чтобы получить раствор с массовой долей кислоты 3 %.
5. Какой объём хлора необходим для получения 0,4 м³ хлороводорода?
6. Объём воздуха, необходимый для полного сгорания 50 л этилена, равен ____ л.
7. Объём газа, который образуется при горении 24 л метана, равен ____ л.
8. Определите объём оксида углерода(IV), если при сгорании оксида углерода(II) израсходовали 0,56 л кислорода.
9. Объём оксида азота(II), выделяющегося в результате взаимодействия меди и 2 моль разбавленной азотной кислоты, равен (н. у.) ____ л.
10. Чтобы получить кислую соль гидросульфит натрия, с гидроксидом натрия массой 20 г должен прореагировать оксид серы(IV) объёмом ____ л.
11. Какое количество вещества оксида магния необходимо для получения 14,8 г нитрата магния?
12. При растворении карбоната кальция в избытке соляной кислоты выделилось 5,6 л (н. у.) газа. Масса карбоната кальция равна ____ г.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

В расчётах следует учитывать, что объём
одного миллимоля (мМ) — 22,4 мл;
одного киломоля (кМ) — 22,4 м³;
одного мегамоля (ММ) — 22400 м³.

Задача 1. Найдите массу 33,6 м³ аммиака NH₃ при н. у.

Дано: $V(\text{NH}_3) = 33,6 \text{ м}^3$	Решение:
$m(\text{NH}_3) — ?$	$m = M \cdot n, n = \frac{V}{V_m}$
	$M(\text{NH}_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ кг/кмоль}$
	$n(\text{NH}_3) = 33,6 \text{ м}^3 : 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 1,5 \text{ кмоль}$
	$m(\text{NH}_3) = 17 \text{ кг/кмоль} \cdot 1,5 \text{ кмоль} = 25,5 \text{ кг}$
	Ответ: $m(\text{NH}_3) = 25,5 \text{ кг}$

Задача 2. Найдите массу и объём (н. у.), которые имеют $18 \cdot 10^{20}$ молекул сероводорода H₂S.

При решении задачи обратим внимание на число молекул $18 \cdot 10^{20}$. Так как 10^{20} в 1000 раз меньше 10^{23} , расчёты следует вести с использованием ммоль, мл/моль и мг/моль.

Дано: $N(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20}$ молекул	Решение:
$m(\text{H}_2\text{S}) — ?$ $V(\text{H}_2\text{S}) — ?$	$m = M \cdot n, V = V_m \cdot n, n = \frac{N}{N_a}$
	$M(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 2 + 32 = 34 \text{ (мг/ммоль)}$
	$n(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20} : 6 \cdot 10^{20} = 3 \text{ (ммоль)}$
	$m(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ мг/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 102 \text{ мг}$
	$V(\text{H}_2\text{S}) = 22,4 \text{ мл/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 67,2 \text{ мл}$
	Ответ: $m(\text{H}_2\text{S}) = 102 \text{ мг}$; $V(\text{H}_2\text{S}) = 67,2 \text{ мл}$

Задача 3. Вычислите плотность и относительные плотности оксида углерода(IV) по водороду и воздуху.

Дано: $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$ $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$ $M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}$	Решение:
$\rho(\text{CO}_2) — ?$ $D(\text{H}_2) — ?$ $D(\text{возд.}) — ?$	$\rho = \frac{m}{V}, \rho(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 1,96 \text{ г/л}$
	$D(\text{H}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{44}{2} = 22;$
	$D(\text{возд.}) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{возд.})} = \frac{44}{29} = 1,52.$
	Ответ: $\rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/л}$, $D(\text{H}_2) = 22$, $D(\text{возд.}) = 1,52$.

Задача 4. Вычислите объём кислорода для сжигания 5 м³ метана (CH₄).

Дано: $V(\text{CH}_4) = 5 \text{ м}^3$	Решение. Отношение объёмов реагирующих газов позволяет произвести расчёты, не вычисляя относительных молекулярных масс.
$V(\text{O}_2) — ?$	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\begin{matrix} 1 V & 2 V \\ 1 \text{ м}^3 & 2 \text{ м}^3 \\ 5 \text{ м}^3 & x \text{ м}^3 \end{matrix}$
	$\frac{1}{5} = \frac{2}{x}; x = \frac{5 \cdot 2}{1} = 10; x = 10 \text{ м}^3.$
	Ответ: для сжигания 5 м ³ метана требуется 10 м ³ кислорода.

Расчёт массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ

Для решения расчётных задач по химии, нужно воспользоваться следующим алгоритмом.

1. Составить уравнение химической реакции.

2. Над формулами веществ записать значения известных и неизвестных величин с соответствующими единицами (только для чистых веществ). Если по условию в реакцию вступают вещества, содержащие примеси, то сначала нужно определить содержание чистого вещества; если речь идёт о растворе, то сначала надо вычислить массу растворённого вещества.

3. Под формулами веществ с известными и неизвестными величинами записать соответствующие значения этих величин, найденные по уравнению реакции.

4. Составить и решить пропорцию.

5. Записать ответ.

Задача 1. Железо количеством вещества 0,5 моль прореагировало без остатка с соляной кислотой. Определите массу образовавшегося хлорида железа(II).

Дано:

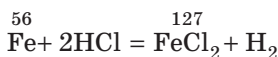
$$n(\text{Fe}) = 0,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение химической реакции: $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.

2. Запишем известные и неизвестные числовые значения над формулами веществ в уравнении.



$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; m(\text{Fe}) = 56 \text{ г/м} \cdot 1 \text{ моль} = 56 \text{ г.}$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 56 + 35,5 \cdot 2 = 127 \text{ г/моль}; m(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 127 \text{ г.}$$

3. Найдём заданную химическим уравнением массу 0,5 моль железа и запишем полученное значение под его формулой.

$$m(\text{Fe}) = M \cdot n = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 28 \text{ г.}$$

4. Уравнение примет вид: $\begin{array}{c} 56 \qquad 127 \\ \text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow \\ 28 \qquad x \end{array}$

5. Составим и решим пропорцию: $\frac{56}{28} = \frac{127}{x}$; $x = \frac{28 \cdot 127}{56} = 63,5 \text{ г.}$

Ответ: $m(\text{FeCl}_2) = 63,5 \text{ г.}$

Задача 2. В каком объёме кислорода (н. у.) нужно сжигать железо, чтобы получить 0,2 моль оксида железа(III)?

Дано:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,2 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

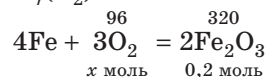
Решение:

1. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$.

2. $M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160 \text{ г/моль};$

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = M_r \cdot n = 160 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 320 \text{ г.}$

$$M_r(\text{O}_2) = 16 + 16 = 32 \text{ г/моль}; m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 96 \text{ г.}$$



$$3. \frac{96}{x} = \frac{320}{0,2}; x = \frac{96 \cdot 0,2}{320} = 0,06 \text{ моль.}$$

$$4. V = V_m \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,06 \text{ моль} = 1,3 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 1,34 \text{ л.}$

Ответы на тестовые задания (неделя 33)

1 — 28. 2 — 12. 3 — 1,6. 4 — 30,9. 5 — 0,2. 6 — 714. 7 — 20. 8 — 1,12. 9 — 11,2. 10 — 11,2. 11 — 0,1. 12 — 25.

НЕДЕЛЯ 34

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

- 4.3. Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций
- 4.3.4. Расчёты теплового эффекта реакции
- 4.3.5. Расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси)
- 4.3.6. Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определённой массовой долей растворённого вещества

Расчёт теплового эффекта реакции

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими.

Если перед числом, выражающим теплоту реакции, стоит знак «+», значит, энергия выделяется.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются эндотермическими.

Если перед числом, выражающим теплоту реакции, стоит знак «-», значит, энергия поглощается.

Теплоту реакции записывают обычно в конце уравнения, её ещё называют тепловым эффектом химической реакции и обозначают буквой Q (Дж, кДж).

Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называются термохимическими.

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ — эндотермическая реакция.

$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + 297 \text{ кДж}$ — экзотермическая реакция.

Для термохимического уравнения:



существует прямо пропорциональная зависимость между количеством исходного вещества A — $n\text{A}$ и количеством выделившейся или поглощённой теплоты Q_1 :

$$\frac{a}{n(\text{A})} = \frac{Q}{Q_1} \quad \text{или} \quad \frac{c}{n(\text{C})} = \frac{Q}{Q_1}.$$

Задача 1. При взаимодействии алюминия массой 9 г с кислородом выделилось 274,44 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Дано:

$m(\text{Al})$ — 9 г

$Q_1 = + 274,44 \text{ кДж}$

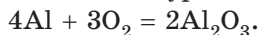
$Q = ?$

Решение:

1. Определяем количество вещества алюминия, взятого для реакции:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{9 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,33 \text{ моль}.$$

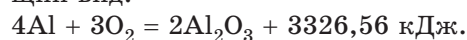
2. Составляем уравнение реакции горения алюминия:



3. Применяем формулу $\frac{a}{n(\text{A})} = \frac{Q}{Q_1}$ к уравнению реакции и находим количество выделившейся теплоты, если в реакцию вступило 4 моль алюминия: $\frac{4}{0,33} = \frac{Q}{Q_1}$;

$$Q = \frac{4 \text{ моль} \cdot Q_1}{0,33 \text{ моль}} = \frac{4 \cdot 274,44}{0,33} = 3326,56 \text{ кДж}.$$

4. Термохимическое уравнение реакции имеет следующий вид:



Задача 2. Вычислите по термохимическому уравнению количество теплоты, выделившейся при сгорании 1 кг угля: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 402,24 \text{ кДж.}$

Дано:

$m(\text{C}) — 1 \text{ кг}$
 $Q = 402,24 \text{ кДж}$

$Q_1 = ?$

Решение:

Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 1 моль угля (12 г) выделилось 402,24 кДж. Можно составить пропорцию:
 12 г угля — 402,24 кДж
 1000 г угля — Q_1

$$\frac{12}{1000} = \frac{402,24}{Q_1}; \quad Q_1 = \frac{1000 \cdot 402,24}{12} = 33520 \text{ кДж.}$$

Ответ: 33520 кДж выделяется при сгорании 1 кг угля.

Расчёт массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси)

Задача 1. Какой объём воздуха (н. у.) потребуются для взаимодействия с 270 г алюминия, содержащего 20 % примесей? Какое количество вещества оксида алюминия при этом получится?

Дано:

$m(\text{Al}) — 270 \text{ г}$
 $\omega(\text{примесей}) =$
 $= 20 \% \text{ или } 0,2$

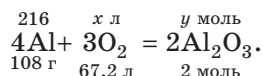
$V(\text{возд.}) — ?$
 $n(\text{Al}_2\text{O}_3) — ?$

Решение:

1. $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$.
 2. $\omega(\text{чист.})(\text{Al}) = 1 - 0,2 = 0,8$;
 $m(\text{чист.})(\text{Al}) = 270 \text{ г} \cdot 0,8 = 216 \text{ г.}$

$\frac{216 \text{ г}}{4\text{Al}} \quad \frac{x \text{ л}}{3\text{O}_2} \quad \frac{y \text{ моль}}{2\text{Al}_2\text{O}_3}$
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$, где x — объём кислорода $V(\text{O}_2)$,
 y — количество вещества оксида алюминия $n(\text{Al}_2\text{O}_3)$.

3. а) $m(\text{Al}) = M(\text{Al}) \cdot n = 27 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 108 \text{ г}$;
 б) $V(\text{O}_2) = V_m \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}$;



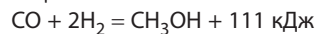
4. Уравнение примет вид:

$$\frac{216}{108} = \frac{x}{67,2};$$

$$x = \frac{216 \cdot 67,2}{108} = 134,4 \text{ л} — \text{объём кислорода } V(\text{O}_2).$$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

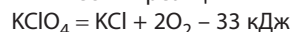
1. В результате термохимической реакции



метанол

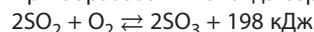
выделилось 385,5 кДж теплоты. Количество вещества оксида углерода (II) равно ____ моль.

2. В соответствии с уравнением термохимической реакции



выделилось 3,75 кДж теплоты. Сколько граммов перхлората калия разложилось?

3. При образовании оксида серы(VI)



выделилось 240 кДж теплоты. При этом объём (н. у.) оксида серы(IV) составил ____ л.

4. В результате термохимической реакции



выделилось 25,2 кДж теплоты. Количество оксида углерода(II) равно ____ моль.

5. Масса меди, которую можно получить, восстанавливая оксид меди(II) с помощью 24 кг угля, содержащего 5 % примесей, равна ____ г.

6. При термическом разложении 1 моль гидрокарбоната натрия, массовая доля примесей в котором составляет 2 %, образуется углекислый газ объёмом ____ л.

7. Определите объём (м³) углекислого газа (н. у.), который можно получить при обжиге 500 кг известняка, содержащего 8 % некарбонатных примесей.

8. Масса негорючих примесей в угле, если при сжигании его образца массой 26 кг образуется 88 кг углекислого газа, равна ____ кг.

9. Для получения 1,3-бутадиена массой 180 кг потребуется 96 %-й раствор этанола массой ____ кг.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

10. Определите массу раствора с массовой долей серной кислоты 14,7 %, с помощью которого в реакции с нитратом бария получим осадок количеством вещества 0,3 моль.
11. В результате гидратации 89,6 л (н. у.) ацетилена можно получить раствор ацетальдегида с массовой долей 20 %. Масса полученного раствора равна ____ г.
12. На 6,8 г аммиака действовали хлороводородом, полученный хлорид аммония растворили в 200 г воды. Массовая доля NH_4Cl в растворе равна ____ %.

===== ДЛЯ ЗАМЕТОК =====

Однако в задаче требуется найти объём не кислорода, а воздуха. В воздухе содержится 21 % кислорода по объёму. Преобразуя формулу $\varphi = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{возд.})}$, найдём объём воздуха:

$$V(\text{возд.}) = V(\text{O}_2) : \varphi(\text{O}_2) = 134,4 : 0,21 = 640 \text{ л.}$$

$$\text{б) } \frac{216}{108} = \frac{y}{2}; y = \frac{216 \cdot 2}{108} = 4 \text{ моль — количество вещества оксида алюминия } n(\text{Al}_2\text{O}_3).$$

$$\text{Ответ: } V(\text{возд.}) = 640 \text{ л; } n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль.}$$

Расчёт массы (объёма, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определённой массовой долей растворённого вещества

Задача 1. Какой объём водорода (н. у.) выделится при взаимодействии 730 г 30 %-й соляной кислоты с необходимым по реакции количеством вещества цинка? Какое это количество вещества?

Дано:

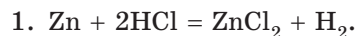
$$m(\text{р-ра HCl}) = 730 \text{ г}$$

$$w(\text{HCl}) = 30 \% = 0,3$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

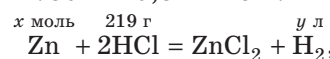
$$n(\text{Zn}) = ?$$

Решение:



$$2. m(\text{HCl}) = m(\text{р-р}) \cdot w =$$

$$= 730 \text{ г} \times 0,3 = 219 \text{ г.}$$

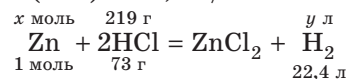


где x — количество вещества цинка $n(\text{Zn})$,

y — объём водорода $V(\text{H}_2)$.

$$3. M_r(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5; M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 73 \text{ г.}$$



$$4. \text{ а) } \frac{219}{73} = \frac{y}{22,4}; y = \frac{219 \cdot 22,4}{73} = 67,2 \text{ л;}$$

$$\text{б) } \frac{x}{1} = \frac{219}{73}; x = 3.$$

$$\text{Ответ: } V(\text{H}_2) = 67,2 \text{ л, } n(\text{Zn}) = 3 \text{ моль.}$$

Ответы на тестовые задания (неделя 34)

1 — 3,5. 2 — 15,3. 3 — 54,3. 4 — 3. 5 — 243. 6 — 11. 7 — 103. 8 — 2. 9 — 319. 10 — 200. 11 — 880. 12 — 9,7.

НЕДЕЛЯ 35

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

4.3. Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций

4.3.7. Нахождение молекулярной формулы вещества

4.3.8. Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного

Нахождение молекулярной формулы вещества

Нахождение химической формулы вещества по массовым долям элементов

Массовая доля элемента — это отношение его массы к общей массе вещества, в состав которого он входит:

$$W = \frac{m(\text{эл-та})}{m(\text{в-ва})}.$$

Массовая доля элемента (W) выражается в долях единицы или в процентах.

Задача 1. Элементарный состав вещества следующий: массовая доля железа 72,41 %, массовая доля кислорода 27,59 %. Выведите химическую формулу.

Дано:

$$W(\text{Fe}) = 72,41 \% = 0,7241$$

$$W(\text{O}) = 27,59 \% = 0,2759$$

Fe_xO_y — ?

Решение:

1. Для расчётов выбираем массу оксида $m(\text{оксида}) = 100$ г.

Тогда массы железа и кислорода будут следующими:

$$m(\text{Fe}) = m_{\text{оксида}} \cdot W(\text{Fe});$$

$$m(\text{Fe}) = 100 \cdot 0,7241 = 72,41 \text{ г.}$$

$$m(\text{O}) = m_{\text{оксида}} \cdot W(\text{O});$$

$$m(\text{O}) = 100 \cdot 0,2759 = 27,59 \text{ г.}$$

2. Количества вещества железа и кислорода равны соответственно:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})};$$

$$n(\text{Fe}) = \frac{72,41}{56} = 1,29.$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})};$$

$$n(\text{O}) = \frac{27,59}{16} = 1,72.$$

3. Находим соотношение количества веществ железа и кислорода:

$$n(\text{Fe}) : n(\text{O}) = 1,29 : 1,72.$$

Меньшее число принимаем за 1 ($1,29 = 1$) и находим:

$$\text{Fe} : \text{O} = 1 : 1,33.$$

4. Так как в формуле должно быть целое число атомов, то это отношение приводим к целым числам:

$$\text{Fe} : \text{O} = 1 : 1,33 = 2 : 2,66 = 3 \cdot 3,99 = 3 : 4.$$

5. Подставляем найденные числа и получаем формулу оксида:

$$\text{Fe} : \text{O} = 3 : 4, \text{ т. е. формула вещества } \text{Fe}_3\text{O}_4.$$

Ответ: Fe_3O_4 .

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Выведите простейшую формулу соединения, в котором массовые доли углерода, водорода и кислорода соответственно равны 54,55 %; 9,09 %; 36,36 %.
2. Установите молекулярную формулу вещества, в котором массовая доля углерода 80 % и массовая доля водорода 20 %, а молярная масса равна 30 г/моль.
3. Выведите простейшую формулу соединения, в котором массовая доля углерода 75 % и водорода 25 %.
4. Определите молекулярную формулу вещества, в котором массовая доля углерода 85,7 %, водорода 14,3 %, а молярная масса вещества равна 84 г/моль.
5. Определите молекулярную формулу вещества, в котором массовая доля углерода 84,21 %, водорода 15,79 %, относительная плотность соединения по водороду 21.
6. При полном сгорании углеводорода образовалось 8,8 г оксида углерода(IV) и 1,8 г воды в виде пара. Относительная плотность этого углеводорода по водороду равна 13. Определите молекулярную формулу углеводорода.
7. При полном сгорании углеводорода образовался оксид углерода(IV) массой 0,88 г и вода массой 0,36 г. Относительная плотность углеводорода по водороду равна 14. Определите молекулярную формулу углеводорода.
8. При полном сгорании углеводорода образовалось 35,2 г оксида углерода(IV) и 16,2 г паров воды. Относительная молекулярная масса вещества равна 114. Определите молекулярную формулу углеводорода.

Нахождение химической формулы вещества по массовым долям элементов, если указана плотность или относительная плотность данного вещества в газообразном состоянии

Задача 1. Массовая доля углерода в углеводороде составляет 80 %. Относительная плотность углеводорода по водороду составляет 15.

Дано:

$$W(\text{C}) = 80 \%$$

$$D(\text{H}_2) = 15$$

$$\text{C}_x\text{H}_y - ?$$

Решение:

1-й способ

1. Обозначим формулу вещества C_xH_y .

2. Найдём число молей атомов углерода и водорода в 100 г данного соединения: $x = n(\text{C})$; $y = n(\text{H})$.

$$v(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{80}{12} = 6,6; \quad v(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{20}{1} = 20.$$

3. Отношение между атомами:

$$x : y = 6,6 : 20 = 1 : 3, \text{ или } 2 : 6.$$

Простейшая формула вещества CH_3 .

4. Определяем молекулярную массу углеводорода по относительной плотности её паров.

$$M_r(\text{вещества}) = 2D(\text{H}_2) = 32D(\text{O}_2) = 29D(\text{воздуха}).$$

$$M_x = 2D(\text{H}_2) = 2 \cdot 15 = 30 \text{ г/моль.}$$

5. Вычисляем относительную молекулярную массу углеводорода по простейшей формуле:

$$M_r(\text{CH}_3) = A_r(\text{C}) + 3A_r(\text{H}) = 12 + 3 = 15.$$

6. Значения M_x и M_r не совпадают, $M_r = \frac{1}{2} M_x$, следовательно, формула углеводорода C_2H_6 .

Проверяем:

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_6) = 2A_r(\text{C}) + 6A_r(\text{H}) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30.$$

Ответ: молекулярная формула углеводорода C_2H_6 — этан.

2-й способ

3. Отношение между атомами:

$$\frac{x}{y} = \frac{6,6}{20}; \quad \frac{x}{y} = \frac{1}{3,03}; \quad y = 3,03x.$$

4. $M_x = 15$.

5. Молярная масса может быть представлена в виде:

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = A_r(\text{C})_x + A_r(\text{H})_y;$$

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = 12x + y \text{ или } 30 = 12x + 1y.$$

6. Решаем систему двух уравнений с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} y = 3,03x \\ 12x + y = 30 \end{cases};$$

$$12x + 3,03x = 30; \quad x = 2; \quad y = 6.$$

Ответ: формула C_2H_6 — этан.

Нахождение химической формулы вещества по данным об исходном веществе и о продуктах его сгорания (по уравнению химической реакции)

Задача 1. Найдите молекулярную формулу углеводорода, имеющего плотность 1,97 г/л, если при сгорании 4,4 г его в кислороде образуется 6,72 л оксида углерода(IV) (н. у.) и 7,2 г воды.

Дано:

$$m(\text{C}_x\text{H}_y) = 4,4 \text{ г}$$

$$\rho(\text{C}_x\text{H}_y) = 1,97 \text{ г/л}$$

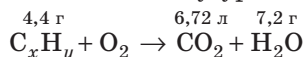
$$V(\text{CO}_2) = 6,72 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 7,2 \text{ г}$$

$$\text{C}_x\text{H}_y \text{ — ?}$$

Решение:

1. Напишем схему уравнения горения углеводорода



2. Вычисляем молярную массу C_xH_y . $M = \rho \cdot V_m$,

$$M = 1,97 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Относительная молекулярная масса } M_r = 44.$$

3. Определяем количество вещества:

$$n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{m}{M} \text{ или } n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ моль.}$$

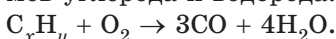
4. Используя величину молярного объёма, находим:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m} \text{ или } n(\text{CO}_2) = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ моль.}$$

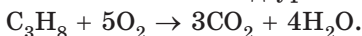
5. Определяем количество вещества H_2O :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} \text{ или } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{7,2}{18} = 0,4 \text{ моль.}$$

6. Следовательно: $n(\text{C}_x\text{H}_y) : n(\text{CO}_2) : n\text{H}_2\text{O} = 0,1 \text{ моль} : 0,3 \text{ моль} : 0,4 \text{ моль}$ или $1 : 3 : 4$, что должно соответствовать коэффициентам в уравнении и позволяет установить число атомов углерода и водорода:



Окончательный вид уравнения:



Ответ: формула углеводорода C_3H_8 — пропан.

Расчёт массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного

Многие химические реакции являются обратимыми, они происходят не до конца, т.е. не происходит полного превращения исходных веществ в конечный продукт. Даже если реакция необратимая, то все равно при её осуществлении происходит потеря веществ. В результате практически полученное количество продукта реакции составляет только часть от теоретически возможной массы.

Выход продукта реакции от теоретически возможного (η) — это отношение массы (объёма, количества) реально полученного вещества к его теоретически возможной массе (объёму, количеству), которое рассчитывается по уравнению химической реакции:

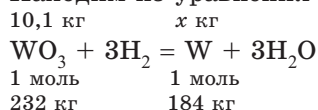
$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Задача 1. Вычислить массовую долю выхода (в процентах) чистого вольфрама от теоретически возможного, если из 10,1 кг оксида вольфрама (VI) получено после восстановления водородом 7,5 кг вольфрама.

Дано:
 $m(\text{WO}_3) = 10,1 \text{ кг}$
 $m_{\text{пр.}}(\text{W}) = 7,5 \text{ кг}$
 $\eta \text{ \%} — ?$

Решение:

1. Находим из уравнения реакции теоретическую массу вольфрама:



$M(\text{WO}_3) = 232 \text{ кг/моль}$; $M(\text{W}) = 184 \text{ кг/моль}$

$$\frac{10,1}{232} = \frac{x}{184}; \quad x = \frac{10,1 \cdot 184}{232} = 8;$$

$m(\text{W}) = 8 \text{ кг}$; $m_{\text{теор.}}(\text{W}) = 8 \text{ кг}$.

2. Вычисляем массовую долю выхода вольфрама от теоретически возможного.

Практический выход вольфрама дан в условии задачи: $m_{\text{практ.}}(\text{W}) = 7,5 \text{ кг}$.

$$\eta = \frac{7,5 \cdot 100}{8} \% = 94 \text{ \%}.$$

Ответ: массовая доля выхода вольфрама от теоретически возможного равна 94 %.

Задача 2. Вычислите массу вступившего в реакцию бензола, если образовалось 9,8 г нитробензола, а массовая доля выхода продукта равна 80 % от теоретически возможного.

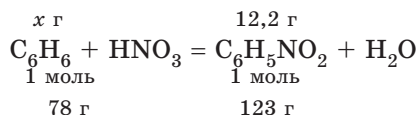
Дано:
 $m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 9,8 \text{ г}$
 $\eta = 80 \text{ \% (0,8)}$

Решение:

1. Находим по формуле $\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}}$ теоретическую массу нитробензола:

$$m_{\text{теор.}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = \frac{9,8}{0,8} = 12,2 \text{ г}.$$

2. Определяем массу бензола по уравнению реакции:



$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78 \text{ г/моль}$; $M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 123 \text{ г/моль}$

$$\frac{x}{78} = \frac{12,2}{123};$$

$$x = \frac{78 \cdot 12,2}{123} = 7,7 \text{ г};$$

$m(\text{C}_6\text{H}_6) = 7,7 \text{ г}$.

Ответ: масса бензола равна 7,7 г.

Задача 3. Вычислить объём оксида серы(IV), который необходимо взять для реакции с кислородом, чтобы получить 20 г оксида серы(VI), если выход продукта реакции равен 80 % от теоретически возможного.

Дано: $m(\text{SO}_3) = 20 \text{ г}$
 $\eta = 80 \text{ \% (0,8)}$

Решение:

1-й способ

1. Находим по формуле $\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}}$ теоретическую массу оксида серы(IV):

$$m_{\text{теор.}} = \frac{m_{\text{практ.}}}{\eta}; \quad m_{\text{теор.}} = \frac{20 \cdot 100}{80} = \left| \begin{array}{l} M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль} \\ M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль} \end{array} \right.$$

2. Определяем количество вещества оксида серы (VI):

$$n(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3)};$$

$$n(\text{SO}_3) = \frac{25}{80} = 0,31 \text{ моль.}$$

3. Из уравнения реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ следует, что $\frac{n(\text{SO}_2)}{n(\text{SO}_3)} = \frac{2}{2}$.

Откуда получим $n(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_3)$;

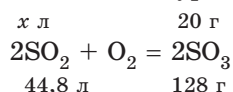
$$n(\text{SO}_2) = 0,31 \text{ моль.}$$

4. Вычислим объём оксида серы(IV):

$$n(\text{SO}_2) = V_{\text{м}} \cdot V(\text{SO}_2); V(\text{SO}_2) = 22,4 \cdot 0,31 = 7 \text{ л.}$$

2-й способ

1. Записываем уравнение реакции:



2. Находим объём SO_2 :

$$\frac{x}{44,8} = \frac{20}{128}; x = \frac{44,8 \cdot 20}{128} = 7; V(\text{SO}_2) = 7 \text{ л.}$$

Ответ: объём оксида серы(IV) равен 7 л.

Ответы на тестовые задания (неделя 35)

1 — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. 2 — C_2H_6 . 3 — CH_4 . 4 — C_6H_{12} . 5 — C_3H_6 . 6 — C_2H_2 . 7 — C_2H_4 . 8 — C_8H_{18} .

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35
36

НЕДЕЛЯ 36

Элементы содержания, проверяемые на ЕГЭ:

4.3. Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций

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

Расчёт массовой доли (массы) химического соединения в смеси

Самыми распространёнными среди расчётных задач в химии являются задачи на *смеси веществ*.

Каждая смесь состоит из двух или более компонентов, состав смесей может изменяться в широких пределах. Решение задач на смеси обычно сводится или к определению состава смеси по данным, приведённым в условии задачи, или к расчёту количества реагентов или продуктов реакции по участию в смеси известного состава.

Состав смеси может выражаться разными способами:

1. Можно указать массы каждого компонента.
2. Можно определить количество (число моль) компонентов.
3. Можно указать массовые доли компонентов.

Массовая доля компонента X в смеси равна:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{смеси})} \cdot 100 \, \%$$

4. В случае смеси газов можно указать объёмы газов, составляющих смесь, или объёмные доли этих газов. Объёмная доля газа X в смеси равна:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(\text{смеси})} \cdot 100 \, \%$$

Определение состава смеси, если все её компоненты взаимодействуют с данным реагентом

Задача 1. Смесь магния и железа массой 8 г обработали избытком соляной кислоты. В результате реакции выделилось 4,5 л водорода (н.у.). Какая масса каждого металла находилась в смеси?

Дано:
 $m(\text{смеси}) = 8 \text{ г}$
 $V(\text{H}_2) = 4,5 \text{ л}$
 $m(\text{Mg}), m(\text{Fe}) — ?$

Решение:

1-й способ

1. Записываем уравнение реакции:



$$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

2. Обозначим массу одного компонента, например магния, — x , $m(\text{Mg}) = x \text{ г}$, тогда $m(\text{Fe}) = (8 - x) \text{ г}$.

Определим количество вещества в смеси:

$$n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{x}{24} \text{ моль};$$

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{8 - x}{56} \text{ моль (3).}$$

3. Из уравнений (1) и (2) определим, что количество водорода, выделившегося в реакциях, равно количеству металлов, вступивших в реакцию:

$$n_1(\text{H}_2) = n(\text{Mg}); n_2(\text{H}_2) = n(\text{Fe}) \text{ (4)}$$

Определим общее количество водорода:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2) &= n_1(\text{H}_2) + n_2(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \\ &= \frac{4,5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль.} \end{aligned}$$

4. Учитывая равенства (3) и (4), составим уравнение:

$$\frac{x}{24} + \frac{8 - x}{56} = 0,2;$$

$$56x + 24(8 - x) = 0,2 \cdot 24 \cdot 56; x = 2,4 \text{ г.}$$

5. Определим состав смеси:

$$m(\text{Mg}) = 2,4 \text{ г}; m(\text{Fe}) = 8 - 2,4 = 5,6 \text{ г.}$$

2-й способ

1. Поскольку количество водорода, выделившегося в реакциях (1) и (2), равно 0,2 моль и равно общему количеству Mg и Fe, можно обозначить через x количество одного из металлов, например магния:

$$n(\text{Mg}) = x \text{ моль, тогда } n(\text{Fe}) = (0,2 - x) \text{ моль.}$$

2. Определим массы металлов:

$$m(\text{Mg}) = n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}) = 24x \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 56(0,2 - x) \text{ г}$$

$$m(\text{смеси}) = m(\text{Mg}) + m(\text{Fe}) = 8 \text{ г}$$

$$24x + 56(0,2 - x) = 8,$$

$$\text{откуда } x = 0,1$$

$$m(\text{Mg}) = 24 \cdot 0,1 = 2,4 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = 56 \cdot (0,2 - 0,1) = 5,6 \text{ г.}$$

Ответ: состав смеси $m(\text{Mg}) = 2,4 \text{ г}; m(\text{Fe}) = 5,6 \text{ г.}$

Задача 2. При полном термическом разложении 6,6 г смеси перманганата калия и нитрата натрия выделилось 0,7 л кислорода (н. у.). В каком молярном соотношении были взяты исходные компоненты?

Дано:

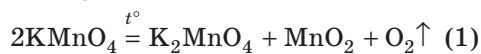
Смесь (KMnO_4
и NaNO_3) = 6,6 г
 $V(\text{O}_2) = 0,7 \text{ л}$

$$\frac{n(\text{KMnO}_4)}{n(\text{NaNO}_3)} = ?$$

Решение:

Роль «реагента» в этой задаче выполняет нагревание. Для решения задачи необходимо вспомнить, какие продукты образуются при нагревании KMnO_4 и NaNO_3 .

1. Запишем реакцию разложения:



$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NaNO}_3) = 58 \text{ г/моль.}$$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Вычислите массу этилового спирта, необходимую для получения этилового эфира уксусной кислоты массой 35,2 г, если выход продукта составляет 80 % от теоретического.
2. В результате каталитической реакции из этилового спирта массой 92 г получили этилен объемом 42,56 (н. у.). Вычислите выход этилена от теоретически возможного.
3. Вычислите выход серной кислоты, если из 800 кг серного колчедана с массовой долей серы 46 % получили её массой 100 кг.
4. Определите объем аммиака (н. у.), который можно получить из 0,68 л азота и достаточного количества водорода, если практический выход составляет 43 %.
5. Один из сплавов алюминия содержит (в массовых долях) 95 % алюминия, 4 % меди и 1 % марганца. Рассчитайте массу металлов, необходимых для получения 400 кг такого сплава.
6. При получении чугуна образуется доменный газ состава (объемные доли): 32 % оксида углерода(II), 10,5 % оксида углерода(IV), 0,5 % метана, 2 % водорода и 55 % азота. Какой объем каждого газа можно получить из 300 м³ смеси?
7. Определите массу воды, которой нужно разбавить 20 кг раствора серной кислоты с массовой долей 40 %, чтобы приготовить раствор с массовой долей 25 %.
8. В сплаве феррохрома содержится 65 % хрома. Какая масса железа содержится в 200 г этого сплава?
9. Смесь газов имеет состав (в объемных долях): 82 % углекислого газа, остальное азот. Какой объем каждого компонента можно получить из 200 м³ этой смеси?
10. Сколько гидроксида калия и воды нужно взять для приготовления 800 г раствора с массовой долей 25 %?

2. Определим общее количество кислорода:

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{0,7}{22,4} = 0,03 \text{ моль } (\text{O}_2).$$

3. Из уравнения (1) и (2) суммарное количество KMnO_4 и NaNO_3 в два раза больше, чем количество кислорода:

$$n(\text{KMnO}_4) + n(\text{NaNO}_3) = 2 \cdot n(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,03 \text{ моль} = 0,06 \text{ моль}.$$

4. Определим массы веществ:

$$n(\text{KMnO}_4) = x \text{ моль, значит, } n(\text{NaNO}_3) = (0,06 - x) \text{ моль}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 158x \text{ г}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = n(\text{NaNO}_3) \cdot M(\text{NaNO}_3) = 85(0,06 - x) \text{ г}.$$

5. Определим массу смеси.

Сумма масс KMnO_4 и NaNO_3 равна массе смеси:

$$158x + 85(0,06 - x) = 6,6; 73x = 1,5; x = 0,02 \text{ моль}.$$

6. Определим молярное соотношение исходных компонентов смеси:

$$n(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ моль; } n(\text{NaNO}_3) = 0,06 - 0,02 = 0,04 \text{ моль;}$$

$$\frac{n(\text{KMnO}_4)}{n(\text{NaNO}_3)} = \frac{0,02}{0,04} = 1 : 2.$$

Ответ: исходные компоненты смеси находятся в соотношении $\frac{n(\text{KMnO}_4)}{n(\text{NaNO}_3)} = 1 : 2$.

Определение состава смеси, если её компоненты выборочно взаимодействуют с указанными реагентами

Задача 1. 10 г смеси порошков меди и алюминия обработали избытком раствора щёлочи, выделилось 3,4 л газа (н. у.). Определите состав смеси в массовых долях.

Дано:

$$m(\text{смеси Cu и Al}) = 10 \text{ г}$$

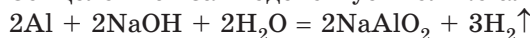
$$V(\text{газа}) = 3,36 \text{ л}$$

$$\omega(\text{Cu}); \omega(\text{Al}) — ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции.

Со щёлочью взаимодействует только алюминий:



Молярное соотношение алюминия и водорода равно 2 : 3.

2. Определим количество водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{3,4}{22,4} = 0,15 \text{ моль}$$

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль, } M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Значит, } n(\text{Al}) = \frac{2}{3}; n(\text{H}_2) = \frac{2}{3} \cdot 0,15 = 0,1 \text{ моль}.$$

3. Определим массу алюминия: $m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 2,7 \text{ г}.$

4. Определим массовую долю алюминия в смеси:

$$\omega(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{m(\text{смеси})} = \frac{2,7}{10} = 0,27 \text{ или } 27 \text{ \%}.$$

5. Определим массовую долю меди в смеси:

$$100 \% - 27 \% = 73 \text{ \%}.$$

Ответ: массовые доли металлов в смеси $\omega(\text{Al}) = 27 \text{ \%}$, $\omega(\text{Cu}) = 73 \text{ \%}$.

Задача 2. 14 г смеси ароматического углеводорода — гомолога бензола и фенола обработали бромной водой. При этом выпало 33,1 г осадка. Определите структуру углеводорода, если его количество в исходной смеси равно 0,05 моль. Вычислите массовые доли компонентов в смеси.

Дано:

$m[\text{смеси (аром. угл. + фенол)}]$

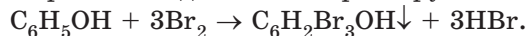
$m(\text{осадка}) = 33,1 \text{ г}$

$n(\text{угл.}) = 0,05 \text{ моль}$

$\omega(\text{комп. исходных}) — ?$

Решение:

1. С бромной водой в смеси реагирует только фенол:



2. Определим количество осадка ($\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}$):

$$n(\text{ос.}) = \frac{m(\text{ос.})}{M(\text{ос.})} = \frac{33,1 \text{ г}}{331 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}) = 331 \text{ г/моль}; M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 94 \text{ г/моль}.$$

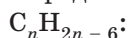
3. Из уравнения реакции:

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH}) = 0,1 \text{ моль}$$

находим массу фенола:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) \cdot M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 94 \text{ г/моль} = 9,4 \text{ г}.$$

4. Определим массу ароматического углеводорода, состав которого выражается формулой



$$m(\text{C}_n\text{H}_{2n-6}) = m(\text{смеси}) - m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 14 \text{ г} - 9,4 \text{ г} = 4,6 \text{ г}.$$

5. Вычислим молярную массу углеводорода:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n-6}) = \frac{m(\text{C}_n\text{H}_{2n-6})}{n(\text{C}_n\text{H}_{2n-6})} = \frac{4,6 \text{ г}}{0,05 \text{ моль}} = 92 \text{ г/моль (3)}.$$

6. Теперь нужно определить значение n в формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$. Очевидно, что молярная масса равна:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n-6}) = n \cdot M(\text{C}) + (2n - 6) \cdot M(\text{H}) = n \cdot 12 + (2n - 6) \cdot 1 = 14n - 6 \text{ (г/моль)}. \quad (4)$$

Приравняем правые части равенств (3) и (4):

$$14n - 6 = 92, \text{ откуда } n = 7.$$

7. Определим формулу углеводорода и массовые доли компонентов в смеси.

Формула углеводорода C_7H_8 .

$$\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH})}{m(\text{смеси})} = \frac{9,4 \text{ г}}{14 \text{ г}} \approx 0,67 \text{ (67 \%)}$$

$$\omega(\text{C}_7\text{H}_8) = \frac{m(\text{C}_7\text{H}_8)}{m(\text{смеси})} = \frac{4,6 \text{ г}}{14 \text{ г}} \approx 0,33 \text{ (33 \%)}.$$

Ответ: массовая доля фенола в смеси 67 %, ароматического углеводорода — 33 %.

Определение состава смеси с неизвестной массой

Задача. При обработке смеси гидроксида калия и гидрокарбоната калия избытком соляной кислоты образовалось 59,6 г хлорида калия и выделилось 4,5 л газа (н. у.). Определите массовую долю гидрокарбоната калия в исходной смеси.

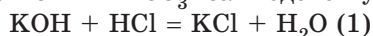
Дано: $m(\text{KCl}) = 59,6 \text{ г}$

$V(\text{газа}) = 4,48 \text{ л}$

$\omega(\text{KHCO}_3) — ?$

Решение:

1. KOH и KHCO_3 взаимодействуют с соляной кислотой и образуют KCl.



$$M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{KHCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$$

2. Определяем общее количество KCl в реакциях (1) и (2) и количество CO₂, выделившегося в реакции (2):

$$n(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})} = \frac{59,6 \text{ г}}{74,5 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{4,5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Вычислим массу KHCO₃.

Из уравнения (2) количество и масса KHCO₃ в смеси равны:

$$n(\text{KHCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{KHCO}_3) = n(\text{KHCO}_3) \cdot M(\text{KHCO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 20 \text{ г.}$$

4. Определим количество KCl, образовавшегося в реакциях (2) и (1):

$$n(\text{KCl}) = n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$n_1(\text{KCl}) = n(\text{KCl}) - n_2(\text{KCl}) = 0,8 - 0,2 = 0,6 \text{ моль.}$$

5. Определим количество KOH из уравнения (1) и массу KOH:

$$n(\text{KOH}) = n_1(\text{KCl}) = 0,6 \text{ моль}$$

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 33,6 \text{ г.}$$

6. Вычислим массу смеси: $m(\text{смеси}) = m(\text{KOH}) + m(\text{KHCO}_3) = 33,6 \text{ г} + 20 \text{ г} = 53,6 \text{ г.}$

7. Определим массовую долю KHCO₃ в смеси:

$$\omega(\text{KHCO}_3) = \frac{m(\text{KHCO}_3)}{m(\text{смеси})} = \frac{20 \text{ г}}{53,6 \text{ г}} = 0,373, \text{ или } 37,3 \%.$$

Ответ: массовая доля гидрокарбоната калия в смеси равна 37,3 %.

Решение задач на смеси, если их компоненты имеют одинаковые молярные массы

Задача. К смеси карбоната кальция и гидрокарбоната калия массой 20 г добавили избыток соляной кислоты. Образовавшийся газ пропустили через избыток баритовой воды. Определите массу образовавшегося при этом осадка.

Дано:

$$m(\text{смеси}) = 20 \text{ г}$$

$$m(\text{осадка}) = ?$$

Решение:

В условии задачи указана общая масса смеси, но не указан её состав. Обратите внимание на то, что в задаче не требуется определить состав смеси.

В данном случае состав смеси не имеет значения, и по данным, приведённым в условии, не может быть определён. Дело в том, что CaCO₃ и KHCO₃ имеют одинаковую молярную массу:

$$M(\text{CaCO}_3) = M(\text{KHCO}_3) = 100 \text{ г/моль.}$$

1. Определим суммарное количество моль компонентов смеси:

$$n(\text{CaCO}_3) + n(\text{KHCO}_3) = \frac{m(\text{смеси})}{100 \text{ г/моль}} = \frac{20 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Запишем уравнение реакции:



Молярные соотношения между CaCO₃ и CO₂, а также между KHCO₃ и CO₂ одинаковы:

$$\frac{n(\text{CaCO}_3)}{n_2(\text{CO}_2)} = \frac{n(\text{KHCO}_3)}{n_2(\text{CO}_2)} = 1 : 1.$$

3. Определим общее количество CO_2 , выделившегося в первой и во второй реакциях:
 $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) + n(\text{KHCO}_3) = 0,2$ моль.
4. Оксид углерода(IV) при взаимодействии с баритовой водой образует нерастворимый карбонат бария: $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$. (3)
5. Определим количество вещества карбоната бария:
 $n(\text{BaCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,2$ моль (из уравнения (3)).
6. Вычислим массу осадка: $M(\text{BaCO}_3) = 197$ г/моль
 $m(\text{BaCO}_3) = n(\text{BaCO}_3) \cdot M(\text{BaCO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 197 \text{ г/моль} = 39,4 \text{ г}$.
- Ответ:* масса образовавшегося осадка равна 39,4 г.

Ответы на тестовые задания (неделя 36)

1 — 23. 2 — 95. 3 — 88,7. 4 — 0,58. 5 — 380; 16; 4. 6 — 96; 31,5; 1,5; 6,0; 165. 7 — 12. 8 — 70. 9 — 164; 36. 10 — 200; 600.

1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
16
17
18
19
20
21
22
23
24
25
26
27
28
29
30
31
32
33
34
35

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ «МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ»

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ»

Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два утверждения по поводу приготовления в лаборатории раствора серной кислоты.
- 1) воду приливают к кислоте
 - 2) одновременно смешивают кислоту и воду
 - 3) раствор осторожно перемешивают
 - 4) кислоту приливают к воде
 - 5) раствор подогревают
- Ответ:
2. Из предложенного перечня выберите две формулы веществ, которые являются ядом для человека.
- 1) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 - 2) HgCl_2
 - 3) NaHCO_3
 - 4) C_6H_6
 - 5) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Ответ:
3. Из предложенного перечня выберите два метода, которыми можно воспользоваться для выделения сульфата бария из раствора.
- 1) фильтрование
 - 2) кристаллизация
 - 3) перегонка
 - 4) центрифугирование
 - 5) хроматография
- Ответ:
4. Из предложенного перечня выберите названия двух смесей, которые можно разделить в делительной воронке.
- 1) ацетон и вода
 - 2) сложный эфир и вода
 - 3) растительное масло и вода

- 4) порошок мела и раствор поваренной соли
5) порошок серы и железа

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите два утверждения, относящиеся к вредному для человека веществу, которое связывает гемоглобин сильнее кислорода.

- 1) кислотный оксид
2) несолеобразующий оксид
3) основной оксид
4) содержит углерод
5) проявляет свойства восстановителя и окислителя

Ответ:

Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы. Качественные реакции на неорганические и органические вещества

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два названия растворов солей, которые имеют одинаковую реакцию среды.

- 1) хлорид аммония
2) ацетат лития
3) хлорид калия
4) карбонат натрия
5) сульфат меди

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите две формулы веществ, в которых фенолфталеин приобретает малиновый цвет.

- 1) BaCl_2 2) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ 3) Na_2S 4) FeSO_4 5) K_3PO_4

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите три названия растворов, в которых лакмус изменяет окраску на красную.

- 1) хлорида натрия
2) хлороводородной кислоты
3) карбоната натрия
4) сульфата алюминия
5) гидроксида натрия
6) хлорида цинка

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите названия двух соединений, для которых характерна реакция «серебряного зеркала».

- 1) этановая кислота и этаналь
2) муравьиная кислота и глюкоза
3) этанол и этановая кислота

4) метановая кислота и этаналь

5) этанол и этаналь

Ответ:

--	--

5. Для идентификации органических соединений часто применяется свежеосаждённый гидроксид меди(II). Установите соответствие между названием органического вещества и условием качественной химической реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ОРГАНИЧЕСКОГО
ВЕЩЕСТВА

А) глицерин

Б) альдегид

В) глюкоза

УСЛОВИЕ КАЧЕСТВЕННОЙ
РЕАКЦИИ

1) обесцвечивание раствора

2) образование ярко-синего
раствора комплексной соли
меди

3) сразу образуется красный
мелкокристаллический оса-
док Cu_2O

4) ярко-синее окрашивание;
при нагревании образование
красного осадка

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

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

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите две реакции, в результате которых образуются кислотные оксиды.

1) $\text{CO} + \text{C} \rightarrow$

2) $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow$

3) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow$

4) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$

5) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$

Ответ:

--	--

2. Из предложенного перечня выберите названия двух пар растворов, при взаимодействии которых происходит образование осадка.

1) хлорида цинка и карбоната натрия

2) фторида серебра и нитрата натрия

3) хлорида калия и сульфата магния

4) нитрата серебра и хлорида калия

5) нитрата кальция и бромида калия

Ответ:

--	--

3. Задана следующая схема превращений: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\text{X}} \text{CuSO}_4 \xrightarrow{\text{Y}} \text{BaSO}_4$. Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

1) HCl 2) H_2SO_4 3) BaO 4) HNO_3 5) BaCl_2

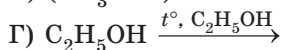
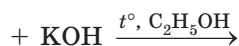
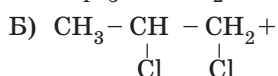
Запишите в таблицу номера выбранных формул веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

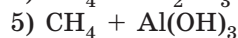
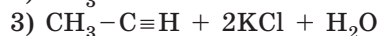
X	Y

4. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО



ПРОДУКТ РЕАКЦИИ



Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

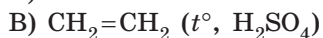
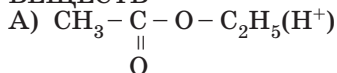
Ответ:

A	Б	В	Г

5. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые преимущественно образуются при взаимодействии с водой: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

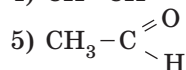
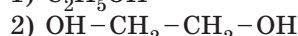
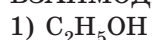
ФОРМУЛЫ РЕАГИРУЮЩИХ

ВЕЩЕСТВ



ФОРМУЛЫ ПРОДУКТОВ

ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

A	Б	В	Г

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ «ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ПРОМЫШЛЕННЫХ СПОСОБАХ ПОЛУЧЕНИЯ ВАЖНЕЙШИХ ВЕЩЕСТВ»

Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите формулы двух восстановителей, которые используют при получении металлов в промышленности.

1) H_2J 2) Na_2SO_3 3) NH_3 4) C 5) CO

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите две характеристики стали.

1) сплав какого-либо металла с углеродом
2) химически чистое железо
3) сплав железа с углеродом
4) сплав, в котором содержание углерода больше, чем в чугуна
5) сплав, в котором содержание углерода меньше, чем в чугуна

Ответ:

3. При электролизе растворов солей данные металлы восстанавливаются в определённой последовательности. Из предложенного перечня выберите два таких ряда.

1) Au, Cu, Ag, Fe
2) Ni, Fe, Cu, Ag
3) Cu, Ag, Fe, Au
4) Fe, Cu, Ag, Au
5) Au, Ag, Cu, Fe

Ответ:

4. Какой процесс получения металлов называют пирометаллургией? Из предложенного перечня выберите два подходящих определения.

1) электролиз при высоких температурах
2) восстановление соединений металлов при высоких температурах
3) восстановление с помощью углерода, оксида углерода(II), водорода, активных веществ
4) восстановление соединений металлов в водных растворах
5) восстановление путём электролиза

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, которые для получения нержавеющей стали вводят в её состав.

1) никель
2) фосфор
3) хром
4) кремний
5) углерод

Ответ:

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

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите два способа смещения равновесия реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$ в сторону продукта.
- 1) повысить давление
 - 2) увеличить концентрацию SO_3
 - 3) повысить температуру
 - 4) использовать катализатор
 - 5) уменьшить концентрацию O_2
- Ответ:
2. Из предложенного перечня выберите два утверждения, которые характеризуют реакцию, протекающую при пропускании смеси азота с водородом через катализатор.
- 1) атом азота принимает 6 электронов
 - 2) не происходит изменения с. о. элементов
 - 3) объёмное соотношение азота и водорода равно 1 : 3
 - 4) водород восстанавливается
 - 5) атом азота отдаёт 6 электронов
- Ответ:
3. Из предложенного перечня выберите два условия протекания реакции, которые *не относятся* к получению метанола в промышленности из синтез-газа.
- 1) высокая температура
 - 2) повышенное давление
 - 3) наличие катализатора
 - 4) нормальное давление
 - 5) отсутствие побочных продуктов
- Ответ:
4. Из предложенного перечня выберите два названия веществ, токсичных для человека.
- 1) этанол, бензол, фруктоза
 - 2) метанол, анилин, нитробензол
 - 3) глицин, глюкоза, этановая кислота
 - 4) фенол, четырёххлористый углерод, дихлорэтан
 - 5) лактоза, уксусная кислота, синильная кислота
- Ответ:
5. Из предложенного перечня выберите два наиболее опасных продукта сгорания моторного топлива.
- | | |
|--------------------|-----------------------|
| 1) углеводороды | 4) оксид серы(IV) |
| 2) вода | 5) оксид углерода(II) |
| 3) оксид азота(II) | 6) оксид углерода(IV) |
- Ответ:

Природные источники углеводов, их переработка

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите названия трёх соединений, которые входят в состав нефти.

- 1) алканы
- 2) алкены
- 3) алкадиены
- 4) алкины
- 5) циклоалканы
- 6) арены

Ответ:

2. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, которые не относятся к продуктам коксования каменного угля.

- 1) коксовый газ
- 2) каменноугольная смола
- 3) мазут
- 4) газOLIновая фракция
- 5) аммиачная вода

Ответ:

3. Из предложенного перечня выберите две фракции, которые при перегонке нефти отбирают во фракцию реактивного топлива.

- 1) дизельное топливо
- 2) лигроиновая фракция
- 3) ректификационные газы
- 4) газOLIновая фракция
- 5) керосиновая фракция

Ответ:

4. Из предложенного перечня выберите два основных способа переработки нефти.

- 1) пиролиз
- 2) крекинг
- 3) коксование
- 4) фракционная перегонка
- 5) риформинг

Ответ:

5. Из предложенного перечня выберите названия двух органических соединений, смесь которых характеризует октановую шкалу детонационной стойкости бензинов.

- 1) циклогексан
- 2) *n*-гептан
- 3) *n*-гексан
- 4) 2,2,4-триметилпентан (изооктан)
- 5) 2,4,6-тринитротолуол

Ответ:

Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки

Ответом к заданиям 1—5 является последовательность цифр. Запишите ответ в поле ответа в тексте. Последовательность цифр записывайте без пробелов, запятых и других дополнительных символов. Каждый символ пишите в отдельной клеточке.

1. Из предложенного перечня выберите названия двух веществ, которые *не вступают* в реакцию полимеризации.

- 1) этен
- 2) гексан
- 3) пропен
- 4) винилхлорид
- 5) бутан

Ответ:

--	--

2. Установите соответствие между названием полимера и способом его получения: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ПОЛИМЕРА

- А) глюкоза
- Б) пропилен
- В) бутадиенстирольный каучук
- Г) фенолформальдегидная смола

СПОСОБ ПОЛУЧЕНИЯ

- 1) этерификация
- 2) гомополиконденсация
- 3) сополимеризация
- 4) гомополимеризация
- 5) сополиконденсация

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между названием полимера и геометрической формой строения основной цепи: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ПОЛИМЕРА

- А) волокна
- Б) крахмал
- В) резина
- Г) фенолформальдегидная смола

**ГЕОМЕТРИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА
МАКРОМОЛЕКУЛ**

- 1) пространственная
- 2) разветвлённая
- 3) линейная изогнутая
- 4) линейная скрученная
- 5) линейная

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между названием волокна и его происхождением: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВОЛОКНА

- А) вискоза
- Б) шёлк
- В) капрон
- Г) лён

ПРОИСХОЖДЕНИЕ ВОЛОКНА

- 1) химическое искусственное
- 2) природное животное
- 3) химическое синтетическое
- 4) минеральное
- 5) природное растительное

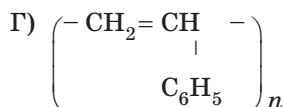
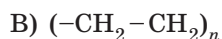
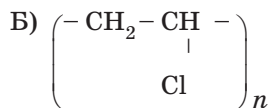
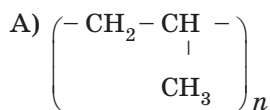
Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Установите соответствие между формулами и названиями структурных звеньев полимеров: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА



НАЗВАНИЕ СТРУКТУРНОГО
ЗВЕНА ПОЛИМЕРА

- 1) поливинилхлорид
- 2) полистирол
- 3) полиэтилен
- 4) полиметилметакрилат
- 5) полипропилен

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г
	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

**ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ЕГЭ ПО ТЕМЕ
«РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ
И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ»**

Ответом к заданиям 1—16 является число. Запишите это число в поле ответа.

1. Определите массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 600 г раствора с массовой долей соли 15 % .
Ответ:
2. Какой объём углекислого газа образуется при горении этена?
Ответ:
3. Определите массу железа, которая может вытеснить 0,2 моль меди из раствора сульфата меди(II).
Ответ:
4. Серная кислота в количестве 0,3 моль реагирует с магнием. Определите образующийся объём водорода (н. у.).
Ответ:
5. При взаимодействии 15 г железа(II) с серой выделилось 26,1 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции.
Ответ:

6. Какая масса известняка, содержащего 5 % некарбонатных примесей, необходима для получения негашёной извести массой 112 кг?
Ответ:
7. Какой объём оксида углерода(IV) можно получить из 50 г угля, массовая доля негорючих примесей в котором равна 4 %?
Ответ:
8. Какое количество вещества оксида углерода можно получить разложением 26 г карбоната кальция, в котором содержится 4 % некарбонатных примесей?
Ответ:
9. Вычислите массу осадка, который получили действием избытка соляной кислоты на 340 г раствора с массовой долей нитрата серебра 0,2 %.
Ответ:
10. Определите, какой объём углекислого газа (н. у.) выделился при действии достаточного количества азотной кислоты на 21,2 г раствора с массовой долей карбоната натрия 20 %.
Ответ:
11. Определите количество вещества осадка, который образовался в реакции 200 г раствора серной кислоты с массовой долей 14,7 % с нитратом бария.
Ответ:
12. Определите массу осадка, который образовался в реакции хлорида цинка массой 6,8 г и гидроксида натрия массой 5 г.
Ответ:
13. Какая соль образуется при взаимодействии раствора, который содержит 4,2 кг серной кислоты, с раствором, который содержит 2 кг гидроксида натрия? Вычислите число молей соли.
Ответ:
14. Вычислите объём оксида углерода(IV), который образуется в результате взаимодействия карбоната магния массой 7 г с соляной кислотой массой 10 г.
Ответ:
15. Вычислите массу этилового спирта, необходимую для получения этилацетата массой 35,2 г, если выход продукта составляет 80 % от теоретического.
Ответ:
16. В результате термохимической реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \underset{\text{метанол}}{\text{CH}_3\text{OH}} + 111 \text{ кДж}$ выделилось 385,5 кДж теплоты. Количество вещества оксида углерода(II) равно _____ моль.
Ответ:

6. Из предложенного перечня веществ выберите два вещества, с каждым из которых алюминий реагирует без нагревания.

- 1) оксид железа(III) 4) разбавленная серная кислота
2) кислород 5) сульфат натрия (р-р)
3) концентрированная азотная кислота

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

7. Из предложенного перечня выберите два оксида, которые реагируют с раствором гидроксида натрия, но **не реагируют** с соляной кислотой.

- 1) CO_2 3) NO 5) ZnO
2) P_2O_5 4) CaO

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

8. В пробирку с раствором соли X добавили несколько капель раствора вещества Y. В результате реакции наблюдали выделение бесцветного газа. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.

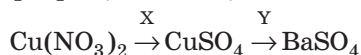
- 1) NaOH 3) K_2SiO_3 5) Na_2CO_3
2) HCl 4) ZnCl_2

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

9. Задана следующая схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) HCl 3) BaO 5) BaCl_2
2) H_2SO_4 4) HNO_3

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

10. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента серы, которое она проявляет в этой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $\text{Mg} + \text{S} = \text{MgS}$
Б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$
В) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Г) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

СВОЙСТВО СЕРЫ

- 1) является окислителем
2) является восстановителем
3) является и окислителем, и восстановителем
4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

11. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

А) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Б) Mg

В) BaO

Г) HCl

РЕАГЕНТЫ

1) AgNO_3 , NaOH, Zn2) SO_2 , H_2O , H_2SO_4 3) HBr, CuSO_4 , S4) Ca, P, CH_4 5) HCl, KOH, CH_3COOH

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

12. Установите соответствие между названием вещества и классом/группой, к которому (-ой) это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

А) пропин

Б) бутаналь

В) декан

КЛАСС/ГРУППА

1) спирт

2) сложный эфир

3) альдегид

4) углеводород

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В

13. Из предложенного перечня выберите два вещества, которые являются структурными изомерами гексана.

1) бутан

2) 2,3-диметилбутан

3) циклогексан

4) бензол

5) 3-метилпентан

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

14. Из предложенного перечня выберите два вещества, при взаимодействии которых со свежеприготовленным гидроксидом меди(II) будет наблюдаться изменение окраски раствора.

1) глицерин

2) бензол

3) фенол

4) пропан

5) глюкоза (p-p)

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

15. Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует муравьиная кислота.

1) Cu

2) CH_4 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$ 4) Ag_2O (NH_3 p-p)5) CH_3OH

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

16. Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует уксусный альдегид.

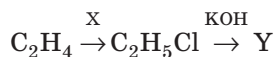
- 1) водород
- 2) ацетилен
- 3) гидроксид меди(II)
- 4) бромэтан
- 5) азот

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

--	--

17. Задана следующая схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) H_2SO_4
- 2) HCl
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$
- 4) NaCl (раствор)
- 5) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Запишите в таблицу номера выбранных веществ под соответствующими буквами.

Ответ:

X	Y

18. Установите соответствие между названием вещества и продуктом, который преимущественно образуется при взаимодействии этого вещества с водородом: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) циклопропан (t° , Pt)
- Б) пропин (Pt)
- В) бутен (Pt)
- Г) этаналь (Ni, t)

ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) CH_3-CH_3
- 2) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 3) $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array}$
- 4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 5) $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$
- 6) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между реагирующими веществами и углеродсодержащим продуктом, который образуется при взаимодействии этих веществ: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) уксусная кислота и гидроксид натрия
 Б) муравьиная кислота и натрий
 В) этиловый спирт и натрий
 Г) формальдегид и кислород

ПРОДУКТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) этилат натрия
 2) муравьиная кислота
 3) метиловый эфир уксусной кислоты
 4) ацетат натрия
 5) фенолят натрия
 6) формиат натрия

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

20. Из предложенного перечня типов реакций выберите два типа реакции, к которым можно отнести взаимодействие азота и водорода.

- 1) окислительно-восстановительная
 2) гетерогенная
 3) обратимая
 4) некаталитическая
 5) реакция замещения

Запишите в поле ответа номера выбранных типов реакций.

Ответ:

--	--

21. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите два воздействия, которые приводят к увеличению скорости реакции окисления оксида серы(IV).

- 1) понижение температуры
 2) увеличение концентрации кислорода
 3) использование ингибитора
 4) уменьшение концентрации оксида серы(IV)
 5) повышение давления в системе

Запишите в поле ответа номера выбранных внешних воздействий.

Ответ:

--	--

22. Установите соответствие между формулой соли и продуктами их термического разложения: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) KNO_3
 Б) NH_4NO_3
 В) AgNO_3
 Г) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

ПРОДУКТЫ РАЗЛОЖЕНИЯ

- 1) $\text{Me} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 2) $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{MeO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 4) $\text{MeN} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 5) $\text{MeNO}_2 + \text{O}_2$

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

23. Установите соответствие между названием соли и отношением этой соли к гидролизу: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) нитрит калия
Б) нитрат свинца(II)
В) хлорид меди(II)
Г) сульфат лития

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
2) гидролизуется по аниону
3) гидролизу не подвергается
4) гидролизуется по катиону и аниону

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

24. Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления в системе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $2\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{CO}_2$
Б) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
В) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6$
Г) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}_{(\text{г})}$

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) Смещается в сторону продуктов реакции.
2) Смещается в сторону исходных веществ.
3) Не происходит смещения равновесия.

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

25. Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого можно различить их водные растворы: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ

- А) FeSO_4 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Б) NH_4Cl и NH_4NO_3
В) KNO_3 и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
Г) KI и NaBr

РЕАГЕНТ

- 1) Na_2SO_4
2) HCl
3) AgNO_3
4) Mg
5) KOH

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

А	Б	В	Г

26. Установите соответствие между веществом и областью его применения: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВЕЩЕСТВО

- А) хлорид калия
Б) нитрат аммония
В) 2-хлорбутадиен-1,3
Г) анилин

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) получение каучука
2) в качестве топлива
3) получение пластмасс
4) в качестве удобрения
5) получение красителей

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:	А	Б	В	Г

Ответом к заданиям 27—29 является число. Запишите это число в поле ответа в тексте работы, соблюдая при этом указанную степень точности. Затем перенесите это число в БЛАНК ОТВЕТОВ № 1 справа от номера соответствующего задания, начиная с первой клеточки. Каждый символ пишите в отдельной клеточке в соответствии с приведёнными в бланке образцами. Единицы измерения физических величин писать не нужно.

27. Имеется 200 г растворителя. Какую массу соли (в граммах) надо прибавить к нему, чтобы получить раствор с массовой долей этой соли 20 % ?

Ответ: _____ кг. (Запишите число с точностью до целых.)

28. Согласно термохимическому уравнению реакции



при сжигании оксида углерода(II) выделилось 152 кДж теплоты. Рассчитайте объём (в литрах) сгоревшего газа (н. у.).

Ответ: _____ л. (Запишите число с точностью до десятых.)

29. При растворении сульфида железа(II) массой 44 г в избытке серной кислоты выделился газ (н. у.). Определите объём выделившегося газа (в литрах).

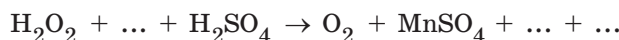
Ответ: _____ л. (Запишите число с точностью до десятых.)

Не забудьте перенести все ответы в бланк ответов № 1 в соответствии с инструкцией по выполнению работы.

Часть 2

Для записи ответов на задания 30—34 используйте БЛАНК ОТВЕТОВ №2. Запишите сначала номер задания (30, 31 и т. д.), а затем его подробное решение. Ответы записывайте чётко и разборчиво.

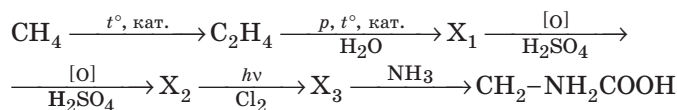
30. Составьте уравнение реакции, используя для расстановки коэффициентов метод электронного баланса:



Определите окислитель и восстановитель.

31. Медную проволоку прокалили в пламени. Образовавшееся черное вещество растворили в необходимом количестве соляной кислоты. К полученному раствору добавили раствор щелочи до образования голубого осадка. Полученный осадок прокалили. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

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



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

33. Смешали 100 г раствора с массовой долей хлорида бария 30 % и 30 мл раствора серной кислоты (плотность раствора равна 1,066 г/см³) с массовой долей кислоты 10 %. Масса отфильтрованного и высушенного осадка составила 7,3 г. Определите массовую долю выхода продукта от теоретически возможного.
В ответе запишите уравнение реакции, которое указано в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления (указывайте единицы измерения искомых физических величин).
34. При сжигании образца некоторого органического соединения массой 5,8 г получено 6,72 л (н. у.) углекислого газа и 5,4 г воды. Известно, что относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 29. В ходе исследования химических свойств этого вещества установлено, что при взаимодействии этого вещества с водородом образуется вторичный спирт.
На основании данных условия задания:
- 1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы органического вещества (указывайте единицы измерения искомых физических величин);
 - 2) запишите молекулярную формулу исходного органического вещества;
 - 3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;
 - 4) напишите уравнение реакции этого вещества с водородом, используя структурную формулу вещества.

» Единый государственный экзамен

» *Бланк ответов №2*



Регион

Код
предмета

Название предмета

Резерв - 8

Дополнительный
бланк ответов №2

Лист №

Перепишите значение полей «регион», «код предмета», «название предмета» из БЛАНКА РЕГИСТРАЦИИ.

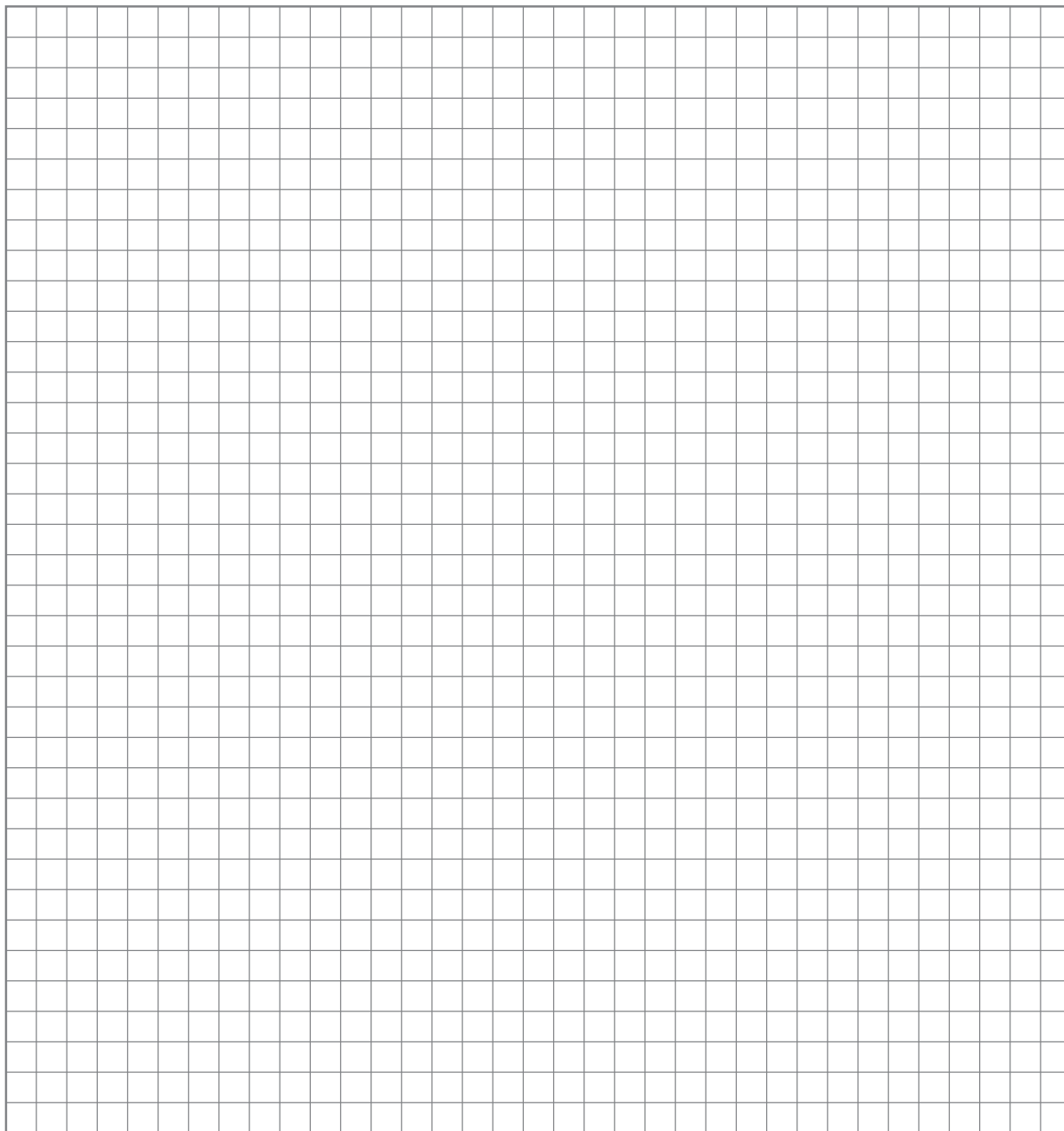
Отвечая на задание типа С, пишите аккуратно и разборчиво, соблюдая разметку страницы.

Не забудьте указать номер задания, на которое Вы отвечаете, например **С1**.

Условия задания переписывать не нужно.

ВНИМАНИЕ!

Все бланки и листы с контрольными измерительными материалами рассматриваются в комплекте.



Ответы к тренировочному тесту № 2

За правильный ответ на каждое из заданий 1—8, 12—16, 20, 21, 27—29 ставится 1 балл. Задание считается выполненным верно, если экзаменуемый дал правильный ответ в виде последовательности цифр или числа с заданной степенью точности.

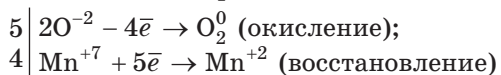
Задания 9—11, 17—19, 22—26 считаются выполненными верно, если правильно указана последовательность цифр. За полный правильный ответ в заданиях 9—11, 17—19, 22—26 ставится 2 балла; если допущена одна ошибка — 1 балл; за неверный ответ (более одной ошибки) или его отсутствие — 0 баллов.

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	25	11	5321	21	25
2	124	12	434	22	5213
3	25	13	25	23	2113
4	23	14	15	24	2321
5	234	15	45	25	5313
6	24	16	13	26	4415
7	12	17	25	27	50
8	25	18	2246	28	12.0
9	25	19	4612	29	11.2
10	1432	20	13		

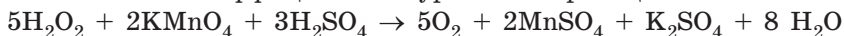
За выполнение задания 30 ставится от 0 до 3 баллов; заданий 31, 33 и 34 — от 0 до 4 баллов; задания 32 — от 0 до 5 баллов.

30. Вариант ответа:

1) Составлен электронный баланс:



2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



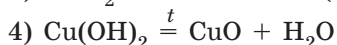
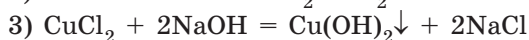
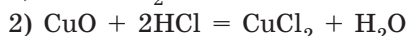
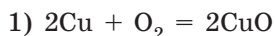
3) Указано, что кислород в степени окисления -2 (или пероксид водорода за счёт кислорода в степени окисления -2) является восстановителем, а марганец в степени окисления $+7$ (или перманганат калия за счёт марганца в степени окисления $+7$) является окислителем.

Указания по оцениванию	Баллы
<p>Ответ правильный и полный содержит следующие элементы:</p> <ul style="list-style-type: none"> • определена степень окисления элементов, которые являются окислителем и восстановителем в реакции; указаны окислитель и восстановитель (элементы или вещества); • записаны процессы окисления и восстановления, и на их основе составлен электронный (электронно-ионный) баланс; • определены недостающие в уравнении реакции вещества, расставлены все коэффициенты. 	3

Указания по оцениванию	Баллы
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>3</i>

31. Вариант ответа:

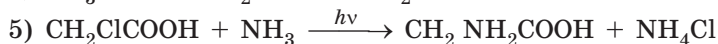
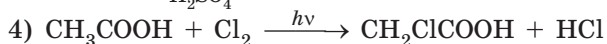
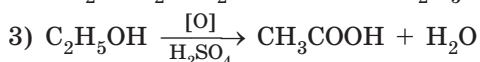
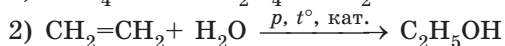
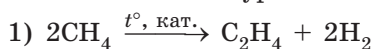
Написаны четыре уравнения описанных реакций:



Указания по оцениванию	Баллы
Правильно записаны четыре уравнения реакций	4
Правильно записаны три уравнения реакций	3
Правильно записаны два уравнения реакций	2
Правильно записано одно уравнение реакции	1
Все уравнения реакций записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>4</i>

32. Вариант ответа:

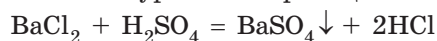
Составлены пять уравнений реакций, соответствующих схеме превращений:



Указания по оцениванию	Баллы
Правильно записаны пять уравнений реакций	5
Правильно записаны четыре уравнения реакций	4
Правильно записаны три уравнения реакций	3
Правильно записаны два уравнения реакций	2
Правильно записано одно уравнение реакции	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>5</i>

33. Вариант ответа:

1) Записано уравнение реакции:



- 2) Рассчитаны количества веществ реагентов и сделан вывод об избытке хлорида бария:

$$n(\text{BaCl}_2) = 100 \cdot \frac{0,3}{208} = 0,144 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \cdot 1,066 \cdot \frac{0,1}{98} = 0,0326 \text{ моль}$$

- 3) Вычислена масса осадка:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{BaSO}_4);$$

$$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4);$$

$$m(\text{BaSO}_4) = 0,0326 \cdot 233 = 7,6 \text{ г}$$

- 4) Вычислена массовая доля сульфата бария от теоретически возможного:

$$\eta(\text{BaSO}_4) = \frac{m(\text{BaSO}_4)_{(\text{практ.})}}{m(\text{BaSO}_4)_{(\text{теорет.})}}; \quad \eta = \frac{7,6}{7,6} = 0,96, \text{ или } 96 \%$$

Ответ: 96.

Указания по оцениванию	Баллы
<p>Ответ правильный и полный содержит следующие элементы:</p> <ul style="list-style-type: none"> • правильно записаны уравнения реакций, соответствующих условию задания; • правильно произведены вычисления, в которых используются необходимые физические величины, заданные в условии задания; • продемонстрирована логически обоснованная взаимосвязь физических величин, на основании которых проводятся расчёты; • в соответствии с условием задания определена искомая физическая величина 	4
Правильно записаны три элемента ответа	3
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	4

34. Вариант ответа:

Общая формула вещества — $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

Найдено количество вещества продуктов сгорания:

$$n(\text{CO}_2) = 6,72 / 22,4 = 0,3 \text{ моль}; \quad n(\text{C}) = 0,3 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 5,4 / 18 = 0,3 \text{ моль}; \quad n(\text{H}) = 0,3 \cdot 2 = 0,6 \text{ моль}$$

$$m(\text{O}) = 5,8 - 0,3 \cdot 12 - 0,6 = 1,6 \text{ г}; \quad n(\text{O}) = 1,6 / 16 = 0,1 \text{ моль}$$

Определена молекулярная формула вещества:

$$x : y : z = 0,3 : 0,6 : 0,1 = 3 : 6 : 1$$

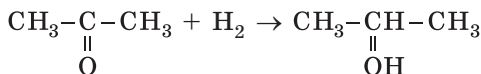
Простейшая формула — $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

$$M_{\text{прост}}(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 58 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{ист}}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 29 \cdot 2 = 58 \text{ г/моль}$$

Молекулярная формула исходного вещества — $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

Структурная формула вещества

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$$


Указания по оцениванию	Баллы
<p>Ответ правильный и полный содержит следующие элементы:</p> <ul style="list-style-type: none"> • правильно произведены вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы вещества; • записана молекулярная формула вещества; • записана структурная формула органического вещества, которая отражает порядок связи и взаимное расположение заместителей и функциональных групп в молекуле в соответствии с условием задания; • записано уравнение реакции, на которую даётся указание в условии задания, с использованием структурной формулы органического вещества 	4
Правильно записаны три элемента ответа	3
Правильно записаны два элемента ответа	2
Правильно записан один элемент ответа	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>4</i>

ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ

Тестовые задания к разделу «Теоретические основы химии»

СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

№ задания	1	2	3	4	5	6	7	8
Ответ	542	12	15	2341	24	35	25	4162

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

Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	25	23	35	35	23	24	6143

Общая характеристика металлов главных подгрупп IA–IIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения атомов

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	25	24	14	13	25	4124	5134

8. 2 $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ Марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия за счёт марганца +7) является окислителем, а кислород в степени окисления –1 (или пероксид водорода за счёт кислорода –1) — восстановителем.
- 5 $\text{H}_2\text{O}_2^{-1} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0 + 2\text{H}^+$
- $$5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{O}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$$

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

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	13	35	35	4513	13	4456

7. 6 $\text{Fe}^{+2} - 1\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ Железо в степени окисления +2 (или сульфат железа за счёт желе-
за +2) является восстановителем, а хлор в степени окисления +5
1 $\text{Cl}^{+7} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}$ (или гипохлорит калия за счёт хлора +1) — окислителем:
- $$6\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$$

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

№ задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответ	25	34	12	13	24	65	12	24	3451

10. 1 $\text{N}^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+5}$ Азот в степени окисления +3 (или нитрит калия за счёт азота +3) является восстановителем, а марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия за счёт марганца +7) — окислителем:
- 2 $\text{Mn}^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$
- $$\text{KNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

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

№ задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответ	24	52	25	23	15	35	34	24	23

Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	25	12	23	25	4532	3124	5142

8. 2 $\text{Cr}^{+3} - 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{+6}$ Хром в степени окисления +3 (или оксид хрома за счёт хрома +3) является восстановителем, а азот в степени окисления +5 (или нитрат калия за счёт азота +5) — окислителем.
- 3 $\text{N}^{+5} - 2\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+3}$
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

9. Уравнение реакции: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$.

Рассчитаны количества веществ реагентов; вывод об избытке хлорида бария:

$$n(\text{BaCl}_2) = 100 \cdot \frac{0,3}{208} = 0,144 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \cdot 1,066 \cdot \frac{0,1}{98} = 0,0326 \text{ моль}.$$

Рассчитана масса осадка:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{BaSO}_4); m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4);$$

$$m(\text{BaSO}_4) = 0,0326 \cdot 233 = 7,6 \text{ г}.$$

Определяем выход продукта от теоретически возможного:

$$\eta(\text{BaSO}_4) = \frac{m(\text{BaSO}_4)_{\text{(практ.)}}}{m(\text{BaSO}_4)_{\text{(теор.)}}} = \frac{7,3}{7,6} = 0,96 \text{ или } 96 \%.$$

Ответ: 96 %.

**Вещества молекулярного и немолекулярного строения.
Тип кристаллической решётки. Зависимость свойств веществ
от их состава и строения**

№ задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	13	35	13	23	24	45	45	14	13	23

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

**Классификация химических реакций в неорганической
и органической химии**

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	24	13	45	13	3451	34

**Тепловой эффект химической реакции.
Термохимические уравнения**

№ задания	1	2
Ответ	15	34

3. 1) В этой задаче необходимо определить, какое из веществ взято в недостатке. Рассчитываем количества веществ алюминия и серы, взятых для реакции.

$$n_1(\text{Al}) = \frac{m_1(\text{Al})}{M(\text{Al})}; n_1(\text{Al}) = \frac{81 \text{ г}}{27 \text{ г / моль}} = 3 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{S}) = \frac{m_2(\text{S})}{M(\text{S})}; n_2(\text{S}) = \frac{128 \text{ г}}{32 \text{ г / моль}} = 4 \text{ моль}.$$

- 2) Из уравнения реакции следует:

$$\frac{n_1(\text{Al})}{n_1(\text{S})} = \frac{2}{3}; n_1(\text{S}) = \frac{3}{2} n_1(\text{Al}); n_1(\text{S}) = \frac{3}{2} \cdot 3 \text{ моль} = 4,5 \text{ моль}.$$

Таким образом, для реакции с 81 г алюминия требуется 4,5 моль серы, а взято лишь 4 моль (128 г), следовательно, сера взята в недостатке. Тепловой эффект реакции рассчитываем по количеству вещества взятой серы.

- 3) Из термохимического уравнения реакции следует:

$$\frac{3}{n_2(\text{S})} = \frac{Q}{Q_2}; Q_2 = \frac{n_2(\text{S})}{3}; Q_2 = 509 \text{ кДж} \cdot \frac{4 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 678,7 \text{ кДж}.$$

Ответ: 678,7 кДж.

4. 1) Определяем массу раствора кислоты, которую требуется приготовить:

$$m = V \cdot \rho = 300 \cdot 1,3 = 390 \text{ г};$$

- 2) Определяем массу кислоты в этом растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 390 \cdot 0,4 = 156 \text{ г};$$

- 3) Такая же масса H_2SO_4 находится в растворе $\omega'(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,88$. Поэтому

$$m' = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega'(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{156}{0,88} = 177,3 \text{ г};$$

4) Определяем объём раствора кислоты:

$$V' = \frac{m'}{\rho'} = \frac{177,3}{1,8} = 98,5 \text{ мл.}$$

Ответ: объём раствора 98,5 мл.

Скорость реакции, её зависимость от различных факторов

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	25	24	13	35	1234

6. 1) Определяем массу раствора сульфата натрия:

$$m = V \cdot \rho = 200 \cdot 1,14 = 228 \text{ г;}$$

2) Вычисляем массу Na_2SO_4 , который может образовать раствор массой 228 г:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m \omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 228 \cdot 0,15 = 34,2 \text{ г;}$$

3) Определяем количество Na_2SO_4 :

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{34,2}{142} \text{ моль} = 0,241 \text{ моль;}$$

4) Из формулы кристаллогидрата:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,241 \text{ моль;}$$

5) Определяем массу кристаллогидрата, который может быть получен:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,241 \cdot 322 \text{ г} = 77,6 \text{ г.}$$

Ответ: 77,6 г кристаллогидрата.

7. 1. $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$;

2. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$;

3. $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

4. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \xrightarrow{t} 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Обратимые и необратимые химические реакции.

Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	34	35	15	15	1214

Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	25	13	13	35	24	25

Реакции ионного обмена

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	15	24	34	13	1354	15

7. 1) Определяем количество вещества карбоната кальция, взятого для реакции:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{4 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль};$$

- 2) Составляем уравнение реакции:



Из уравнения следует:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,04 \text{ моль};$$

- 3) Рассчитываем массу полученного оксида углерода(IV):

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,04 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 1,76 \text{ г};$$

- 4) Вычисляем массовую долю оксида углерода(IV) в полученном растворе:

$$\omega(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot 100}{m(\text{CO}_2) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1,76 \cdot 100}{1,76 \text{ г} + 2000 \text{ г}} \% = 0,088\%.$$

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

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	12	25	23	35	15	2545

7. Массовая доля CaCl_2 равна 2,6 % .
 8. Массовая доля FeCl_2 3,4 % .
 9. Массовая доля FeCl_3 равна 9,2 % .
 10. $n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль}; n(\text{AgNO}_3) = 0,04 \text{ моль}.$
 11. 70,9 кг.
 12. 11.
 13. 3,5 % .
 14. 12,7 г меди.
 15. 2,9 л.
 16. 352 г.
 17. 43,5 г.

Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от неё

№ задания	1	2	3	4
Ответ	24	35	45	3512

5. 1. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2;$
 2. $\text{Zn} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow;$
 3. $\text{ZnCl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CaCl}_2;$
 4. $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}.$

Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	24	35	134	34	25	4153

Ионный и радикальный механизмы реакций в органической химии

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	35	34	23	15	24	24	4253

Тестовые задания к разделу «Неорганическая химия»**КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)**

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	4132	4523	2134	3124	5423

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ — МЕТАЛЛОВ: ЩЕЛОЧНЫХ, ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ, АЛЮМИНИЯ, А ТАКЖЕ МЕДИ, ЦИНКА, ХРОМА, ЖЕЛЕЗА

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	35	34	24	24	25	45

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

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	36	45	14	254	5234

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ: ОСНОВНЫХ, АМФОТЕРНЫХ, КИСЛОТНЫХ

№ задания	1	2	3	4
Ответ	51	13	4142	1425

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ И АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	25	24	4231	35	132	41

7. 1. $\text{H}_2\text{S} + 8\text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$;
 2. $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 3. $\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 (или медленное окисление: $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$);
 4. $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$.
8. 3 $\begin{array}{l} \overset{-2}{\text{S}} - 2\bar{\text{e}} = \overset{0}{\text{S}} \\ \overset{+6}{2\text{Cr}} + 6\bar{\text{e}} = 2\overset{+3}{\text{Cr}} \end{array}$ Сера в степени окисления -2 (или сероводород за счёт серы -2) является восстановителем, а хром в степени окисления $+6$ (или дихромат калия за счёт хрома $+6$) является окислителем.

$$3\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}.$$

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

№ задания	1	2	3	4
Ответ	23	45	125	13

5. 1. $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
 2. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$;
 3. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$;
 4. $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 5. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. 1) Составлено уравнение реакции: $\text{Cu} + \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Hg}$;
 2) Рассчитываем количество вещества и массу меди по уравнению:

$$n(\text{Cu}) = n(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2) = 0,05 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 0,05 \cdot 64 \text{ г} = 3,2 \text{ г (медь в избытке)};$$

 3) Рассчитываем количество и массу ртути по уравнению:

$$n(\text{Hg}) = 2n(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2) = 2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{Hg}) = n(\text{Hg}) \cdot M(\text{Hg}) = 0,1 \cdot 201 \text{ г} = 20,1 \text{ г};$$

 4) Рассчитываем массу и количество вещества нитрат ртути(II) в растворе:

$$m(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2) = m\omega(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2) = 131,5 \cdot 0,2 = 26,5 \text{ г};$$

$$n(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2)}{M(\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2)} = \frac{26,5}{526} = 0,05 \text{ моль};$$

 5) Определяем массу пластинки после реакции:
 m_1 — масса пластинки до реакции;
 $m_2 = m_1 - m(\text{Cu}) + m(\text{Hg}) = (100 - 3,2 + 20,1) \text{ г} = 116,9 \text{ г}.$
 Ответ: 116,9 г.

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

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	24	35	25	241	4231	241

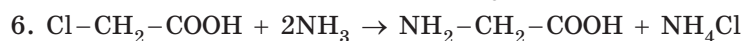
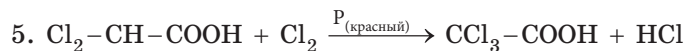
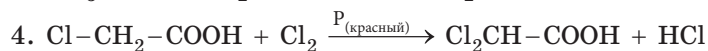
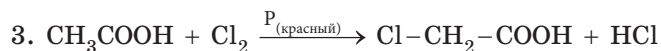
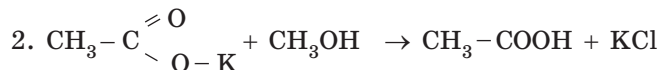
ВЗАИМОСВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	13	52	44	21	5314

Тестовые задания к разделу «Органическая химия»

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

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	23	24	34	14	14	34



X_1 — ацетат калия CH_3-COOK

X_2 — монохлоруксусная кислота

X_3 — дихлоруксусная кислота

X_4 — трихлоруксусная кислота

X_5 — аминоксусная кислота

8. Записываем формулу вещества в виде C_xH_y . Берём для расчётов образец вещества массой 100 г.

- 1) Определяем массу и количество вещества углерода и водорода в этом образце:

$$m(\text{C}) = m(\text{вещества}) \omega(\text{C}) = 100 \cdot 0,8421 \text{ г} = 84,21 \text{ г};$$

$$m(\text{H}) = m(\text{вещества}) \omega(\text{H}) = 100 \cdot 0,1579 \text{ г} = 15,79 \text{ г};$$

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{84,21}{12} \text{ моль} = 7,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{15,79}{1} \text{ моль} = 15,79 \text{ моль};$$

- 2) Находим отношение количества веществ углерода и водорода, которые входят в состав вещества:

$$\frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{15,79}{7,02} = 2,25;$$

Это отношение равно отношению коэффициентов y и x :

$$\frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{y}{x} = 2,25; \quad (\text{a})$$

3) Находим молярную массу углеводорода:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y)29\text{Д}_\text{в} = 29 \cdot 3,93 \text{ г/моль} = 114 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса может быть представлена и в виде

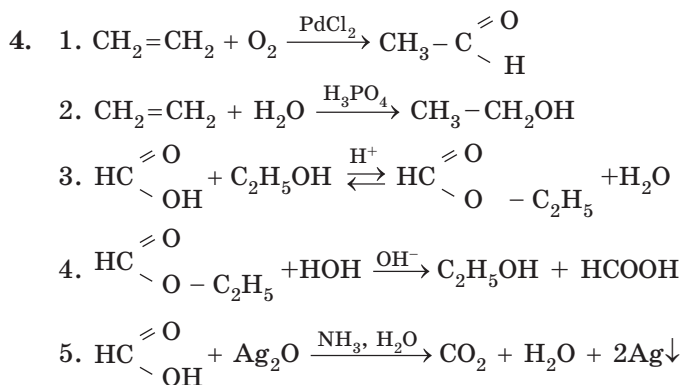
$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = M(\text{C})_x + M(\text{H})_y = 12x + y, \text{ или } 12x + y = 114; \quad (\text{б})$$

4) Из решения системы уравнений (а) и (б) находим $x = 8$, $y = 18$,
т. е. формула вещества C_8H_{18} . Это — октан.

Ответ: C_8H_{18} — октан, предельный углеводород.

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

№ задания	1	2	3
Ответ	25	25	4263



X_1 — катализатор PdCl_2 ;

X_2 — H_3PO_4 ;

X_3 — H_2SO_4 ;

X_4 — H_2O , OH^- ;

X_5 — H_2O , NH_3

5. Рассчитываем количество вещества углеводорода, взятого для реакции, а также образовавшегося оксида углерода(IV) (или воды).

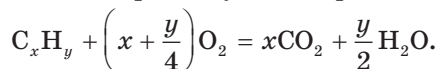
1) Молярную массу C_xH_y можно представить так:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = xM(\text{C}) + yM(\text{H}); M(\text{C}_x\text{H}_y) = (12x + y) = 1 \text{ г/моль}.$$

$$2) n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{m(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{C}_x\text{H}_y)}; n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{1,4}{12x + y} \text{ моль};$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}; n(\text{CO}_2) = \frac{2,24 \text{ л}}{22,4 \text{ л / моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

3) Составляем уравнение реакции горения углеводорода:



4) Из уравнения реакции следует:

$$\frac{n(\text{C}_x\text{H}_y)}{n(\text{CO}_2)} = \frac{1}{x}; \frac{1,4}{0,1} = \frac{1}{x}; 2x = y. \quad (\text{a})$$

5) По относительной плотности углеводорода определяем молярную массу:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = 2D_{\text{H}_2}(\text{C}_x\text{H}_y); M(\text{C}_x\text{H}_y) = 2 \cdot 14 \text{ г/моль} = 28 \text{ г/моль}.$$

Из п. 1) получаем: $12x + y = 28$. (б)

6) Решая систему уравнений (а) и (б), получаем, что $x = 2$, $y = 4$.

Формула углевода — C_2H_4 . Это — этилен.

Ответ: этилен.

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

№ задания	1	2	3
Ответ	5432	1235	1345

4. 1. $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\uparrow$; X_1 — t° , катализатор

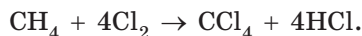
2. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}_3\text{PO}_4} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$; X_2 — t° , H_3PO_4 , H_2O

3. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HBr} \xrightleftharpoons{t^\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$; X_3 — t° , HBr

4. $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ, \text{спирт. р-р}} \text{C}_2\text{H}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 X_4 — t° , KOH спиртовой раствор

5. $\text{C}_2\text{H}_4 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$; X_5 — H_2O , KMnO_4
этиленгликоль

5. 1) Записываем уравнение реакции хлорирования метана до тетрахлорида углерода:



2) Определяем количества исходных веществ:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m}; n(\text{CH}_4) = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m}; n(\text{Cl}_2) = \frac{56}{22,4} = 2,5 \text{ моль};$$

$n(\text{CH}_4):n(\text{Cl}_2) = 0,5:2,5 = 0,5$ моль. Хлор взят с избытком.

3) Из уравнения реакции:

$$n(\text{CCl}_4) = n(\text{CH}_4) = 0,5 \text{ моль};$$

4) Определяем массу тетрахлорида углерода, которая может быть получена при количественном выходе:

$$m(\text{CCl}_4) = n(\text{CCl}_4) \cdot M(\text{CCl}_4) = 0,5 \cdot 154 \text{ г} = 77 \text{ г}.$$

5) Рассчитываем массу полученного CCl_4 :

$$m_p(\text{CCl}_4) = \frac{m(\text{CCl}_4)_n}{100} = \frac{77 \cdot 70}{100} = 53,9 \text{ г};$$

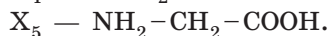
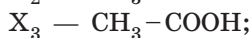
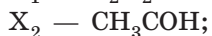
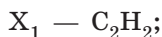
Ответ: выход продукта — 53,9 г.

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

№ задания	1	2	3	4
Ответ	42	124	24	5134

5. 1. $\text{CaC}_2 + 2\text{HCl} = \text{C}_2\text{H}_2\uparrow + \text{CaCl}_2$
 2. $\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3-\text{COH}$
 3. $\text{C}_2\text{H}_3-\text{COH} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 4. $\text{CH}_3-\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{ClCH}_2-\text{COOH} + \text{HCl}$
 5. $\text{ClCH}_2-\text{COOH} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

аминоуксусная
кислота



6. 1) Рассчитываем массу примесей в техническом спирте:

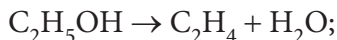
$$m(\text{примесей}) = \frac{m(\text{техн. спирт}) \cdot \omega(\text{прим.})}{100} = \frac{300 \cdot 8}{100} = 24 \text{ г};$$

- 2) Определяем массу и количество вещества этанола в техническом спирте:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{техн. спирт}) - m(\text{примесей}) = 300 \text{ г} - 24 \text{ г} = 276 \text{ г};$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{276 \text{ г}}{46 \text{ г/моль}} = 6 \text{ моль};$$

- 3) Уравнение реакции получения этилена из этанола:



Из уравнения следует: $n(\text{C}_2\text{H}_4) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 6 \text{ моль};$

- 4) Вычисляем объём этилена, приведенный к н. у.:

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = n(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot V_m = 6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 134,4 \text{ л}.$$

Ответ: 134,4 л.

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРЕДЕЛЬНЫХ ОДНОАТОМНЫХ И МНОГОАТОМНЫХ СПИРТОВ, ФЕНОЛА

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	35	24	134	3142	354

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ, ПРЕДЕЛЬНЫХ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ, СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	254	24	25	35	1423

ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТСОДЕРЖАЩИХ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: АМИНОВ И АМИНОКИСЛОТ

№ задания	1	2	3	4
Ответ	3	45	52	413

5. 1. $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) \xrightleftharpoons{570^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$
 2. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$
 3. $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 4. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeCl}_3$

6. 1) Определяем массу спирта, взятого для реакции:

$$m(\text{сп.}) = V \cdot \rho(\text{сп.}) = 40 \text{ мл} \cdot 0,807 \text{ г/мл} = 32,28 \text{ г.}$$

- 2) Масса примесей:

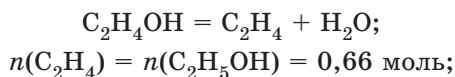
$$m(\text{прим.}) = \frac{m(\text{прим.}) \cdot \omega(\text{прим.})}{100} = \frac{32,28 \text{ г} \cdot 6}{100} \approx 1,94 \text{ г;}$$

- 3) Масса и количество вещества этанола в спирте:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{с прим.}) - m(\text{прим.}) = 32,28 \text{ г} - 1,94 \text{ г} = 30,34 \text{ г;}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{30,34 \text{ г}}{46 \text{ г/моль}} \approx 0,6 \text{ моль}$$

- 4) Уравнение реакции получения этилена из этанола:



- 5) Масса этилена, который образовался бы при 100 %-ном выходе:

$$m(\text{C}_2\text{H}_4) = n(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,66 \cdot 28 \text{ г/моль} = 18,48 \text{ г;}$$

- 6) Вычисляем количество вещества и массу практически полученного этилена:

$$n_{\text{прим.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{V_{\text{прим.}}(\text{C}_2\text{H}_4)}{V_m} = \frac{10,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \approx 0,455 \text{ моль;}$$

$$m_{\text{прим.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = n_{\text{прим.}}(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,455 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 12,74 \text{ г;}$$

- 7) Рассчитываем массовую долю выхода этилена:

$$\omega_{\text{вых.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{m_{\text{прим.}}(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot 100}{m(\text{C}_2\text{H}_4)} = \frac{12,74 \text{ г} \cdot 100}{18,48 \text{ г}} \% \approx 68,9 \%.$$

Ответ: 68,9 %.

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

№ задания	1	2	3	4	5	6
Ответ	25	34	34	3152	14	35



8. 1) Рассчитываем количество вещества железа и серы, взятых для реакции:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{11,2}{56 \text{ г / моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{6,4}{32 \text{ г / моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

- 2) Составляем уравнения реакций:



выделившийся газ — сероводород:



осадок — это сульфид меди(II).

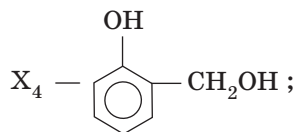
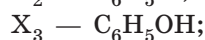
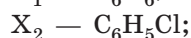
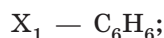
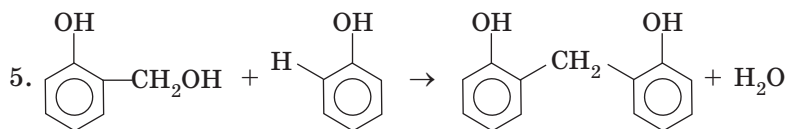
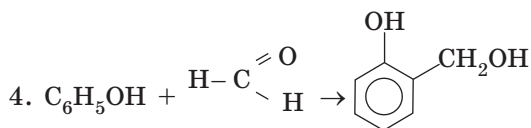
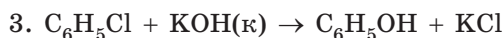
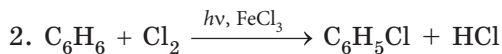
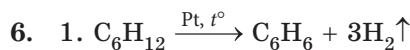
- 3) Из уравнения (а) следует, что для реакции с 1 моль Fe требуется 1 моль S, и вещества прореагируют друг с другом без остатка. Расчёт можно проводить, используя как $n(\text{Fe})$, так и $n(\text{S})$.
- 4) Из уравнения реакций (а), (б) и (в) следует:
- $$n(\text{FeS}) = n(\text{Fe}); n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{FeS}); n(\text{CuS}) = n(\text{H}_2\text{S}),$$
- следовательно, $n(\text{CuS}) = n(\text{Fe}) = 0,2 \text{ моль};$
- 5) Масса образовавшегося осадка:

$$m(\text{CuS}) = n(\text{CuS}) \cdot M(\text{CuS}) = 0,2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 19,6 \text{ г}.$$

Ответ: 19,6 г.

ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	25	24	41	2431	2351



7. 1) Составляем уравнение химической реакции:



2) Рассчитываем массы веществ, полученных в ходе реакции:

$$n(\text{Mg}) = n(\text{MgSO}_4) = n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = 4,8 : 24 = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,05 \cdot 200 \cdot 0,12}{98} = 0,26 \text{ моль} — \text{ в избытке}$$

$$m(\text{MgSO}_4) = n(\text{MgSO}_4) \cdot M(\text{MgSO}_4) = 0,2 \cdot 120 = 24 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 0,2 \cdot 2 = 0,4 \text{ г};$$

3) Рассчитываем массу раствора:

$$m_1(\text{раствора}) = \rho V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,05 \cdot 200 = 210 \text{ г};$$

$$m_2(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m(\text{Mg}) - m(\text{H}_2) = 210 + 4,8 - 0,4 = 214,4;$$

4) Находим массовую долю MgSO_4 :

$$\omega(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m_2(\text{раствора})} = \frac{24}{214,4} = 0,112, \text{ или } 11,2\%;$$

Ответ: 11,2%.

8. 1) Вычисляем массу крахмала (кр), который содержится в крахмале с примесями:

$$m(\text{кр}) = \frac{m \cdot \omega(\text{кр})}{100} = \frac{891 \text{ кг} \cdot 20}{100} = 178,2 \text{ кг};$$

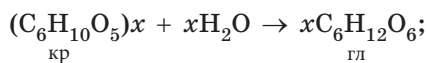
2) Формула крахмала — $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_x$. Его молярная масса:

$$M(\text{кр}) = x[6M(\text{C}) + 10M(\text{H}) + 5 \cdot M(\text{O})] = 162x \text{ кг/кмоль};$$

3) Вычисляем количество вещества крахмала:

$$n(\text{кр}) = \frac{m(\text{кр})}{M(\text{кр})} = \frac{178,2 \text{ кг}}{162x \text{ кг / моль}} = \frac{1,1}{x} \text{ кмоль};$$

- 4) Уравнение реакции получения глюкозы (гл) из крахмала (кр):



Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{гл}) = xn(\text{кр}) = x \frac{1,1}{x} \text{ кмоль} = 1,1 \text{ кмоль};$$

- 5) Рассчитываем массу глюкозы, которая была бы получена при 100 %-ном выходе:

$$m(\text{гл}) = n(\text{гл}) \cdot M(\text{гл}) = 1,1 \text{ кмоль} \cdot 180 \text{ кг/кмоль} = 198 \text{ кг};$$

- 6) Находим массу практически полученной глюкозы:

$$m_{\text{практ.}}(\text{гл}) = \frac{m(\text{гл}) \cdot \omega(\text{гл})}{100} = \frac{198 \cdot 50}{100} = 99 \text{ кг};$$

Ответ: 99 кг.

Тестовые задания к разделу «Методы познания в химии. Химия и жизнь»

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование.

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

Научные методы исследования химических веществ и превращений.

Методы разделения смесей и очистки веществ

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	34	24	14	23	245

Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы.

Качественные реакции на неорганические вещества и ионы.

Качественные реакции органических соединений

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	15	35	246	24	234

Основные способы получения углеводов (в лаборатории).

**Основные способы получения кислородсодержащих соединений
(в лаборатории)**

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	35	14	25	5341	3514

ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ПРОМЫШЛЕННЫХ СПОСОБАХ ПОЛУЧЕНИЯ ВАЖНЕЙШИХ ВЕЩЕСТВ

Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	45	35	24	34	13

Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола).

Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	14	13	45	24	35

Природные источники углеводородов, их переработка

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	156	34	25	245	24

Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки

№ задания	1	2	3	4	5
Ответ	25	2435	3211	1235	5132

РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	90	44,8	11,2	6,7	97,4	190	89,6

№ задания	8	9	10	11	12	13	14
Ответ	0,25	57,4	0,89	0,3	4,9	0,025	1,9

№ задания	15	16
Ответ	23	3,5

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Группы Периоды	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а VIII б
1 1							H 1,0079 1s ¹	He 4,0026 1s ²
2 2	Li 6,941 2s ¹	Be 9,012 2s ²	B 10,81 2s ² 2p ¹	C 12,011 2s ² 2p ²	N 14,0067 2s ² 2p ³	O 15,999 2s ² 2p ⁴	F 18,998 2s ² 2p ⁵	Ne 20,179 2s ² 2p ⁶
3 3	Na 22,990 3s ¹	Mg 24,305 3s ²	Al 26,981 3s ² 3p ¹	Si 28,086 3s ² 3p ²	P 30,974 3s ² 3p ³	S 32,06 3s ² 3p ⁴	Cl 35,453 3s ² 3p ⁵	Ar 39,948 3s ² 3p ⁶
4 4	K 39,098 4s ¹	Ca 40,08 4s ²	Sc 44,956 3d ¹ 4s ²	Ti 47,90 3d ² 4s ²	V 50,941 3d ³ 4s ²	Cr 51,996 3d ⁵ 4s ¹	Mn 54,938 3d ⁵ 4s ²	Fe 55,847 3d ⁶ 4s ²
5 5	Rb 85,468 5s ¹	Sr 87,62 5s ²	Y 88,906 4d ¹ 5s ²	Zr 91,224 4d ² 5s ²	Nb 92,906 4d ⁴ 5s ¹	Mo 95,94 4d ⁵ 5s ¹	Tc 98,906 4d ⁵ 5s ²	Ru 101,07 4d ⁷ 5s ¹
6 6	Cs 132,905 6s ¹	Ba 137,34 6s ²	La 138,905 5d ¹ 6s ²	Hf 178,49 5d ² 6s ²	Ta 180,948 5d ³ 6s ²	W 183,85 5d ⁴ 6s ²	Re 186,207 5d ⁵ 6s ²	Os 190,2 5d ⁶ 6s ²
7 7	Fr 223 7s ¹	Ra 226 7s ²	Ac 227 6d ¹ 7s ²	Th 232 6d ² 7s ²	Pa 231 5f ² 6d ¹ 7s ²	U 238,029 5f ³ 6d ¹ 7s ²	Np 237 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	Pu 244 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²

*Лантаноиды

58 Ce 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 140,908 4f ³ 6s ²	60 Nd 144,24 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 145 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 150,4 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 151,96 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 158,93 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 167,26 4f ¹² 6s ²	69 Tm 168,93 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ²	71 Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
---	--	---	--	--	---	---	---	--	--	--	--	--	--

**Актиноиды

90 Th 232,038 6d ² 7s ²	91 Pa 231 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 238,029 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 237 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 244 5f ⁶ 7s ²	95 Am 243 5f ⁷ 7s ²	96 Cm 247 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk 247 5f ⁹ 7s ²	98 Cf 251 5f ¹⁰ 7s ²	99 Es 252 5f ¹¹ 7s ²	100 Fm 257 5f ¹² 7s ²	101 Md 258 5f ¹³ 7s ²	102 No 259 5f ¹⁴ 7s ²	103 Lr 262 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
--	--	---	--	--	--	--	--	---	---	--	--	--	--

СПРАВОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

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

↑
активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	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⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
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
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
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 ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	?	M	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	?	H
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

“P” – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

“M” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

“H” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

“—” – в водной среде разлагается

“?” – нет достоверных сведений о существовании соединений

Справочные материалы

Названия кислот и образуемых ими солей

Формула кислоты	Название кислоты	Название соли
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$	Уксусная	Ацетат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	Дихромат
HI	Иодоводородная	Иодид
HIO	Иодноватистая	Гипоиодит
HIO_3	Иодноватая	Иодат
HIO_4	Иодная	Периодат

Распределение электронов в атоме

	K	L	M	N		K	L	M	N	O	P		K	L	M	N	O	P	Q
H	1					Rb	2	8	18	8	1		Hf	2	8	18	32	10	2
He	2					Sr	2	8	18	8	2		Ta	2	8	18	32	11	2
Li	2	1				Y	2	8	18	9	2		W	2	8	18	32	12	2
Be	2	2				Zr	2	8	18	10	2		Re	2	8	18	32	13	2
B	2	3				Nb	2	8	18	12	1		Os	2	8	18	32	14	2
C	2	4				Mo	2	8	18	13	1		Ir	2	8	18	32	15	2
N	2	5				Tc	2	8	18	13	2		Pt	2	8	18	32	17	1
O	2	6				Ru	2	8	18	15	1		Au	2	8	18	32	18	1
F	2	7				Rh	2	8	18	16	1		Hg	2	8	18	32	18	2
Ne	2	8				Pd	2	8	18	18	0		Tl	2	8	18	32	18	3
Na	2	8	1			Ag	2	8	18	18	1		Pb	2	8	18	32	18	4
Mg	2	8	2			Cd	2	8	18	18	2		Bi	2	8	18	32	18	5
Al	2	8	3			In	2	8	18	18	3		Po	2	8	18	32	18	6
Si	2	8	4			Sn	2	8	18	18	4		At	2	8	18	32	18	7
P	2	8	5			Sb	2	8	18	18	5		Rn	2	8	18	32	18	8
S	2	8	6			Te	2	8	18	18	6		Fr	2	8	18	32	18	8
Cl	2	8	7			I	2	8	18	18	7		Ra	2	8	18	32	18	8
Ar	2	8	8			Xe	2	8	18	18	8		Ac	2	8	18	32	18	9
																			2

Справочные материалы

Справочные материалы

Окончание таблицы

	K	L	M	N		K	L	M	N	O	P		K	L	M	N	O	P	Q
K	2	8	8	1	Cs	2	8	18	18	8	1	Th	2	8	18	32	18	10	2
Ga	2	8	8	2	Ba	2	8	18	18	8	2	Pa	2	8	18	32	20	9	2
Sc	2	8	9	2	La	2	8	18	18	9	2	U	2	8	18	32	21	9	2
Ti	2	8	10	2	Ce	2	8	18	20	8	2	Np	2	8	18	32	23	8	2
V	2	8	11	2	Pr	2	8	18	21	8	2	Pu	2	8	18	32	24	8	2
Cr	2	8	13	1	Nd	2	8	18	22	8	2	Am	2	8	18	32	25	8	2
Mn	2	8	13	2	Pm	2	8	18	23	8	2	Cm	2	8	18	32	25	9	2
Fe	2	8	14	2	Sm	2		18	24	8	2	Bk	2	8	18	32	27	8	2
Co	2	8	16	2	Eu	2	8	18	25	8	2	Cf	2	8	18	32	28	8	2
Ni	2	8	16	2	Gd	2	8	18	25	9	2	Es	2	8	18	32	29	8	2
Cu	2	8	17	2	Tb	2	8	18	27	8	2	Fm	2	8	18	32	30	8	2
Zn	2	8	18	2	Dy	2	8	18	28	8	2	Md	2	8	18	32	31	8	2
Ga	2	8	18	3	Ho	2	8	18	29	8	2	No	2	8	18	32	32	8	2
Ge	2	8	18	4	Er	2	8	18	30	8	2	Lr	2	8	18	32	32	9	2
As	2	8	18	5	Tm	2	8	18	31	8	2	Ku	2	8	18	32	32	10	2
Se	2	8	18	6	Yb	2	8	18	32	8	2								
Br	2	8	18	7	Lu	2	8	18	32	9	2								
Kr	2	8	18	8															

Некоторые важнейшие физические постоянные

Заряд электрона	$(1,6021892 \pm 0,0000046) \cdot 10^{-19}$ Кл
Масса покоя электрона	$(1,109534 \pm 0,000047) \cdot 10^{-37}$ кг
Атомная единица массы (а.е.м.)	$(1,6605655 \pm 0,0000086) \cdot 10^{-27}$ кг
Абсолютный ноль температуры	-273,15 °С
Постоянная Авогадро	$(6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Постоянная Фарадея	$(9,648456 \pm 0,000027) \cdot 10^4$ Кл · моль ⁻¹
Универсальная газовая постоянная	$(8,31441 \pm 0,00026)$ Дж · моль ⁻¹ · К ⁻¹
Молярный объём идеального газа при нормальных условиях (температуре 0 °С и давлении 101 325 Па)	$(22,41383 \pm 0,0070) \cdot 10^{-3}$ м ³ · моль ⁻¹

Все права защищены. Книга или любая ее часть не может быть скопирована, воспроизведена в электронной или механической форме, в виде фотокопии, записи в память ЭВМ, репродукции или каким-либо иным способом, а также использована в любой информационной системе без получения разрешения от издателя. Копирование, воспроизведение и иное использование книги или ее части без согласия издателя является незаконным и влечет уголовную, административную и гражданскую ответственность.

Справочное издание
анықтамалық баспа

ЕГЭ. НЕДЕЛЯ ЗА НЕДЕЛЕЙ

Мешкова Ольга Васильевна

ЕГЭ

ХИМИЯ

ПОШАГОВАЯ ПОДГОТОВКА

(орыс тілінде)

Ответственный редактор А. Жилинская

Ведущий редактор Т. Судакова

Художественный редактор Е. Брынчик

ООО «Издательство «Эксмо»

123308, Россия, Москва, ул. Зорге, д. 1. Тел.: 8 (495) 411-68-86.

Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Өндіруші: «ЭКМО» АҚБ Баспасы, 123308, Мәскеу, Ресей, Зорге көшесі, 1 үй.

Тел.: 8 (495) 411-68-86.

Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Тауар белгісі: «Эксмо»

Интернет-магазин : www.book24.ru

Интернет-магазин : www.book24.kz

Интернет-дүкен : www.book24.kz

Импортер в Республику Казахстан ТОО «РДЦ-Алматы».

Қазақстан Республикасындағы импорттаушы «РДЦ-Алматы» ЖШС.

Дистрибьютор и представитель по приему претензий на продукцию,
в Республике Казахстан: ТОО «РДЦ-Алматы»

Қазақстан Республикасында дистрибьютор және өнім бойынша арыз-талаптарды
қабылдаушының өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС,

Алматы қ., Домбровский көш., 3-а, литер Б, офис 1.

Тел.: 8 (727) 251-59-90/91/92; E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz

Өнімнің жарамдылық мерзімі шектелмеген.

Сертификация туралы ақпарат сайтта: www.eksmo.ru/certification

Сведения о подтверждении соответствия издания согласно законодательству РФ
о техническом регулировании можно получить на сайте Издательства «Эксмо»

www.eksmo.ru/certification

Өндірген мемлекет: Ресей. Сертификация қарастырылған

Дата изготовления / Подписано в печать 04.06.2020. Формат 84x108¹/₁₆.

Печать офсетная. Усл. печ. л. 36,96.

Тираж экз. Заказ

ПРИСОЕДИНЯЙТЕСЬ К НАМ!



eksmo.ru

МЫ В СОЦСЕТЯХ:



[eksmolive](#)



[eksmo](#)



[eksmolive](#)



[eksmo.ru](#)



[eksmo_live](#)



[eksmo_live](#)

book 24.ru

Официальный
интернет-магазин
издательской группы
"ЭКМО-АСТ"

6+

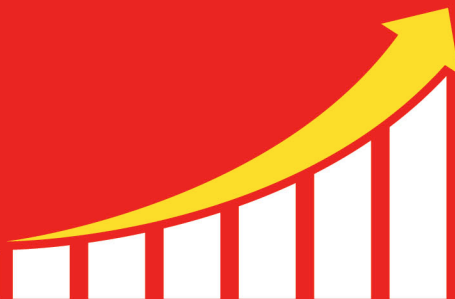
ISBN 978-5-04-112891-3



9 785041 1128913 >

ЕГЭ

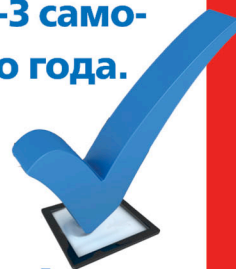
НЕДЕЛЯ ЗА НЕДЕЛЕЙ



В пособии представлена уникальная пошаговая система подготовки к ЕГЭ, разработанная опытными педагогами. Все материалы школьного курса химии чётко структурированы и разделены на 36 логических блоков (недель). Изучение каждого блока рассчитано на 2-3 самостоятельных занятия в неделю в течение учебного года.







Занимаясь всего 2-3 часа в неделю,
вы сможете достичь высокого
результата на ЕГЭ без репетиторов!



ХИМИЯ

ПОШАГОВАЯ ПОДГОТОВКА

ПОСОБИЕ ПОМОЖЕТ:

-  организовать и структурировать подготовку к ЕГЭ;
-  пошагово изучить теоретический материал по предмету;
-  отработать навыки выполнения заданий разных типов;
-  систематизировать и оценить знания.

