

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ «МИСиС»

З.А. Кудряшова, Е.В. Савинкина

ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ
ПО ПОДГОТОВКЕ К ОЛИМПИАДАМ
ШКОЛЬНИКОВ

11-й класс

Рекомендовано редакционно-издательским советом



Москва 2016

УДК 373.167.1:54
К88

Кудряшова З.А.

К88 Химия : метод. пособие по подготовке к олимпиадам школьников : 11-й класс / Кудряшова З.А., Савинкина Е.В. – М. : Изд. Дом МИСиС, 2016. – 59 с.

Цель данного пособия – помочь школьникам эффективно подготовиться к олимпиадам по химии.

Пособие содержит примеры олимпиадных заданий с разбором, анализ их выполнения учащимися, а также справочные материалы, охватывающие все представленные на олимпиаде разделы химии.

Пособие предназначено для школьников 6–11 классов и для учителей химии. Материалы пособия могут быть использованы для подготовки к различным олимпиадам по химии, а также на уроках химии.

УДК 373.167.1:54

Содержание

Список сокращений:	4
Введение.....	5
Информация о турах олимпиады	6
Психологическая подготовка	7
Теоретическая подготовка.....	10
1. Номенклатура	10
2. История химии	11
3. Строение атома и молекул	11
4. Виды химической связи и типы кристаллических решеток.....	12
5. Типы неорганических веществ	14
6. Окислительно-восстановительные и обменные реакции	15
7. Основные представления о растворах.....	17
8. Неорганическая химия	18
9. Органическая химия	32
Примеры задач с решениями.....	39
Пример билета Заключительного тура «МИСиС зажигает звезды».....	52
Список рекомендуемой литературы.....	58

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ:

с.о. – степень окисления

практ. – практический

разб. – разбавленный

теор. – теоретический

конц. – концентрированный

АО – атомные орбитали

ОВР – окислительно-восстановительная реакция

ВВЕДЕНИЕ

В современном обществе перед системой образования поставлены непростые задачи. Это, прежде всего, требования к качественному обучению, в конечном итоге к полноценному развитию личности. Новые социально-экономические условия, в которых функционирует российское образование, предполагает наличие у каждого человека общественно-значимых компетенций, владение которыми позволяет адаптироваться к жизни в условиях рыночной экономики. Олимпиада является прекрасным средством повышения мотивации учащихся к изучению химии. Из-за большого объема материала и трудностей, связанных с его усвоением, на уроках учитель не имеет времени для того, чтобы обращать внимание учащихся на занимательные моменты открытия химических элементов, особенности проведения реакций. Олимпиада предоставляет широкие возможности для этого.

Основными проблемами химии являются изучение состава и строения веществ, зависимости их свойств от строения, конструирование веществ с заданными свойствами, исследование закономерностей химических превращений и путей управления ими в целях получения веществ, материалов, энергии.

Проведение школьных и студенческих олимпиад – крайне важная и необходимая задача как для учебных организаций, проводящих олимпиады, так и для её участников. Основные цели школьных олимпиад можно сформулировать следующим образом:

- развитие у школьников умения самостоятельно мыслить, способности применять полученные знания в жизни; выбор дальнейшего направления обучения (выбор ВУЗа и специальности)
- повышение интереса у школьников к изучаемому предмету
- формирование базы подготовки абитуриентов ВУЗа

Первые две цели важны в первую очередь для самих школьников и их учителей, последняя же цель – основная для ВУЗа, проводящего олимпиаду.

Цель олимпиады по химии – развитие познавательной активности школьников, повышение интереса к изучению химии, выявление талантливых школьников.

ИНФОРМАЦИЯ О ТУРАХ ОЛИМПИАДЫ

Олимпиада по химии «МИСиС зажигает звезды» состоит из двух этапов: отборочного и заключительного. В ней участвуют школьники 9–11 классов. Ответы пишутся на бланках заданий.

Отборочный тур олимпиады по химии в 2015 г. состоял в среднем из 5 заданий для школьников каждого класса. Время написания работы – 1,5 часа. В отборочном туре участвовали свыше 700 человек.

По рабочим программам ко времени проведения отборочного тура школьники успевают пройти лишь начала органической химии – предельные углеводы.

В материалы *отборочного тура* для 11 класса входил обязательный блок, который включал в себя следующие задания:

- Расчёты по уравнению химических реакций (расчёт масс или количеств веществ, объёма газов, концентрации или объёма растворов) применительно к алканам.

- Задания на сообразительность и кругозор

- Задачи на растворы

- Генетическая связь между органическими соединениями.

Заключительный тур не дублировал задания отборочного тура и включал в себя:

- Строение атома и определение геометрической формы молекул

- Расчёты по уравнению химических реакций (расчёт масс или количеств веществ, объёма газов, концентрации или объёма растворов)

- Определение концентраций растворов

- Задачи на определение концентраций реагентов и продуктов в окислительно-восстановительных реакциях

- Определение кислотности растворов

- Вопросы по химии элементов и органических соединений

- Комбинированные задачи по химии элементов, позволяющие проявлять химическую интуицию

Количество заданий *заключительного тура* – 8 заданий для школьников каждого класса.

Время выполнения заданий *заключительного тура* – 2 часа. В *заключительном туре* участвовали свыше 250 человек.

Задания в тестовой форме почти не использовались.

ПСИХОЛОГИЧЕСКАЯ ПОДГОТОВКА

Ключевую роль в подготовке школьников к олимпиаде играет, безусловно, педагог. На его плечи ложится как непосредственно теоретическая (разбор задач, углублённое изучение тех или иных тем и т.п.) и практическая подготовка (подготовка к экспериментальному туру олимпиады, если таковой имеется) учащихся к олимпиаде, но и психологическая подготовка, которая является не менее важной, чем теоретическая или практическая. Поэтому остановимся на последнем вопросе более подробно.

Одним из ключевых аспектов успешной подготовки к олимпиаде является **мотивация**. **Мотивация** – это один из главных залогов успеха в любом деле. Только зная, для чего человек занимается той или иной деятельностью, он будет это делать с охотой и желанием добиться хороших результатов. При участии в олимпиадах уровень мотивации может быть разным – глобальным (олимпиада – первый шаг к успеху, к вершине карьеры), промежуточным (олимпиада – возможность проверить свои силы, набраться опыта) или чисто «потребительским» (олимпиада – возможность получить «пятерку»). Чем выше уровень мотивации, тем больше самоотдача учащегося и выше вероятность успешного выступления. Однако учителям не следует забывать и о самом нижнем уровне мотивации.

Однако крайне важно не впасть в крайность и не «перемотивировать» учащегося, которому в этом случае неудача на олимпиаде будет казаться настоящей трагедией. Важно помнить, что олимпиада – это не смысл жизни и что без поражений побед не бывает. И любую неудачу на олимпиаде нужно воспринимать адекватно как самому учащемуся, так и его педагогам и родителям. Очень важно также, чтобы у учащихся в результате участия в олимпиаде не возник комплекс собственной неполноценности вследствие невозможности решить хотя бы одну задачу из-за их очень высокой сложности. Об этом, прежде всего, должны заботиться организаторы олимпиад. К сожалению, школьные олимпиады по химии, проводимые в последние годы под эгидой Министерства Образования и Науки, по своей сложности превосходят даже студенческие олимпиады, что недопустимо.

Ещё один важный фактор, который необходимо учитывать при психологической подготовке учащихся к олимпиадам, – это **волнение**. Любая олимпиада, как и экзамен (и даже в большей степени) – это стресс. И чрезмерное волнение может привести к неудачному выступлению даже очень хорошо подготовленного теоретически уча-

ника. Существует ряд простых способов, помогающих снять излишнее волнение. Вот наиболее простые из них:

- Наклоняйте голову вправо-влево, вперед-назад. Несколько раз встряхните ладонями, как будто сбрасываете брызги. Быстро сжимайте и разжимайте пальцы ног.

- Сядьте повыше, чтобы ноги не касались земли. Это может быть стол или подоконник. Положите правую ногу на левую, затем наоборот, заплетите и снова расплетите, подвигайте переплетенными ногами вправо-влево. Если есть перекладина, то можно просто на ней повисеть.

Здесь также очень важно не впасть в другую крайность – отсутствие волнение (чрезмерная расслабленность). Небольшое волнение необходимо, так как оно помогает сконцентрироваться на решении задач и позволяет мобилизовать все ресурсы организма.

Крайне важен для успешного выступления на олимпиаде и **правильный подход** к решению заданий. Ни в коем случае нельзя «бросаться» на первую попавшуюся задачу, которая показалась лёгкой. Так же, как и нельзя начинать решение с задачи, дающей максимальное число баллов, если учащийся не имеет чёткого представления о ходе её решения. В этом случае, безуспешно потратив большую часть отведённого на олимпиаду времени, можно не успеть решить остальные задачи, решение которых было по силам ученику. Рекомендуем придерживаться следующих правил в процессе решения заданий олимпиады:

- Внимательно прочтите **все** задания и только после этого приступать к решению.

- Начинать решение с более простых заданий, которые понятно, как решать. Более сложные задачи решать в оставшееся время.

- Использовать черновик только в крайнем случае (времени с него переписать «набело» может не хватить!)

- При малейшем сомнении в понимании задания – задавать вопросы дежурному преподавателю, который поможет правильно разобраться в задании.

- Писать решение максимально подробно. Проверяющий работу не знает и не может знать, что «я же знаю ход решения задачи, ведь это очевидно, поэтому я записал только ответ...». Он проверяет только то, что написано в сданной работе (а не где-нибудь на черновике!) и оценивает только каждое **написанное в чистовике** действие.

Не менее важно при подготовке учитывать и физиологический аспект. Олимпиада – состязание умственное, в котором главное оружие – мозг. Поэтому перед олимпиадой его необходимо привести в состояние «боевой готовности». Прежде всего, перед тем, как требовать от мозга полной отдачи сил, необходимо дать ему как следует

отдохнуть. Для этого, прежде всего, нужно как следует выспаться. И не менее важно избегать умственных нагрузок вечером накануне олимпиад (или экзамена). Крайне не рекомендуется в последний день перед мероприятием заниматься предметом после 18–00. Лучше (и намного полезнее) совершить небольшую прогулку на свежем воздухе или заняться каким-либо делом, не требующим умственного напряжения. Также крайне важно своевременно снабжать мозг питательными веществами (прежде всего глюкозой). Поэтому утром накануне олимпиады рекомендуется выпить чай с сахаром или съесть что-нибудь сладкое (но обязательно с сахаром, а не сахарозаменителем!).

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ПОДГОТОВКА

При теоретической подготовке к олимпиаде по химии следует обратить внимание на следующие аспекты.

1. Номенклатура

Номенклатура – это язык химии, без знания которого успешное выполнение заданий олимпиад просто невозможно. Учащийся должен знать номенклатуру ИЮПАК, рациональную номенклатуру (для неорганических соединений) а также тривиальные (исторически сложившиеся) названия наиболее распространённых веществ. Также в заданиях олимпиад нередко встречаются названия наиболее распространённых минералов, знание которых может существенно облегчить решение задачи. Формулы и названия некоторых наиболее распространённых минералов приведены ниже:

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – бура

NaHCO_3 – питьевая сода

Na_2CO_3 – кальцинированная сода

NaOH – каустическая сода, едкий натр

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – мирабилит, глауберова соль

NaNO_3 – натриевая селитра

Fe_3O_4 – магнетит

NaCl – галит, каменная соль

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – «антихлор»

KClO_3 – бертолетова соль

CaCO_3 – кальцит, мел, мрамор

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашёная известь

CaO – негашёная известь

CaF_2 – флюорит

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – апатит

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос

$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – малахит

$\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ – азурит

FeS_2 – пирит

Fe_2O_3 – гематит

MnO_2 – пиролюзит

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюмокалиевые квасцы

SiO_2 – кварц, горный хрусталь

2. История химии

Невозможно изучать какой-либо предмет, не зная его истории, хотя бы каких-то основных, ключевых моментов. Часто в заданиях олимпиад фигурируют те или иные исторические факты, без знания которых полное решение задания будет невозможным. Конечно, подготовка в отношении этой части лежит практически целиком на плечах учащегося, поскольку из школьной программы по химии исторические сведения, к сожалению, практически исчезли. Однако существует целый ряд интересных научно-популярных книг по химии, которые позволяют восполнить этот пробел в школьном образовании (см. список рекомендованной литературы).

3. Строение атома и молекул

Поскольку свойства химических элементов определяются, прежде всего, строением их атомов, этот аспект крайне важен в теоретической подготовке к олимпиадам по химии. Учащийся должен знать правила заполнения и порядок заполнения орбиталей атомов *s*, *p* и *d*-элементов, уметь строить их энергетическую диаграмму, записывать полную и сокращённую электронные формулы, а также должен иметь представление о Периодическом законе химических элементов Д.И. Менделеева и об изменении свойств элементов в Периодической таблице.

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

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

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

Правила заполнения АО в основном состоянии

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

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

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

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

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

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

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

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

Изменение свойств элементов и их соединений (в Периодической системе)

Свойство	Изменение в периодах слева направо	Изменение в главных группах сверху вниз
Атомный радиус	Уменьшается	Увеличивается
Электроотрицательность	Увеличивается	Уменьшается
Металлические и восстановительные свойства простых веществ, основные свойства оксидов и гидроксидов	Уменьшаются	Увеличиваются
Неметаллические и окислительные свойства простых веществ, кислотные свойства оксидов и гидроксидов	Увеличиваются	Уменьшаются

4. Виды химической связи и типы кристаллических решеток

Химическая связь

Ионная связь обычно образуется в соединениях металлов с неметаллами. При этом электроны переходят от одного атома к другому. Образуются катионы и анионы, которые притягиваются друг к другу. При этом ионы (катионы и анионы) могут быть как простыми (например, Na^+ , Cl^-), так и сложными (например, NH_4^+ , SO_4^{2-}). Ионная связь между сложными анионами и катионами существует в гидроксидах металлов и солях (в том числе в солях аммония).

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

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

Металлическая связь образуется в металлах. Атомы металлов сравнительно слабо удерживают свои внешние электроны, которые покидают атомы, превращая их в положительно заряженные ионы. Они удерживаются вместе свободными электронами, образующими электронный газ.

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

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

Типы кристаллических решеток

Кристаллическая решетка	Химические частицы в кристалле	Взаимодействие между частицами в кристалле	Свойства	Примеры
Молекулярная	Молекулы	Межмолекулярные силы	Низкие температуры плавления, малая твердость, летучесть	Простые вещества – неметаллы (I_2 , Ar, S_8), соединения неметаллов (H_2O , CO_2 , HCl), органические вещества
Ионная	Катионы и анионы	Ионная связь	Высокие температуры плавления, твердость, хрупкость, электропроводность в растворе	Соли и гидроксиды большинства металлов (NaCl, CaF_2 , NH_4Cl , KNO_3 , $Mg(OH)_2$)

Кристаллическая решетка	Химические частицы в кристалле	Взаимодействие между частицами в кристалле	Свойства	Примеры
			ре и расплаве	
Атомная	Атомы	Ковалентная связь	Высокие температуры плавления, твердость, прочность, низкая реакционная способность	Простые вещества – неметаллы (В, алмаз), соединения неметаллов (SiO ₂)
Металлическая	Катионы и электроны	Металлическая связь	Блеск, пластичность, теплопроводность, электропроводность	Простые вещества – металлы

5. Типы неорганических веществ

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

Соединения элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна (-II), называются **оксидами**. К оксидам не относятся фториды кислорода и пероксиды, где у кислорода другие степени окисления. Оксиды можно разделить на солеобразующие, дальнейшая классификация которых ведется по характеру соответствующих гидроксидов, и несолеобразующие. **Несолеобразующие** (безразличные) оксиды составляют немногочисленную группу веществ, которым не соответствуют основания и кислоты. **Солеобразующие** оксиды по их кислотно-основным свойствам делят на группы: основные, кислотные и амфотерные.

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

Кислотные, основные и амфотерные оксиды или гидроксиды (кислоты и основания) взаимодействуют друг с другом, образуя **соли**. **Средние** соли можно рассматривать как продукт полного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла или гидроксильных групп основания на анионы кислотного остатка. Если в состав соли входит два разных катиона, она носит название **двойной** соли. При наличии в составе аниона атомов водорода соли называют **кислыми**, то есть они

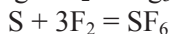
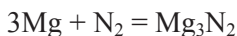
представляют собой продукт неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте на атомы металла. Если в состав соли входят гидроксогруппы – это **основная** соль, образование которой возможно при избытке многокислотного основания.

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

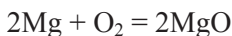
Из простых соединений – оксидов, гидроксидов, солей, бинарных соединений – могут образоваться более сложные. Такие соединения называют комплексными (или координационными) соединениями или просто комплексами.

Взаимные превращения веществ различных классов неорганических веществ

Простые вещества → сложные вещества:



Простые вещества → оксиды:



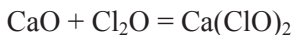
Оксиды → основания



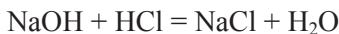
Оксиды → кислоты:



Оксиды → соли:



Основания и кислоты → соли:



6. Окислительно-восстановительные и обменные реакции

Учащийся 11 класса должен уметь записывать и уравнивать уравнения обменных и окислительно-восстановительных реакций, уметь проводить расчёты по уравнению химических реакций (расчёт масс

или количеств веществ, объёма газов, концентрации или объёма растворов). Надо знать какое вещество является окислителем, какое – окислителем.

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

Окислитель	Восстановитель
принимает электроны	отдает электроны
восстанавливается	окисляется
степень окисления атома-окислителя понижается	степень окисления атома-восстановителя повышается

Окисленные и восстановленные формы некоторых веществ

Среда	Окисленная форма	Восстановленная форма
Нитрат-ион		
Концентрированная HNO_3	NO_3^-	$\text{NO}_{2(r)}$
Разбавленная HNO_3		$\text{NO}_{(r)}$
Очень разбавленная HNO_3		NH_4^+
Перманганат-ион		
Кислая	MnO_4^-	Mn^{2+}
Нейтральная		MnO_2
Щелочная		MnO_4^{2-}
Дихромат- или хромат-ион		
Кислая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}
Щелочная	CrO_4^{2-}	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительные свойства металлов убывают:

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

Ряд неметаллов

Окислительные свойства неметаллов растут:

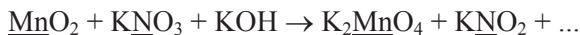
Si B Te Ge H P As I Se C S Br Cl N O F

Примеры окислителей и восстановителей

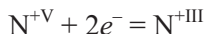
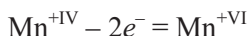
Окислители	Окислители и восстановители	Восстановители
FeCl_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 , KMnO_4 , O_2 , F_2	S и другие неметаллы, SO_2 , KNO_2 , HCl , H_2O_2	Al, Ca и другие металлы, H_2S и сульфиды, K_2SO_3 , KI, NH_3

Метод электронного баланса

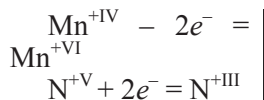
• записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые понижают и повышают степени окисления и записывают их отдельно:



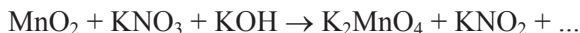
• составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда:



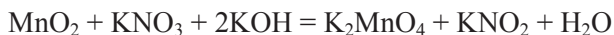
• находят наименьшее общее кратное числа переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакции так, чтобы суммарное число принятых и отданных электронов стало равным нулю:



• проставляют полученные коэффициенты в схему реакции:



• уравнивают числа остальных атомов, участвующих в реакции, и получают уравнение реакции с подобранными коэффициентами:



7. Основные представления о растворах

Учащийся 11 класса должен знать основные способы выражения концентраций веществ в растворах (молярность, массовая доля) и уметь переводить одни единицы в другие.

Соотношения между величинами, характеризующими раствор

Молярная концентрация вещества В, $c(\text{B})$, моль/л	$c(\text{B}) = n(\text{B}) / V(\text{p})$ $n(\text{B})$ – количество вещества В, $V(\text{p})$ – объем раствора
Массовая доля растворенного вещества В, $w(\text{B})$	$w(\text{B}) = m(\text{B}) / m(\text{p})$ $m(\text{B})$ – масса В $m(\text{p})$ – масса раствора
Масса раствора, $m(\text{p})$, г	$m(\text{p}) = m(\text{B}) + m(\text{H}_2\text{O})$ $m(\text{p}) = V(\text{p}) \cdot \rho(\text{p})$ $\rho(\text{p})$ – плотность раствора
Объем раствора, $V(\text{p})$, л	$V(\text{p}) = m(\text{p}) / \rho(\text{p})$

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

Приготовление растворов

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

Если для приготовления растворов используют не безводное вещество, а его кристаллогидрат, $B \cdot nH_2O$, то масса растворителя (воды) рассчитывается по формуле: $m(H_2O) = m_{p-ра} - m_{кр.}$, где $m_{кр.}$ – масса кристаллогидрата, г. Следует учитывать, что количество (моль) кристаллогидрата равно количеству (моль) безводного вещества, т.е.

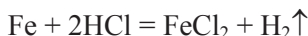
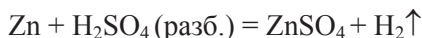
$$m_{кр.} / M_{кр.} = m_{в.} / M_{в.}$$

8. Неорганическая химия

Водород

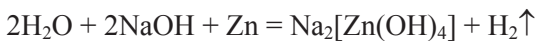
Получение

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

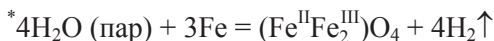
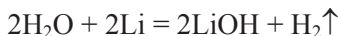


2)** при разложении воды под действием постоянного тока в присутствии сильного электролита: $2H_2O$ (электролиз) $\rightarrow 2H_2 \uparrow$ (катод) + $O_2 \uparrow$ (анод)

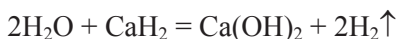
3)* при взаимодействии амфотерных металлов с водой в щелочной среде:



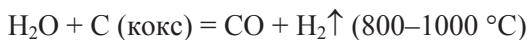
3) при взаимодействии металлов с водой:



4)* в реакции конмутации гидридов металлов с водой



5)** при взаимодействии углерода с водой:



* – лабораторные способы получения

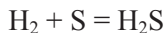
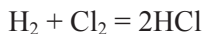
** – промышленные способы получения

Химические реакции

1) с кислородом: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

2) с оксидами металлов: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

3) с неметаллами:

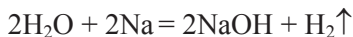


4) с металлами: $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$

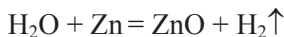
Вода

Химические реакции

1) с активными металлами в обычных условиях:



2) с менее активными металлами при высоких температурах:



3) с оксидами активных металлов, образуя основания:



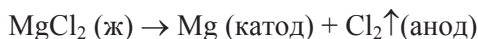
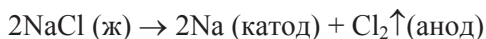
4) с оксидами неметаллов, образуя кислоты:



Натрий, калий, магний, кальций, алюминий

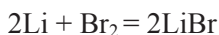
Получение

электролиз расплава:

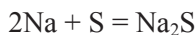


Химические реакции

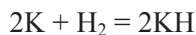
1) с галогенами:



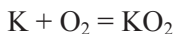
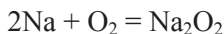
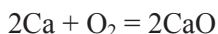
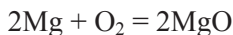
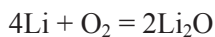
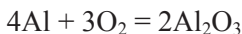
2) с серой:



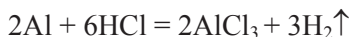
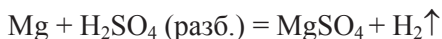
3) с водородом:



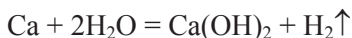
4) с кислородом:



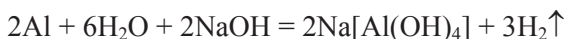
5) с кислотами-«неокислителями»:



6) с водой:



7) со щелочами в водном растворе:



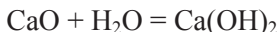
и в расплаве:



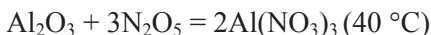
Оксиды щелочных металлов, магния, кальция и алюминия

Химические реакции:

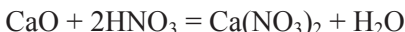
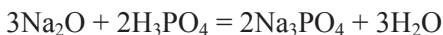
1) с водой:



2) с кислотными оксидами:



3) с кислотами:



3) со щелочами в водном растворе:



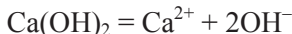
и в расплаве:



Гидроксиды щелочных металлов, магния и кальция

Гидроксиды щелочных элементов – хорошо растворимые в воде сильные основания (щелочи): $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

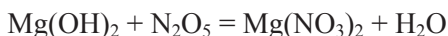
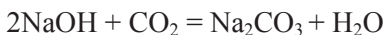
Гидроксиды кальция и магния в воде малорастворимы, в разбавленных растворах – основания:



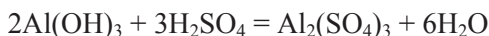
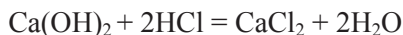
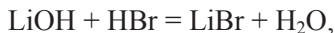
Гидроксид алюминия в воде практически нерастворим, амфотерен

Химические реакции

1) с кислотными оксидами:



2) с кислотами:



3) со щелочами в водном растворе:



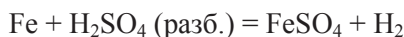
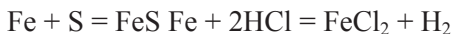
и в расплаве:



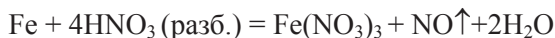
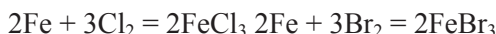
Железо

Химические реакции

1) со слабыми окислителями до Fe(II):



2) с сильными окислителями до Fe(III):



3) коррозия железа:



Углерод и кремний

Реакции углерода (графит) (только при высоких температурах)

1) с водородом: $2\text{C} + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_2$ (1500–2000 °C)

2) с металлами: $2\text{C} + \text{Ca} = \text{CaC}_2$ (550 °C)

3) с кислородом: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ (сжигание на воздухе)

4) с водой: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} (\text{пар}) \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$ (1000 °C)

5) с оксидами металлов: $\text{C} + 2\text{PbO} = 2\text{Pb} + \text{CO}_2$

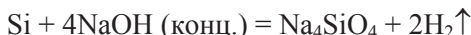
Реакции кремния (аморфного)

1) с кислородом: $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$ (1200 °C)

2) с галогенами: $\text{Si} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$

3) с водой: $\text{Si} + 2\text{H}_2\text{O} (\text{пар}) = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2$ (500 °C)

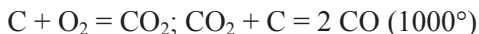
4) со щелочами в водном растворе:



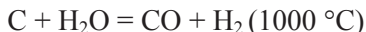
Монооксид углерода

Получение

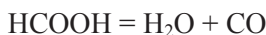
1) получение генераторного газа:



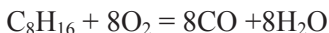
2) получение водяного газа:



3) действие H_2SO_4 (конц.) на муравьиную кислоту:



4) При неполном сгорании топлива:



Химические реакции

1) сжигание на воздухе: $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

2) определение в воздухе: $5\text{CO} + \text{I}_2\text{O}_5 = 5\text{CO}_2 + \text{I}_2$

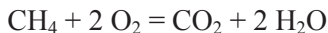
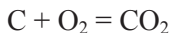
Диоксиды углерода кремния

Получение

1) В промышленности: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$

2) В лаборатории: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

3) При горении углеродсодержащих веществ (сжигание топлива):

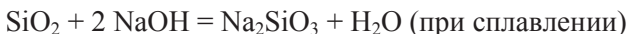
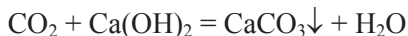
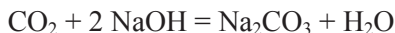


4) При медленном окислении (дыхание, гниение, брожение):
органические вещества + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Химические реакции

1) с водой: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ (оксид и кислота мало растворимы в воде) SiO_2 с водой не реагирует

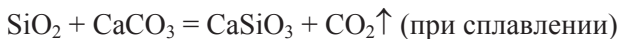
2) с основаниями: $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$



3) с основными оксидами: $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$



4) с карбонатами: $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$



5) с металлами: $\text{CO}_2 + 2 \text{Mg} = 2 \text{MgO} + \text{C}$

6) с неметаллами: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2 \text{CO}$

Соли угольной и кремниевой кислот

Химические реакции карбонатов

1) с солями: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$

2) с основаниями не реагируют

3) с кислотами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

4) с диоксидом углерода: $\text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$

5) при прокаливании: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$

6) гидролиз растворимых солей: $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ (щелочная среда)

Химические реакции гидрокарбонатов

1) с солями: $2\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

2) с основаниями: $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

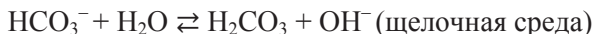
3) с кислотами: $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

4) с диоксидом углерода не реагируют

5) при нагревании (кипячение раствора):



6) гидролиз: $\text{NaHCO}_3 = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$



Химические реакции силикатов

1) с солями: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaSiO}_3 + 2\text{NaCl}$

2) с основаниями не реагируют

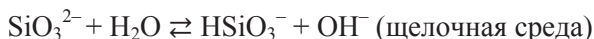
3) с кислотами: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$

4) с диоксидом углерода в водном растворе:



5) при нагревании не разлагаются

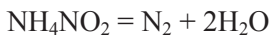
6) гидролиз растворимых солей: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$



Азот и фосфор

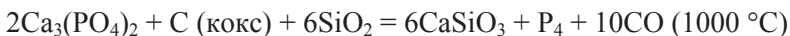
Получение азота

- 1) в промышленности – перегонкой жидкого воздуха
- 2) в лаборатории – термическим разложением нитрита аммония:



Получение белого фосфора

В промышленности – восстановление фосфатов углем:



Химические реакции

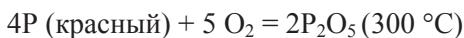
- 1) с водородом (**промышленное получение аммиака**)



- 2) с металлами: $\text{N}_2 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2$ (на воздухе, 800 °C)



- 3) с кислородом: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (даже под действием электрического разряда идет в малой степени!)



Аммиак

Получение

в лаборатории:



слабое основание в водном растворе:

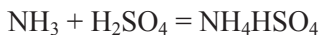


Химические реакции

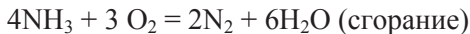
- 1) с хлороводородом в газовой фазе и в водном растворе:



- 2) с кислотами:



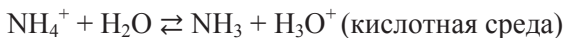
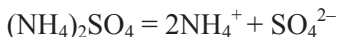
3) с кислородом:



4) разложение: $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (1300 °C)

Соли аммония

1) Гидролиз:



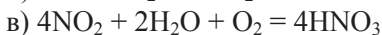
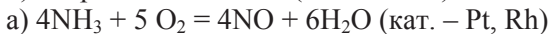
2) Термическое разложение



Азотная кислота

Получение

1) В промышленности (по стадиям)



2) В лаборатории при нагревании:



Химические реакции

1) Электролитическая диссоциация: $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

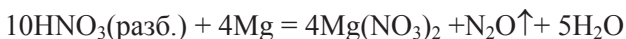
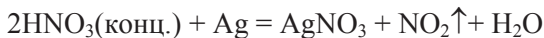
2) Реакции с оксидами металлов: $2\text{HNO}_3 + \text{CuO} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

3) Реакции с основаниями: $2\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

4) Реакции с солями: $2\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

5) Разложение на свету: $4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$

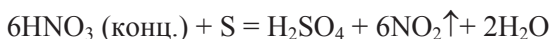
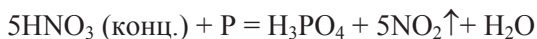
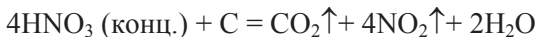
6) Реакции с металлами





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

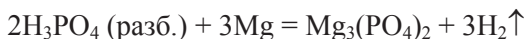
7) Реакции с неметаллами



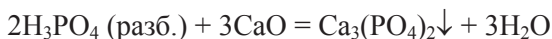
Ортофосфорная кислота

Химические реакции

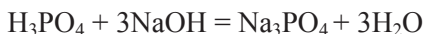
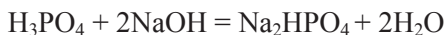
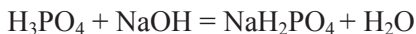
1) с активными металлами:



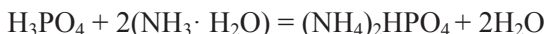
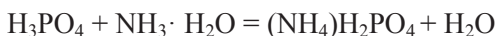
2) с оксидами металлов:



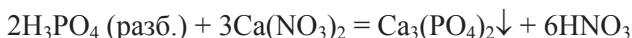
3) с основаниями:



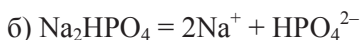
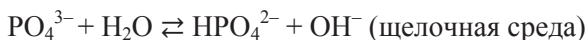
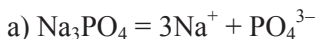
4) с аммиаком:

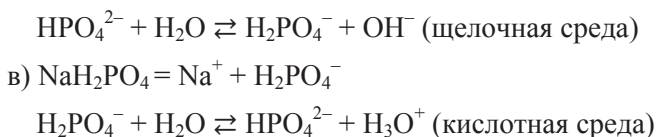


5) с солями:



6) гидролиз:



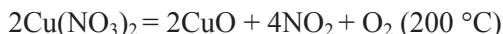


Разложение нитратов (зависит от положения металла в ЭХРН)

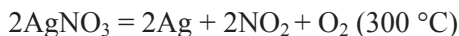
1) Металл левее Mg → нитрит металла + кислород



2) Металл между Mg и Cu → оксид металла + диоксид азота + кислород



3) Металл правее Cu → металл + диоксид азота + кислород



Кислород и сера

Получение кислорода

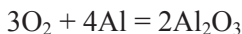
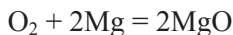
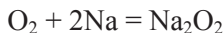
1) в промышленности – перегонкой жидкого воздуха

2) в лаборатории – термическим разложением сложных веществ:

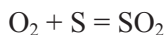


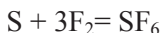
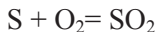
Химические реакции

1) с металлами:

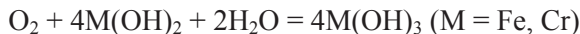


2) с неметаллами (сгорание на воздухе):





3) со сложными веществами

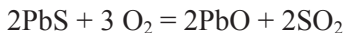
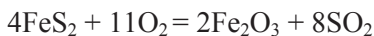


Оксид серы(IV) и его гидрат

Получение

1) $S + O_2 = SO_2$ (сгорание на воздухе)

2) обжиг сульфидных руд

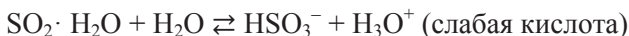


3) $Na_2SO_3 (т) + 2H_2SO_4 (\text{конц.}) = 2NaHSO_4 + SO_2 \uparrow + H_2O$

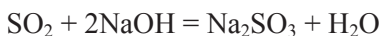
Химические реакции

1) с водой:

$SO_2 + H_2O = SO_2 \cdot H_2O$ (гидрат диоксида серы – сернистая кислота)



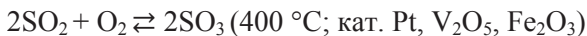
2) с основаниями, амфотерными гидроксидами, основными и амфотерными оксидами:



Оксид серы(VI)

$SO_3 (т)$ – полимер в обычных условиях

Получение:

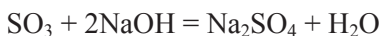


Химические реакции

1) с водой:



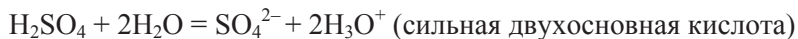
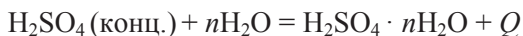
2) с основаниями, амфотерными гидроксидами, основными и амфотерными оксидами:



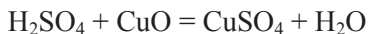
Серная кислота

Химические реакции

1) отношение к воде:



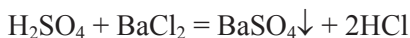
2) с оксидами металлов:



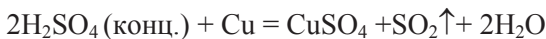
3) с основаниями:



4) с солями:



5) с металлами:

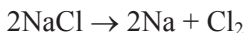


6) с органическими веществами → обугливание

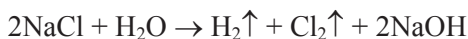
Галогены

Получение

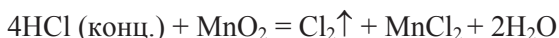
1) электролиз расплава:



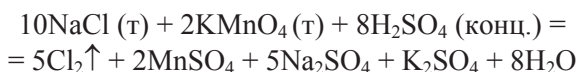
2) электролиз раствора:



3) окисление галогеноводорода:

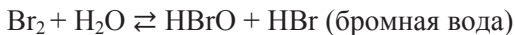
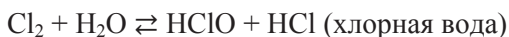
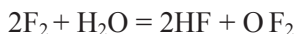


4) окисление галогенидов при нагревании:

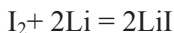
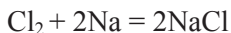


Химические реакции

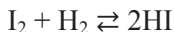
1) с водой:



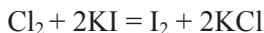
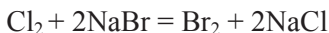
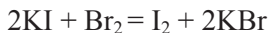
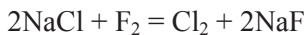
2) с металлами:



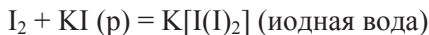
3) с неметаллами:



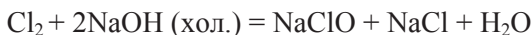
4) с галогенидами:



(более активные «вытесняют» менее активные, ниже в VIIA-группе, из их солей)



5) со щелочью в водном растворе:



Хлороводород

Получение

1) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$ (получение HCl в промышленности)

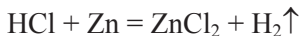
2) $2\text{NaCl} \text{ (т)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} = 2\text{HCl} \uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (в лаборатории)

Химические реакции

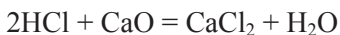
1) с водой:



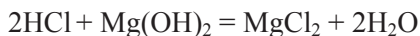
2) с металлами:



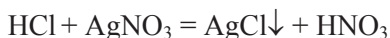
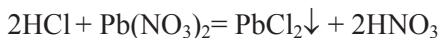
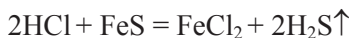
3) с оксидами металлов:



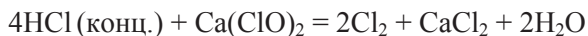
4) с основаниями:



5) с солями:



6) с окислителями:



9. Органическая химия

Теория *строения органических веществ* А.М. Бутлерова:

– все атомы, образующие молекулы органических веществ, связаны друг с другом в определенной последовательности; свойства веществ зависят не только от того, атомы каких элементов и в каком количестве входят в состав органического вещества, но и от последовательности соединения атомов в молекулах;

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

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

Некоторые функциональные группы

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

R – обозначение углеводородного заместителя (радикала).

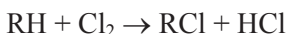
Взаимное влияние атомов в молекулах

Индуктивный (I) эффект	Мезомерный (M) эффект (эффект сопряжения)
Передается по цепи σ -связей	Передается по цепи π -связей
Положительный индуктивный эффект (+I), т.е. эффект смещения электронной плотности от себя, проявляют алкильные радикалы (метил, этил, пропил и т.д.)	Положительный мезомерный эффект (+M), т.е. эффект смещения электронной плотности от себя, проявляют аминогруппа, гидроксильная группа
Отрицательный индуктивный эффект (-I), т.е. эффект смещения электронной плотности к себе, проявляет большинство функциональных групп (галогены, аминогруппа, нитрогруппа, карбоксильная, карбонильная, гидроксильная группы)	Отрицательный мезомерный эффект (-M), т.е. эффект смещения электронной плотности к себе, проявляют нитрогруппа, карбоксильная, карбонильная группы

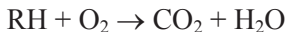
Предельные углеводороды

Химические реакции

1) замещение:



2) горение:



3) частичное окисление:



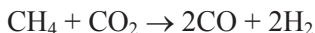
4) отщепление водорода (дегидрогенизация):



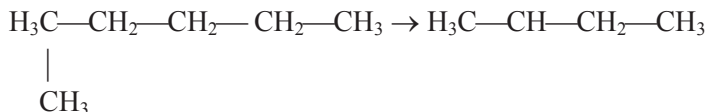
5) с водяным паром:



6) с оксидом углерода(IV):



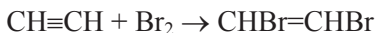
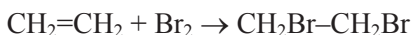
7) изомеризация (*t*, катализатор):



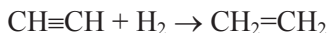
Непредельные углеводороды

Химические реакции

1) с галогенами:



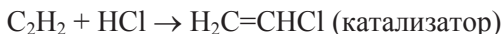
2) с водородом:



3) с водой:



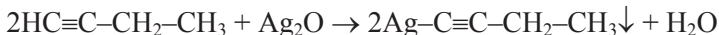
4) с галогеноводородами:



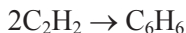
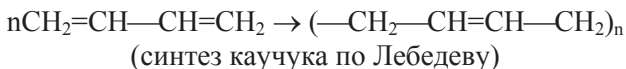
5) окисление:



6) замещение:



7) полимеризация:



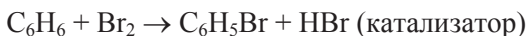
Ароматические углеводороды

Химические реакции

1) окисление:



2) замещение:



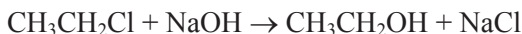
3) присоединение:



Галогеналканы

Химические реакции

1) со щелочами в водном растворе:



2) со щелочами в спиртовом растворе:



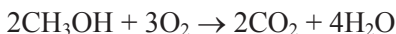
3) с аммиаком:



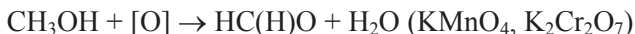
Спирты и фенолы

Химические реакции

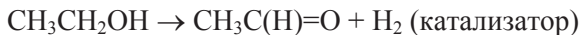
1) полное окисление (горение):



2) частичное окисление:



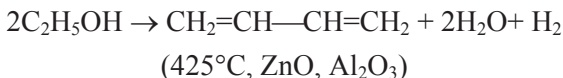
3) дегидрирование:



4) дегидратация:



5) дегидрирование и дегидратация:



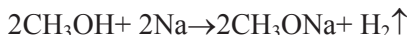
6) с галогеноводородами:



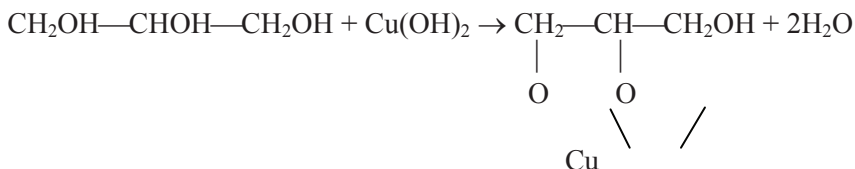
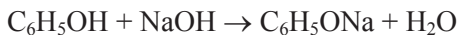
7) этерификация:



8) с металлами:



9) с основаниями (только фенолы и многоатомные спирты):



10) замещение (только фенолы): $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})(\text{Br})_3$

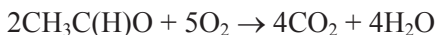
Альдегиды и кетоны

Химические реакции

1) гидрирование:



2) полное окисление:



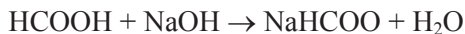
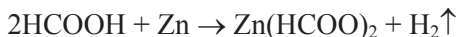
3) частичное окисление:



Карбоновые кислоты

Химические реакции

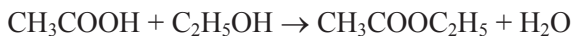
1) образование солей:



2) дегидратация:



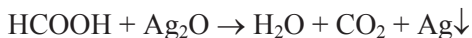
3) этерификация:



4) разложение муравьиной кислоты:



5) окисление муравьиной кислоты:



Амины

Химические реакции

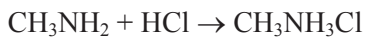
1) полное окисление (горение):



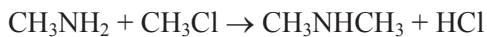
2) с водой:



3) с кислотами:



4) с галогеналканами:

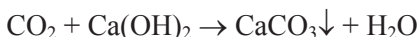


ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ С РЕШЕНИЯМИ

Задача 1.

В результате действия 200 г 4,6%-ного раствора карбоновой кислоты на избыток карбоната калия выделился газ, при пропускании которого через известковую воду образовалось 10 г осадка. Определите молекулярную формулу кислоты.

Решение.



Из уравнений реакций запишем:

$$n(\text{RCOOH}) / 2 = n(\text{CO}_2) / 1 = n(\text{CaCO}_3) / 1$$

$$n(\text{RCOOH}) = m(\text{RCOOH}) / M(\text{RCOOH})$$

По определению количества вещества:

$$n(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / M(\text{CaCO}_3)$$

$$m(\text{RCOOH}) = w(\text{RCOOH}) \cdot m(\text{p})$$

Отсюда

$$\begin{aligned} M(\text{RCOOH}) &= m(\text{RCOOH}) / n(\text{RCOOH}) = m(\text{RCOOH}) / 2n(\text{CaCO}_3) = \\ &= w(\text{RCOOH}) \cdot m(\text{p}) \cdot M(\text{CaCO}_3) / 2m(\text{CaCO}_3) = \\ &= 0,046 \cdot 200 \cdot 100 / 2 \cdot 10 = 46 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

Такую молярную массу имеет муравьиная кислота

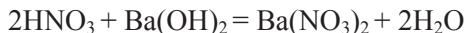
Ответ: HCOOH

Задача 2.

Приготовлено 126 мл 30%-ного раствора (плотность 1200 г/л) азотной кислоты. Какой объем (мл) раствора гидроксида бария (1 моль/л) потребуется для полной нейтрализации кислоты?

Решение.

Составим уравнение реакции:



По уравнению реакции:

$$n(\text{HNO}_3)/2 = n\{\text{Ba}(\text{OH})_2\}/1 \quad (1)$$

По определению количества вещества и массовой доли раствора запишем:

$$n(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3)/M(\text{HNO}_3) = w(\text{HNO}_3) \times V(\text{p-p HNO}_3) \times \rho(\text{p-p HNO}_3)/M(\text{HNO}_3) = 0,3 \times 0,126 \times 1200/63 = 0,72 \text{ моль.}$$

По определению молярной концентрации:

$$c\{\text{Ba}(\text{OH})_2\} = n\{\text{Ba}(\text{OH})_2\}/V\{\text{p-p Ba}(\text{OH})_2\},$$

$$n\{\text{Ba}(\text{OH})_2\} = c\{\text{Ba}(\text{OH})_2\} \times V\{\text{p-p Ba}(\text{OH})_2\} = 1 \times V\{\text{p-p Ba}(\text{OH})_2\}.$$

Подставим значения и выражения для количеств веществ в равенство (1):

$$0,72/2 = V\{\text{p-pBa}(\text{OH})_2\};$$

$$V\{\text{p-pBa}(\text{OH})_2\} = 0,36 \text{ л} = 360 \text{ мл.}$$

Ответ: объем раствора гидроксида бария равен 360 мл.

Задача 3.

Определите объем, который при нормальных условиях занимают 40 г гелия.

Решение.

Для газообразного вещества его количество можно выразить как через массу, так и через объем этого вещества:

$$n(\text{B}) = m(\text{B}) / M(\text{B}) \quad (1)$$

$$n(\text{B}) = V(\text{газа}) / V_M \quad (2)$$

Из формул (1) и (2) видно, что левые части выражений равны, следовательно, равны и правые части:

$$m(\text{B}) / M(\text{B}) = V(\text{газа}) / V_M$$

$$\text{Отсюда: } V(\text{газа}) = m(\text{газа}) \cdot V_M / M(\text{газа})$$

$$V(\text{He}) = 40 \cdot 22,4 : 4 = 224 \text{ л}$$

$$\text{Проверка размерности: } [\text{г}] \cdot [\text{л/моль}] : [\text{г/моль}] = [\text{л}]$$

Ответ: объем гелия равен 224 л

Задача 4.

Атом элемента имеет электронную формулу $[\text{Ne}]3s^23p^3$. Определите номер периода, в котором находится этот элемент, и число валентных электронов.

Решение.

Как известно, число энергетических уровней, заселенных электронами, равно номеру периода, в данном случае – 3. Валентными являются внешние электроны на незавершенном энергетическом уровне, что соответствует электронной конфигурации $3s^23p^3$. Таким образом, число валентных электронов равно 5.

Ответ: 3

Задача 5.

Запишите молекулярные формулы оксидов элементов № 49, 38 и 3 в высшей степени окисления.

Решение.

Для составления молекулярных формул оксидов необходимо написать электронные формулы атомов элементов с указанными порядковыми номерами.

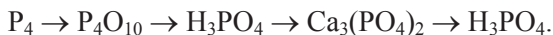
$Z = 49$ $[\text{Kr}, 4d^{10}]5s^25p^1$. На внешних s - и p -подуровнях имеется 3 электрона, данный элемент расположен в IIIA-группе Периодической системы. Значение его высшей степени окисления в соединениях совпадает с номером группы: (+III). Поскольку кислород в оксидах проявляет степень окисления (–II), молекулярная формула оксида: $\text{Э}_2\text{O}_3$.

$Z = 38$ $[\text{Kr}]5s^2$. Руководствуясь электронной формулой, определяем положение элемента в Периодической системе: 5 период, IIA-группа. Молекулярная формула оксида имеет вид: ЭO .

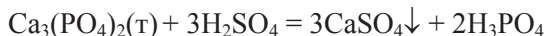
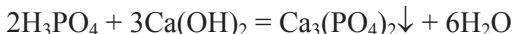
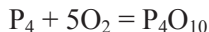
$Z = 3$ $[\text{He}]2s^1$. Элемент расположен в IA-группе Периодической системы, следовательно, молекулярная формула оксида: $\text{Э}_2\text{O}$.

Задача 6.

Напишите уравнения реакции, необходимых для осуществления цепочки превращений



Решение. Составим уравнения реакций:



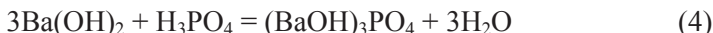
Растворимость сульфата кальция меньше чем растворимость ортофосфата кальция; в разбавленном водном растворе ортофосфорная кислота слабее серной кислоты.

Задача 7.

К 300 мл ортофосфорной кислоты ($c = 0,03$ моль/л) прилили 300 мл гидроксида бария ($c = 0,015$ моль/л). Какая соль образуется в результате реакции? Определите массу этой соли.

Решение.

Составим все возможные уравнения взаимодействия кислоты и основания:



Рассчитаем количества реагентов из формулы: $c(\text{B}) = n(\text{B}) / V(\text{p})$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = c(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(\text{p. H}_3\text{PO}_4) = 0,03 \cdot 0,3 = 0,009 \text{ моль}$$

$$n\{\text{Ba}(\text{OH})_2\} = c\{\text{Ba}(\text{OH})_2\} \cdot V\{\text{p. Ba}(\text{OH})_2\} = 0,015 \cdot 0,3 = 0,0045 \text{ моль}$$

Из расчетов видно, что количество H_3PO_4 в 2 раза больше количества $\text{Ba}(\text{OH})_2$, т.е. реакция протекает по уравнению (3) с образованием кислой соли – дигидроортофосфата бария:

$$M\{\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2\} = 137 + (2 + 31 + 64) \cdot 2 = 331 \text{ г/моль}$$

По уравнению реакции (3): $n(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = n\text{Ba}(\text{OH})_2 = 0,0045$ моль

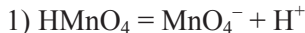
$$\begin{aligned} m(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) &= n(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) \cdot M(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 0,0045 \cdot 331 = \\ &= 1,49 \text{ г} \approx 1,5 \text{ г} \end{aligned}$$

Задача 8.

Составьте уравнения реакций, протекающих при растворении веществ в воде, и для каждого вещества рассчитайте концентрацию катионов и анионов, определяющих среду в 0,02 М растворе

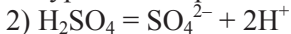
- 1) HMnO_4 2) H_2SO_4 3) NaOH 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Решение.



Марганцовая кислота – сильная, одноосновная; в разбавленных растворах диссоциирует необратимо.

По уравнению реакции: $c(\text{H}^+) = c(\text{HMnO}_4) = 0,02$ моль/л



Серная кислота – серная, двухосновная; в разбавленных растворах диссоциирует необратимо.

По уравнению реакции: $c(\text{H}^+) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,04$ моль/л

3) $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Гидроксид натрия – сильное, хорошо растворимое основание (щелочь), в разбавленных растворах диссоциирует необратимо.

По уравнению реакции: $c(\text{OH}^-) = c(\text{NaOH}) = 0,02$ моль/л

4) $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$

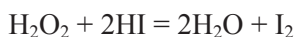
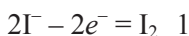
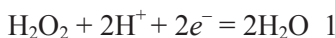
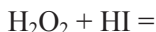
Гидроксид бария – сильное, хорошо растворимое основание (щелочь), в разбавленных растворах диссоциирует необратимо.

По уравнению реакции: $c(\text{OH}^-) = 2c(\text{BaOH}) = 0,04$ моль/л

Задача 9.

Определите массу (г) осадка, который образовался при взаимодействии избытка пероксида водорода с иодоводородной кислотой, если прореагировало 0,03 моль окислителя.

Решение. Составим уравнение реакции:



Из уравнения реакции и по определению молярной массы следует:

$$n(\text{H}_2\text{O}_2)/1 = n(\text{I}_2)/1 = m(\text{I}_2) / M(\text{I}_2)$$

Отсюда: $m(\text{I}_2) = M(\text{I}_2) \cdot n(\text{H}_2\text{O}_2) = 254 \cdot 0,03 = 7,62$ г

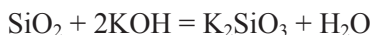
Ответ: масса осадка иода 7,62 г

Задача 10.

Песок массой 4 кг сплавили с гидроксидом калия, получив в результате реакции 7,64 кг метасиликата калия. Определите выход продукта реакции (%), если содержание диоксида кремния в песке равно 90%.

Решение.

Составим уравнение реакции:



По уравнению реакции: $n(\text{SiO}_2) = n(\text{K}_2\text{SiO}_3)$

По определению массовой доли вещества в смеси:

$$w(\text{SiO}_2) = m(\text{SiO}_2) / m(\text{песка}) = n(\text{SiO}_2) \cdot M(\text{SiO}_2) / m(\text{песка})$$

Отсюда:

$$\begin{aligned}n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ теор.}) &= n(\text{SiO}_2) = m(\text{SiO}_2) / M(\text{SiO}_2) = \\ &= w(\text{SiO}_2) \cdot m(\text{песка}) / M(\text{SiO}_2) = 0,9 \cdot 4000 / 60 = 60 \text{ моль}\end{aligned}$$

$$n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ практ.}) = m(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ практ.}) / M(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 7640 / 154 = 49,61 \text{ моль}$$

$$\begin{aligned}\eta(\text{K}_2\text{SiO}_3) &= n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ практ.}) / n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ теор.}) = 49,61 / 60 \text{ моль} = \\ &= 0,827 = 82,7\%\end{aligned}$$

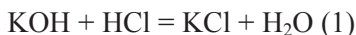
Ответ: выход метасиликата калия равен 82,7%,

Задача 11.

Смесь гидроксида калия и гидрокарбоната калия обработали избытком хлороводородной кислоты. При этом образовалось 29,8 г хлорида калия и выделилось 2,24 л газа (н.у.). Рассчитайте массовую долю (%) гидрокарбоната калия в смеси.

Решение.

Уравнения реакций:



Хлорид калия образуется в обеих реакциях, а газ – только в реакции (2):

$$n(\text{KHCO}_3) = n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль}$$

$$n_2(\text{KCl}) = n(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(\text{KCl}) = m(\text{KCl}) / M(\text{KCl}) = 29,8 / 74,5 = 0,4 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (1): $n(\text{KOH}) = n_1(\text{KCl}) = n(\text{KCl}) - n_2(\text{KCl}) = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ моль}$

Отсюда: $m(\text{KOH}) = M(\text{KOH}) \cdot n(\text{KOH}) = 56 \cdot 0,3 = 16,8 \text{ г}$

$$m(\text{KHCO}_3) = M(\text{KHCO}_3) \cdot n(\text{KHCO}_3) = 100 \cdot 0,1 = 10 \text{ г}$$

По определению массовой доли вещества в смеси:

$$\begin{aligned}w(\text{KHCO}_3) &= m(\text{KHCO}_3) / (m(\text{KHCO}_3) + m(\text{KOH})) = 10 / (10 + 16,8) = \\ &= 0,373 = 37,3\% \cong 37\%\end{aligned}$$

Ответ: массовая доля гидрокарбоната калия в смеси $\cong 37\%$

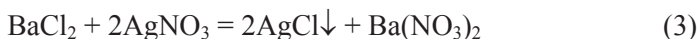
Задача 12.

Смесь бромида калия, хлорида натрия и хлорида бария массой 7,71 г растворили в воде. К полученному раствору добавили избыток

раствора нитрата серебра. Масса выпавшего осадка составила 12,37 г. После отделения осадка к фильтрату прилили избыток раствора серной кислоты. Масса полученного осадка равна 4,66 г. Вычислите массовую долю (%) бромида калия в исходной смеси.

Решение.

Уравнения реакций:



Из уравнений реакций (4) и (3):

$$\begin{aligned} n(\text{BaSO}_4) &= n\{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2\} = n(\text{BaCl}_2) = n_3(\text{AgCl}) = \\ &= m(\text{BaSO}_4) / M(\text{BaSO}_4) = 4,66 / 233 = 0,02 \text{ моль} \end{aligned}$$

Из уравнений реакций (1), (2) и (3):

$$n_1(\text{AgBr}) = n(\text{KBr})$$

$$n_2(\text{AgCl}) = n(\text{NaCl})$$

$$n_3(\text{AgCl}) = 2n(\text{BaCl}_2)$$

$$\begin{aligned} m(\text{осадка}) &= m_1(\text{AgBr}) + m_2(\text{AgCl}) + m_3(\text{AgCl}) = \\ &= M(\text{AgBr}) \cdot n_1(\text{AgBr}) + M(\text{AgCl}) \cdot n_2(\text{AgCl}) + M(\text{AgCl}) \cdot n_3(\text{AgCl}) = \\ &= M(\text{AgBr}) \cdot n(\text{KBr}) + M(\text{AgCl}) \cdot n(\text{NaCl}) + M(\text{AgCl}) \cdot 2n(\text{BaCl}_2) \end{aligned}$$

По условию задачи:

$$\begin{aligned} m(\text{смеси}) &= m(\text{KBr}) + m(\text{NaCl}) + m(\text{BaCl}_2) = \\ &= M(\text{KBr}) \cdot n(\text{KBr}) + M(\text{NaCl}) \cdot n(\text{NaCl}) + M(\text{BaCl}_2) \cdot n(\text{BaCl}_2) \end{aligned}$$

$$\text{Обозначим: } n(\text{KBr}) = x \quad n(\text{NaCl}) = y$$

Подставим числовые данные, а также x и y в выражения для массы осадка и массы смеси, и решим систему уравнений с двумя неизвестными относительно x .

$$12,37 = 188x + 143,5y + 143,5 \cdot 2 \cdot 0,02 = 188x + 143,5y + 5,74$$

$$7,71 = 119x + 58,5y + 208 \cdot 0,02 = 119x + 58,5y + 4,16$$

$$12,37 - 5,74 = 6,63 = 188x + 143,5y$$

$$y = (6,63 - 188x) / 143,5$$

$$7,71 - 4,16 = 3,55 = 119x + 58,5y = 119x + 58,5 \cdot (6,63 - 188x) / 143,5$$

$$3,55 = 119x + 2,7 - 76,64x$$

$$x = (3,55 - 2,7) / (119 - 76,64) = 0,85 / 42,36 = 0,02 \text{ моль}$$

$$n(\text{KBr}) = 0,02 \text{ моль}; m(\text{KBr}) = M(\text{KBr}) \cdot n(\text{KBr}) = 119 \cdot 0,02 = 2,38 \text{ г}$$

$$w(\text{KBr}) = m(\text{KBr}) / m(\text{смеси}) = 2,38 / 7,71 = 0,3087 = 30,87\% \approx 30,9\%$$

Ответ: массовая доля (%) бромида калия в исходной смеси $\approx 30,9\%$

Задача 13.

Сульфид железа(II) массой 140,8 г обработали хлороводородной кислотой. Выделившийся газ сожгли на воздухе. Полученный при этом оксид серы(IV) полностью нейтрализовали при помощи 400 мл 25%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте плотность раствора гидроксида натрия в г/мл.

Решение.



Из уравнений реакций:

$$n(\text{NaOH}) / 4 = n(\text{FeS}) / 2$$

или

$$n(\text{NaOH}) = 2n(\text{FeS})$$

По определению количества вещества:

$$m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 2m(\text{FeS}) / M(\text{FeS})$$

По определению массовой доли вещества в растворе:

$$w(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / V(\rho \text{ NaOH}) \cdot \rho(\rho \text{ NaOH})$$

Отсюда:

$$w(\text{NaOH}) \cdot V(\rho \text{ NaOH}) \cdot \rho(\rho \text{ NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 2m(\text{FeS}) / M(\text{FeS})$$

$$\rho(\rho \text{ NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot 2m(\text{FeS}) / M(\text{FeS}) \cdot w(\text{NaOH}) \cdot V(\rho \text{ NaOH}) = \\ = 40 \cdot 2 \cdot 140,8 / 88 \cdot 0,25 \cdot 400 = 1,28 \text{ г/мл}$$

Проверка размерности: [г/моль] · [г] / [г/моль] · [мл] = 1,28 г/мл

Ответ: плотность (г/мл) раствора гидроксида натрия 1,28 г/мл

Задача 14.

Цинк массой 16,25 г химически растворили в 71,4 мл серной кислоты с массовой долей 33,8% и плотностью 1,4 г/мл. К полученному

раствору прилили 125 г раствора сульфида бария с массовой долей 33,8%. Вычислите массу продуктов реакции, содержащих катионы цинка и бария (г).

Решение.

Уравнения реакций:



Рассчитаем количества всех реагентов, чтобы определить их соотношения:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = w(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m(\text{p H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= w(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{p H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= 0,35 \cdot 69,5 \cdot 1,26 / 98 = 0,3125 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$n(\text{Zn}) = m(\text{Zn}) / M(\text{Zn}) = 16,25 / 65 = 0,25 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (1):

$$n(\text{Zn}) / 4 = n(\text{H}_2\text{SO}_4) / 5$$

$$n(\text{Zn}) / 4 = 0,25 / 4 = 0,0625$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) / 5 = 0,3125 / 5 = 0,0625$$

Из расчетов следует, что цинк и серная кислота были взяты в эквивалентных количествах. Тогда: $n(\text{ZnSO}_4) = n(\text{Zn}) = 0,25$ моль

$$\begin{aligned} n(\text{BaS}) &= m(\text{BaS}) / M(\text{BaS}) = w(\text{BaS}) \cdot m(\text{p BaS}) / M(\text{BaS}) = \\ &= 0,338 \cdot 125 / 169 = 0,25 \text{ моль} \end{aligned}$$

Отсюда, для реакции (2):

$$n(\text{ZnSO}_4) = n(\text{BaS}) = n(\text{ZnS}) = n(\text{BaSO}_4) = 0,25 \text{ моль}$$

$$m(\text{ZnS}) = n(\text{ZnS}) \cdot M(\text{ZnS}) = 0,25 \cdot 97 = 24,25 \text{ г}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,25 \cdot 233 = 58,25 \text{ г}$$

Ответ: масса продуктов реакции, ZnS равна 24,25 г и BaSO₄ - 58,25 г

Задача 15.

Смесь 220 г сульфида железа(II) и 77,6 г сульфида цинка обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся газ пропустили через раствор сульфата меди(II). Рассчитайте объем (л) 10%-го раствора сульфата меди ($\rho = 1,1$ г/мл), израсходованного на поглощение образовавшегося газа.

Решение.

Уравнения реакций:



По уравнению реакции (1):

$$n_1(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{FeS}) = m(\text{FeS}) / M(\text{FeS}) = 220 / 88 = 2,5 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (2):

$$n_2(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{ZnS}) = m(\text{ZnS}) / M(\text{ZnS}) = 77,6 / 97 = 0,8 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = n_1(\text{H}_2\text{S}) + n_2(\text{H}_2\text{S}) = 2,5 + 0,8 = 3,3 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (3):

$$n(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{CuSO}_4) = 3,3 \text{ моль}$$

По определению массовой доли вещества в растворе:

$$\begin{aligned} w(\text{CuSO}_4) &= m(\text{CuSO}_4) / m(\text{p CuSO}_4) = \\ &= M(\text{CuSO}_4) \cdot n(\text{CuSO}_4) / V(\text{p CuSO}_4) \cdot \rho(\text{p CuSO}_4) \end{aligned}$$

Отсюда:

$$\begin{aligned} V(\text{p CuSO}_4) &= M(\text{CuSO}_4) \cdot n(\text{CuSO}_4) / w(\text{CuSO}_4) \cdot \rho(\text{p CuSO}_4) = \\ &= 160 \cdot 3,3 / 0,1 \cdot 1,1 = 4800 \text{ мл} = 4,8 \text{ л} \end{aligned}$$

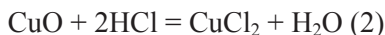
Ответ: объем сульфата меди равен 4,8 л

Задача 16.

Имеется 12 г смеси алюминия, кремния, меди и оксида меди(II). После обработки смеси избытком хлороводородной кислоты выделилось 4,032 л (н.у.) газа, а масса нерастворившегося остатка составила 3,36 г. Определите массовую долю (%) оксида меди(II) в исходной смеси.

Решение.

Кремний (неметалл) и медь, расположенная в электрохимическом ряду после водорода, с хлороводородной кислотой не взаимодействуют.



По уравнению реакции (1):

$$V(\text{H}_2) / 3V_M = n(\text{H}_2) / 3 = n(\text{Al}) / 2 = m(\text{Al}) / 2M(\text{Al})$$

Отсюда:

$$m(\text{Al}) = 2M(\text{Al}) \cdot V(\text{H}_2) / 3V_M = 2 \cdot 27 \cdot 4,032 / 3 \cdot 22,4 = 3,24 \text{ г}$$

$$m(\text{смеси}) = m(\text{Al}) + m(\text{Si}) + m(\text{Cu}) + m(\text{CuO})$$

$$\begin{aligned} m(\text{CuO}) &= m(\text{смеси}) - m(\text{Al}) - m(\text{Si}) - m(\text{Cu}) = \\ &= m(\text{смеси}) - m(\text{Al}) - m(\text{остатка}) = 12 - 3,24 - 3,36 = 5,4 \text{ г} \end{aligned}$$

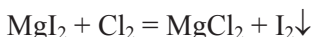
$$w(\text{CuO}) = m(\text{CuO}) / m(\text{смеси}) = 5,4 / 12 = 0,45 = 45\%$$

Ответ: массовую долю (%) оксида меди(II) в исходной смеси равна 45%

Задача 17.

Через 100 мл 25%-го раствора иодида магния плотностью 1,390 г/мл пропущен хлор до прекращения выпадения осадка. Определите объем (л, н.у.) прореагировавшего окислителя.

Решение. Напишем уравнение соответствующей реакции:



По уравнению реакции количество Cl_2 равно количеству MgI_2 :

$$m(\text{MgI}_2) / M(\text{MgI}_2) = n(\text{MgI}_2) = n(\text{Cl}_2) = V(\text{Cl}_2) / V_M$$

Отсюда, $V(\text{Cl}_2) = V_M \cdot m(\text{MgI}_2) / M(\text{MgI}_2)$

Из определения массовой доли следует:

$$\begin{aligned} m(\text{MgI}_2) &= w(\text{MgI}_2) \cdot m(\text{p}) = w(\text{MgI}_2) \cdot V(\text{p}) \cdot \rho = \\ &= 0,25 \cdot 100 \cdot 1,390 = 34,75 \text{ г} \end{aligned}$$

Проверка размерности: [мл] · [г/мл] = [г]

$$V(\text{Cl}_2) = V_M \cdot m(\text{MgI}_2) / M(\text{MgI}_2) = 22,4 \cdot 34,75 / 278 = 2,8 \text{ л}$$

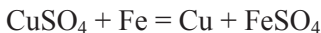
Проверка размерности: [л/моль] · [г] / [г/моль] = [л]

Ответ: объем (н.у.) прореагировавшего хлора равен 2,8 л

Задача 18.

Железную пластинку погрузили в 20%-й раствор сульфата меди(II) массой 250 г. В результате реакции масса пластинки увеличилась на 2 г. Рассчитайте количество (моль) сульфата меди в конечном растворе.

Решение. Уравнение реакции:



В электрохимическом ряду напряжений железо расположено левее меди; железо активнее меди и вытесняет ее из растворов солей. Увеличение массы железной пластинки в результате реакции связано с тем, что молярная масса меди больше молярной массы железа.

По уравнению, количества вещества всех участников реакции равны между собой.

$$\Delta m = m(\text{Cu}) - m(\text{Fe}) = M(\text{Cu}) \cdot n(\text{Cu}) - M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe})$$

Обозначим:

$$n(\text{Cu}) = n(\text{Fe}) = x;$$

Найдем x :

$$2 = 64x - 56x = 8x;$$

$$x = 0,25 \text{ моль}$$

$$n(\text{Cu}) = n(\text{Fe}) = n(\text{CuSO}_4) = 0,25 \text{ моль}$$

Количество сульфата меди в конечном растворе $n'(\text{CuSO}_4)$ – разность между количеством соли в исходном растворе $n''(\text{CuSO}_4)$ и количеством сульфата меди, участвующего в реакции $n(\text{CuSO}_4)$

$$n'(\text{CuSO}_4) = n''(\text{CuSO}_4) - n(\text{CuSO}_4)$$

$$n''(\text{CuSO}_4) = m''(\text{CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) = \\ = w''(\text{CuSO}_4) \cdot m''(\text{р. CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) = 0,2 \cdot 250 / 160 = 0,31 \text{ моль}$$

$$n'(\text{CuSO}_4) = n''(\text{CuSO}_4) - n(\text{CuSO}_4) = 0,31 - 0,25 = 0,06 \text{ моль}$$

Ответ: количество (моль) сульфата меди в конечном растворе равно 0,06 моль

Задача 19.

Смесь массой 10,3 г, состоящая из меди, магния и алюминия, обработана избытком хлороводородной кислоты. При этом выделилось 4,48 л газа (н.у.). Твердый остаток отфильтрован и высушен на воздухе до постоянной массы, составляющей 6,4 г. Определите массовую долю (%) алюминия в исходной смеси.

Решение.

Составим уравнения реакций, лежащих в основе задачи:



Из уравнений реакций следует:

$$n_1(\text{H}_2) / 1 = n(\text{Mg}) / 1 \quad n_2(\text{H}_2) / 3 = n(\text{Al}) / 2$$

$$n_2(\text{H}_2) = 3n(\text{Al}) / 2$$

$$n_1(\text{H}_2) + n_2(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / V_M = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Mg}) + m(\text{Al}) = m(\text{смеси}) - m(\text{Cu}) = 10,3 - 6,4 = 3,9 \text{ г}$$

$$n_1(\text{H}_2) + n_2(\text{H}_2) = n(\text{Mg}) + 3n(\text{Al}) / 2 = 0,2$$

$$m(\text{Mg}) + m(\text{Al}) = M(\text{Mg}) \cdot n(\text{Mg}) + M(\text{Al}) \cdot n(\text{Al}) = 3,9$$

Обозначим:

$$n(\text{Mg}) = x; n(\text{Al}) = y$$

Решим систему уравнений с двумя неизвестными.

$$x + 3y / 2 = 0,2$$

$$24x + 27y = 3,9$$

$$x = n(\text{Mg}) = 0,05 \text{ моль};$$

$$y = n(\text{Al}) = 0,15 \text{ моль}$$

$$\begin{aligned} w(\text{Al}) &= m(\text{Al}) / m(\text{смеси}) = M(\text{Al}) \cdot n(\text{Al}) / m(\text{смеси}) = \\ &= 27 \cdot 0,15 / 10,3 = 0,39 = 39\% \end{aligned}$$

Ответ: массовая доля (%) алюминия в исходной смеси равна 39%

ПРИМЕР БИЛЕТА ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНОГО ТУРА «МИССИС ЗАЖИГАЕТ ЗВЕЗДЫ»

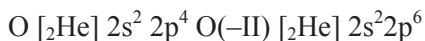
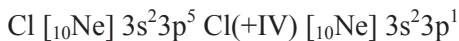
1. (10 баллов) По методу валентных связей предскажите гибридизацию атомных орбиталей центрального атома и определите геометрию молекулы и иона ClO_2 и ClO_2^- .

Решение.

Прежде всего, необходимо расставить степени окисления (с.о.) входящих в молекулу или частицу атомов.

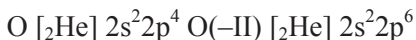
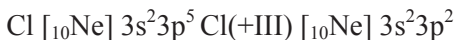
ClO_2 состоит из кислорода в степени окисления $-II$ и хлора в степени окисления $+V$. Следует помнить, что в целом молекула электронейтральна.

Далее записываем сокращенные электронные формулы для нейтральных атомов и для атомов с указанными с.о.



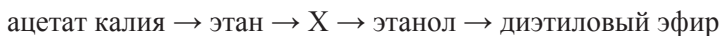
Центральным атомом является хлор, и он является акцептором электронов. Кислород является донором электронных пар. Каждый кислород отдает по одной паре электронов на образование химической связи с хлором. И так как у хлора кроме пары электронов есть один электрон, тип гибридизации АО атома углерода в указанной молекуле sp^3 . Форма молекулы – незавершенный тетраэдр. Т.к. есть неспаренный электрон, молекула относится к радикалам.

Аналогично определяем тип гибридизации и для частицы ClO_2^- . С.о. у хлора $+III$



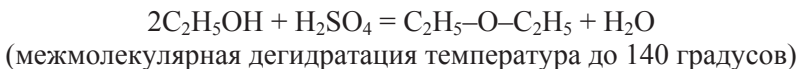
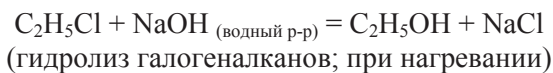
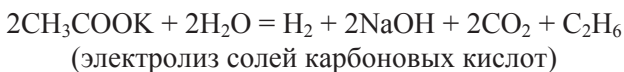
Тип гибридизации АО атома углерода в этой молекуле молекулы sp^3 .

2. (15 баллов) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите условия их протекания.

Решение.



3. (10 баллов) В чем сходство и различие предельных аминов и аммиака?

Решение.

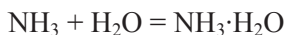
Сходство предельных первичных аминов с аммиаком состоит в том, что они представляют собой газообразные вещества, хорошо растворяются в воде. Амины, так же как и аммиак, являются слабыми органическими основаниями, но, в отличие от аммиака, основные свойства выражены сильнее и увеличиваются от первичных аминов к вторичным. Это можно объяснить тем, что метильные радикалы, обладающие положительным индуктивным эффектом, повышают электронную плотность на атоме азота и способность его неподеленной электронной пары к образованию донорно-акцепторного механизма. Также как и аммиак, амины могут взаимодействовать с кислотами с образованием солей (реакция нейтрализации):



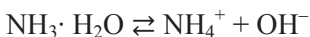
4. (10 баллов) Предложите лабораторный способ разделения на индивидуальные вещества смеси газов, состоящей из аммиака, углекислого газа, угарного газа, азота. Напишите уравнения соответствующих реакций

Решение.

Способы разделения должны быть основаны на различии физических и химических свойств этих газов. Аммиак хорошо растворяется в воде. В 1 л воды растворяется 700 л аммиака. Пропускаем смесь газов через воду. Весь аммиак растворится в воде.



В водном растворе аммиак является слабым основанием

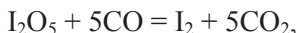


Углекислый газ – оксид углерода(IV) – в небольшом количестве также растворяется в воде, поэтому в водный раствор надо добавить растворимую соль кальция. Оставшуюся смесь газов можно пропустить через водный раствор соли кальция, например через бромид кальция. Идет обменная реакция, в результате которой выпадает осадок карбоната кальция



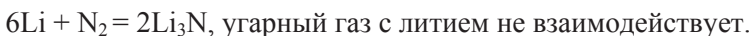
В смеси остались угарный газ и азот. Далее разделение можно провести разными способами. Например, смесь этих газов можно пропустить через твердый оксид иода(V).

Идет ОВР и белый порошок I_2O_5 окрашивается в темный цвет



однако опять образуется углекислый газ от которого можно избавиться, опять пропуская его через раствор растворимой соли кальция.

Можно воспользоваться химическими свойствами азота. Азот взаимодействует с Li при комнатной температуре, образуется нитрид лития:



5. (15 баллов) Железный купорос – гептагидрат сульфата железа(II) – применяют для борьбы с вредителями растений. С этой целью из него готовят 10%-ный раствор сульфата железа(II). Рассчитайте массу кристаллогидрата (кг) и объем воды (л), которые следует взять для приготовления 10 кг такого раствора.

Решение.

По определению массовой доли;

$$w(\text{FeSO}_4) = m(\text{FeSO}_4) / m(p)$$

Отсюда:

$$m(\text{FeSO}_4) = w(\text{FeSO}_4) \times m(p) = 0,1 \times 10000 = 1000 \text{ г.}$$

Для определения массы кристаллогидрата воспользуемся отношением:

$$\frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = n(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}{M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}.$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + 4 \times 16 = 152 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 152 + 7 \times 18 = 278 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \times m(\text{FeSO}_4) / M(\text{FeSO}_4) = 278 \times 1000 / 152 = 1830 \text{ г} = 1,8 \text{ кг}.$$

Масса раствора складывается из массы растворенного вещества и массы воды. Если для приготовления раствора берется кристаллогидрат, то воды требуется меньше:

$$m(\text{p}) = m(\text{FeSO}_4) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p}) - m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 10 - 1,83 = 8,17 \text{ кг}.$$

Поскольку плотность воды

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ кг/л},$$

то

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m'(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 8,17 \text{ л} \sim 8,2 \text{ л}$$

Ответ: 1,8 кг; 8,2 л.

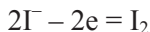
6. (10 баллов) При взаимодействии иодида калия с перманганатом калия в присутствии серной кислоты в растворе образовалось 1,51 г сульфата марганца. Определите массу (г) иодида калия, вступившего в окислительно-восстановительную реакцию.

Решение.

Составляем уравнение окислительно-восстановительной реакции любым методом (электронного или электронно-ионного баланса) методом электронно-ионного баланса



процесс окисления

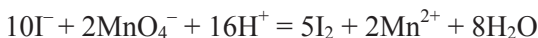


восстановления



Число отданных электронов должно быть равно числу принятых, поэтому первую полуреакцию надо умножить на 5, а вторую – на 2.

Записываем полное ионное уравнение реакции:



Теперь записываем молекулярное уравнение реакции



Находим количество сульфата марганца

$$n(\text{MnSO}_4) = m(\text{MnSO}_4) / M(\text{MnSO}_4) = 1,51/151 = 0,01 \text{ моль}$$

Так как соотношение между MnSO_4 иодидом калия 2:10, то количество KI должно быть в 5 раз больше и оно равно $5 \cdot 0,01 = 0,05$ моль.

Отсюда можно найти массу иодида калия

$$m(\text{KI}) = n(\text{KI}) M(\text{KI}) = 0,05 \cdot 166 = 8,3 \text{ г}$$

Ответ: масса (г) иодида калия, вступившего в реакцию равна 8,3 г.

7. (10 баллов) Расположите вещества в порядке уменьшения кислотности их водных растворов (при одинаковой концентрации): HBr , H_3PO_4 , RbOH , NaF .

Решение.

Бромоводородная кислота – сильная кислота диссоциирует полностью в растворе



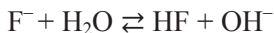
Ортофосфорная кислота – слабая трехосновная кислота и в растворе диссоциирует ступенчато в три стадии:



Гидроксид рубидия – сильное основание (щелочь), в растворе диссоциирует нацело:

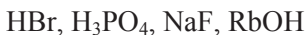


Фторид натрия NaF – растворимая соль сильного основания и слабой кислоты



В растворе среда слабощелочная.

Ответ: ряд веществ в порядке уменьшения кислотности водных растворов:



8. (20 баллов) Смесь гидроксида калия и гидрокарбоната калия обработали избытком хлороводородной кислоты. При этом образовалось 29,8 г хлорида калия и выделилось 2,24 л газа (н.у.). Рассчитайте массовую долю (%) гидрокарбоната калия в смеси.

Решение.



Хлорид калия образуется в обеих реакциях, а углекислый газ только во второй, поэтому расчет ведем по второй реакции.

$$n(\text{KHCO}_3) = n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль}$$

Количество хлорида калия, выделившееся в этой реакции, также равно 0,1 моль.

Рассчитаем, сколько всего получилось хлорида калия

$$n(\text{KCl}) = m(\text{KCl}) / M(\text{KCl}) = 29,8 / 74,5 = 0,4 \text{ моль}$$

Определим количество хлорида калия, полученное по первой реакции

$$n(\text{KCl}) (1) = n(\text{KCl}) - n(\text{KCl}) (2) = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ моль}$$

Количество гидроксида калия тоже равно 0,3 моль. Зная количество, можем найти массу гидроксида калия.

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 0,3 \cdot 56 = 16,8 \text{ г}$$

Определяем массу гидрокарбоната калия

$$m(\text{KHCO}_3) = n(\text{KHCO}_3) \cdot M(\text{KHCO}_3) = 0,1 \cdot 100 = 10 \text{ г}$$

Массовая доля вещества равна отношению массы вещества к массе смеси.

$$w(\text{KHCO}_3) = m(\text{KHCO}_3) / m(\text{смеси}) = 10 / 10 + 16,8 = 0,373 = 37,3 \%$$

Ответ: массовая доля гидрокарбоната калия в смеси составляет 37,3 %.

Список рекомендуемой литературы

1. Венецкий С.И. О редких и рассеянных. Рассказы о металлах. – М.: Изд-во «Металлургия», 1980.
2. Леенсон И.А. Удивительная химия. – М.: Изд-во «НЦ ЭНАС», 2006. – 176 с.
3. Левицкий М.М. О химии серьезно и с улыбкой. – М.: Изд-во «ИКЦ «Академкнига», 2005. – 287 с.
4. Степин Б.Д., Аликберова Л.Ю. Занимательные задания по химии. – М.: Изд-во «Дрофа», 2006. – 430 с.
5. Чуранов С.С. Химические олимпиады в школе: Пособие для учителей. – М.: Просвещение, 1982. – 191 с.
6. Задачи всероссийских олимпиад по химии / Под ред. В.В. Лунина. – М.: Изд-во «Экзамен», 2004. – 480 с.
7. Габриелян О.С., Прошлецов А.Н. Химия: 8–11 классы: Региональные олимпиады: 2000–2002 гг. – М.: Изд-во «Дрофа», 2005.
8. Артемов А.А., Дерябина С.С. Школьные олимпиады. Химия. 8–11 классы. – М.: Айрис-пресс, 2007. – 240 с.
9. Доронькин В.Н. и др. Химия: сборник олимпиадных задач. Школьный и муниципальный этапы. – Ростов н/Д: Легион, 2009. – 253 с.
10. Савинкина Е.В., Логинова Г.П., Плоткин С.С. История химии. Элективный курс: Учебное пособие, М.: Бином. Лаборатория знаний, 2007. – 199 с.
11. Контрен – Химия для всех (<http://kontren.narod.ru>). – информационно-образовательный сайт для тех, кто изучает химию, кто ее преподает, для всех кто интересуется химией. Раздел Олимпиада: задания и итоги олимпиад Тюменского региона, книги для подготовки к олимпиадам и внеклассной работы по предмету, обратная связь (автор сайта Можаяев Г.М.).
12. Портал Всероссийских предметных олимпиад школьников (<http://www.gosolymp.ru>) – новости, история, задания, результаты, фотогалереи – от областного этапа до международных олимпиад.
13. Алхимик (<http://www.alhimik.ru/>) – один из лучших сайтов русскоязычного химического Интернета ориентированный на учителя и ученика, преподавателя и студента. Литература, ответы на вопросы, эксперимент и многое другое (автор сайта Аликберова Л.Ю.).
14. «Эйдос» Всероссийские дистанционные эвристические олимпиады по химии (<http://www.eidos.ru/olymp/chemistry/>) – Участники: школьники 1–11 классов. Место проживания – любое место, где есть вещества и их превращения. Уровень подготовки – любой. Задания на эвристических олимпиадах открытые, без заранее известных ответов.

Учебное издание

Кудряшова Зоя Александровна
Савинкина Елена Владимировна

ХИМИЯ

**Методическое пособие по подготовке
к олимпиадам школьников**

11 класс

В авторской редакции

Компьютерная верстка *И.Г. Иваньшина*

Подписано в печать 01.09.16 Бумага офсетная

Формат 60 × 90 ¹/₁₆

Печать цифровая Уч.-изд. л. 3,6

Тираж 100 экз. Заказ 5190

Национальный исследовательский
технологический университет «МИСиС»,
119049, Москва, Ленинский пр-т, 4

Издательский Дом МИСиС,
119049, Москва, Ленинский пр-т, 4
Тел. (495) 638-45-22

Отпечатано в типографии Издательского Дома МИСиС,
119049, Москва, Ленинский пр-т, 4
Тел. (499) 236-76-17, тел./факс (499) 236-76-35