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

10-й класс

Рекомендовано редакционно-издательским советом

МИСиС

Москва 2016

УДК 373.167.1:54
К88

Кудряшова З.А.
К88 Химия : метод. пособие по подготовке к олимпиадам школьников : 10-й класс / Кудряшова З.А., Савинкина Е.В. – М. : Изд. Дом МИСиС, 2016. – 60 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:

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 объёма 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 углероды. В материалы отборочного тура для 10 класса входил обязательный блок, который включал в себя следующие задания:

- Задачи по уравнению химических реакций (расчёт масс или количеств веществ, объёма газов, концентрации или объёма растворов) применительно к алканам
- Задания на сообразительность и кругозор
- Строение атома
- Задачи на стехиометрические законы
- Задачи на растворы
- Генетическая связь между неорганическими (или органическими) соединениями.

Заключительный тур не дублировал задания отборочного тура. К декабрю месяцу школьники уже как правило освоились в понятиях органической химии, поэтому задания это учитывали. Для каждого класса были разработаны уже иные задания. Заключительный тур 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 истиной молекулярной формулы органических и• Среда в неорганических веществах
- 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 «пятёрку»). 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 устроители 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 ученика. 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 прочесть <u>**все**</u> 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:

$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ – бура
$NaHCO_3$ – питьевая сода
Na_2CO_3 – кальцинированная сода
$NaOH$ – каустическая сода, едкий натр
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – мирабилит, глауберова соль
$NaNO_3$ – натриевая селитра
Fe_3O_4 – магнетит
$NaCl$ – галит, каменная соль
$Na_2S_2O_3$ – «антихлор»
$KClO_3$ – бертолетова соль
$CaCO_3$ – кальцит, мел, мрамор
$Ca(OH)_2$ – гашёная известь
CaO – негашёная известь
CaF_2 – флюорит
$Ca_3(PO_4)_2$ – апатит
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – медный купорос
$Cu_2(OH)_2CO_3$ – малахит
$Cu_3(OH)_2(CO_3)_2$ – азурит
FeS_2 – пирит
Fe_2O_3 – гематит
MnO_2 – пиролюзит
$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – 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.

Энергетические уровни и подуровни

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

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

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

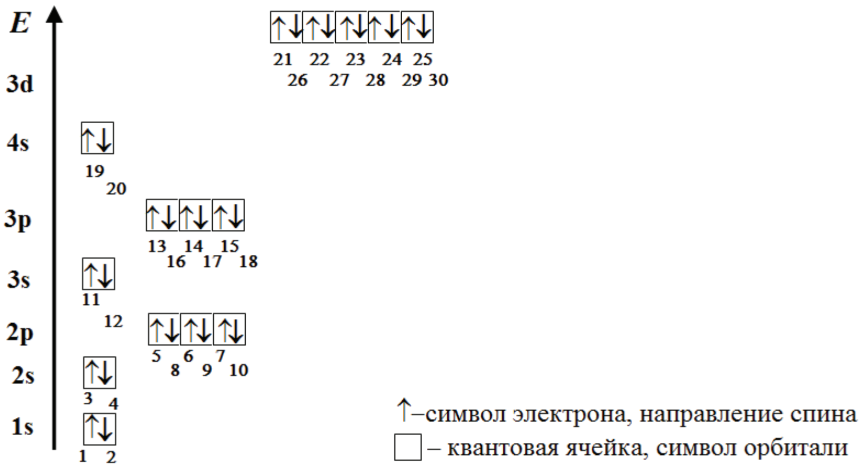
Любые другие состояния атома называют **возбужденными состояниями**.

Правила заполнения АО в основном состоянии

Принцип наименьшей энергии	электроны занимают в первую очередь орбитали, имеющие наименьшую энергию; энергия орбиталей возрастает в ряду $1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s\ldots$
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).

Последовательность заполнения АО электронами в основном состоянии



Элементы, у которых идет заполнение *s*-подуровня, называют ***s*-элементами**.
Элементы, у которых заполняется *p*-подуровень, называют ***p*-элементами**.
Элементы, у которых заполняется *d*-подуровень, называют ***d*-элементами**.
Элементы, у которых заполняется *f*-подуровень, называют ***f*-элементами**.

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

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

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	ковалентная		металлическая
	неполярная	полярная	

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 притяжение 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 и расплаве	Соли и гидроксиды большинства металлов (NaCl, CaF_2, NH_4Cl, KNO_3, $Mg(OH)_2$)
Атомная	Атомы	Ковалентная связь	Высокие температуры плавления, твердость, прочность, низкая реакционная способность	Простые вещества – неметаллы (B, 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).

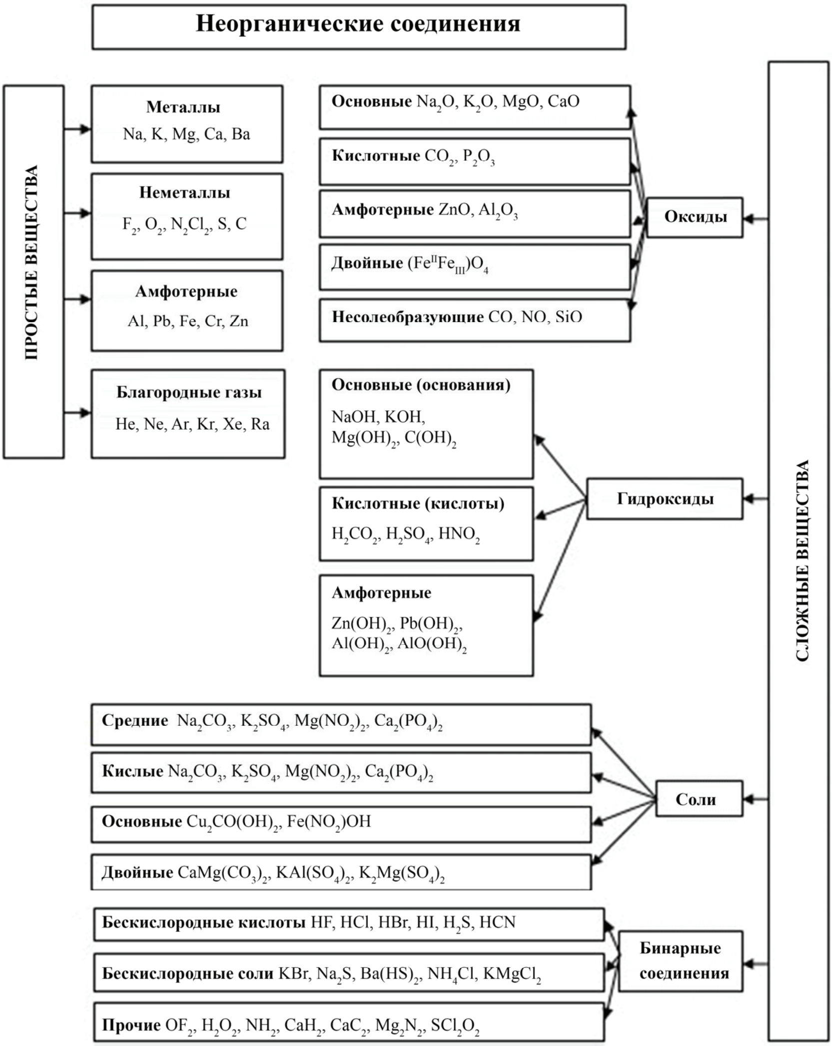
Соединения элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна (–II), называются **оксидами**. К оксидам не относятся фториды кислорода и пероксиды, где у кислорода другие степени окисления. Оксиды можно разделить на солеобразующие, дальнейшая классификация которых ведется по характеру 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.


Неорганические соединения
ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА
Металлы
Na, K, Mg, Ca, Ba
Неметаллы
F_2, O_2, N_2Cl_2, S, C
Амфотерные
Al, Pb, Fe, Cr, Zn
Благородные газы
He, Ne, Ar, Kr, Xe, Ra
Основные Na_2O, K_2O, MgO, CaO
Кислотные CO_2, P_2O_3
Амфотерные ZnO, Al_2O_3
Двойные $(Fe^{II}Fe_{III})O_4$
Несолеобразующие CO, NO, SiO
Оксиды
Основные (основания)
NaOH, KOH,
$Mg(OH)_2$, $C(OH)_2$
Кислотные (кислоты)
H_2CO_2, H_2SO_4, HNO_2
Амфотерные
$Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$,
$Al(OH)_2$, $AlO(OH)_2$
Гидроксиды
Средние Na_2CO_3, K_2SO_4, $Mg(NO_2)_2$, $Ca_2(PO_4)_2$
Кислые Na_2CO_3, K_2SO_4, $Mg(NO_2)_2$, $Ca_2(PO_4)_2$
Основные $Cu_2CO(OH)_2$, $Fe(NO_2)OH$
Двойные $CaMg(CO_3)_2$, $KAl(SO_4)_2$, $K_2Mg(SO_4)_2$
Соли
Бескислородные кислоты HF, HCl, HBr, HI, H_2S, HCN
Бескислородные соли KBr, Na_2S, $Ba(HS)_2$, NH_4Cl, $KMgCl_2$
Прочие OF_2, H_2O_2, NH_2, CaH_2, CaC_2, Mg_2N_2, SCl_2O_2
Бинарные соединения
СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

6. Окислительно-восстановительные и обменные реакции

Учащийся 10 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^-	$NO_{2(г)}$
Разбавленная HNO_3		$NO_{(г)}$
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	$Cr_2O_7^{2-}$	Cr^{3+}
Щелочная	CrO_4^{2-}	$[Cr(OH)_6]^{3-}$

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 $K_2Cr_2O_7$ $KClO_3$ $KMnO_4$ 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:

$$\underline{Mn}O_2 + K\underline{N}O_3 + KOH \rightarrow K_2\underline{Mn}O_4 + K\underline{N}O_2 + ...$$

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

$$Mn^{+IV} - 2e^{-} = Mn^{+VI}$$

$$N^{+V} + 2e^{-} = N^{+III}$$

• 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:

$$\begin{array}{r|l} Mn^{+IV} - 2e^{-} = Mn^{+VI} & \\ N^{+V} + 2e^{-} = N^{+III} & \end{array}$$

• проставляют полученные коэффициенты в схему реакции:

$$MnO_2 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + ...$$

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

$$MnO_2 + KNO_3 + 2KOH = K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$$

7. Основные представления о растворах

Учащийся 10 класса должен знать основные способы выражения концентраций веществ в растворах (молярность, массовая доля) и уметь переводить одни единицы в другие.

Молярной концентрацией растворенного вещества (c) называют отношение его количества (n) к объему раствора (V); изменяется в моль/л.

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

Соотношения между величинами, характеризующими раствор

Молярная концентрация вещества В, c(В)	c(В) = n(В) / V(р) n(В) – количество вещества В, V(р) – объем раствора
Массовая доля растворенного вещества В, w(В)	w(В) = m(В) / m(р) m(В) – масса В, m(р) – масса раствора
Масса раствора, m(р), г	m(р) = m(В) + $m(H_2O)$ m(р) = V(р) · ρ(р) ρ(р) – плотность раствора
Объем раствора, V(р), л	V(р) = m(р) / ρ(р)

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'(В) = m(В)], а масса раствора увеличивается на массу добавленной воды: [m'(р) = m(р) + $m(H_2O)$]
Выпаривание воды из раствора	масса растворенного вещества не изменяется: [m'(В) = m(В)], а масса раствора уменьшается на массу выпаренной воды: [m'(р) = m(р) – $m(H_2O)$]
Сливание двух растворов	их массы, а также массы растворенного вещества складываются: m''(В) = m(В) + m'(В) и m''(р) = m(р) + m'(р)
Выпадение кристаллов	масса растворенного вещества: [m'(В) = m(В) – m(осадка)] и масса раствора уменьшается на массу выпавших кристаллов: [m'(р) = m(р) – m(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: $m(H_2O) = m_{р\text{-}ра} - m_{кр.}$, 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. Химия элементов

Водород – самый распространенный элемент Вселенной

Химический символ	H
A_r	1
Электронная формула	$1s^1$
Степень окисления	+I, –I
Простое вещество	H_2

Водород образуется

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

$$Zn + H_2SO_4\,(разб.) = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$$

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:

$$2H_2O + 2NaOH + Zn = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$$

3) при взаимодействии металлов с водой:

$$2H_2O + 2Li = 2LiOH + H_2\uparrow$$

$$^{*}4H_2O\,(пар) + 3Fe = (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + 4H_2\uparrow$$

4)* в реакции конмутации гидридов металлов с водой

$$2H_2O + CaH_2 = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

5)** при взаимодействии углерода с водой:

$$H_2O + C\,(кокс) = CO + H_2\uparrow\ (800–1000\ °C)$$

* – лабораторные способы получения
** – промышленные способы получения

Водород – восстановитель

1) с кислородом: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$
2) с оксидами металлов: $CuO + H_2 = Cu + H_2O$
3) с неметаллами: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$

$$H_2 + S = H_2S$$

Водород – окислитель

с металлами: $H_2 + 2Na = 2NaH$

Вода – важнейшее соединение водорода

Химическая формула	H_2O
Температура плавления, °C	0
Температура кипения, °C	100
Максимальная плотность (4 °C), г/мл	1

Вода реагирует

1) с активными металлами в обычных условиях:

$$2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2\uparrow$$

2) с менее активными металлами при высоких температурах:

$$H_2O + Zn = ZnO + H_2\uparrow$$

3) с оксидами активных металлов, образуя основания:

$$K_2O + H_2O = 2KOH$$

4) с оксидами неметаллов, образуя кислоты:

$$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$$

Важнейшие элементы IA-группы (щелочные)

Название	Литий	Натрий	Калий
Символ	Li	Na	K
Электронная формула	$[He]2s^1$	$[Ne]3s^1$	$[Ar]4s^1$
Степень окисления	+I	+I	+I
A_r	7	23	39
Получение: электролиз расплава, например, $2NaCl$ (ж) $\rightarrow$ $2Na$ (катод) + $Cl_2\uparrow$(анод)			

Важнейшие элементы IIA-группы

Название	Магний	Кальций
Символ	Mg	Ca
Электронная формула	$[Ne]3s^2$	$[Ar]4s^2$
Степень окисления	+II	+II
A_r	24	40
Получение: электролиз расплава, например, $MgCl_2$ (ж) $\rightarrow$ Mg (катод) + $Cl_2\uparrow$(анод)		

Важнейший элемент IIIA-группы

Название	Алюминий
Символ	Al
Электронная формула	$[Ne]3s^23p^1$
Степень окисления	+III
A_r	27
Получение: электролиз в расплаве $Na_3[AlF_6]$ (900 °C) $2Al_2O_3 \rightarrow 4Al$ (катод) + $3\ O_2\uparrow$(анод)	

Реакции щелочных металлов, магния и кальция

1) с неметаллами:

$$2Li + Br_2 = 2LiBr$$

$$2Na + S = Na_2S$$

$$2K + H_2 = 2KH$$

$$4Li + O_2 = 2Li_2O$$

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

$$2Ca + O_2 = 2CaO$$

$$2Na + O_2 = Na_2O_2$$

$$K + O_2 = KO_2$$

2) с кислотами-«неокислителями»:

$$Mg + H_2SO_4\ (\text{разб.}) = MgSO_4 + H_2\uparrow$$

3) с водой:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Реакции алюминия

1) с галогенами: $2Al + 3I_2 = 2AlI_3$
2) с серой: $2Al + 3S = Al_2S_3$
3) с кислородом: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$
4) с водой: $2Al\ (+Hg) + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$

Амфотерность алюминия

1) с кислотами-«неокислителями»

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

2) со щелочами в водном растворе:

$$2Al + 6H_2O + 2NaOH = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

и в расплаве:

$$2Al + 2(NaOH\cdot H_2O) = 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow$$

Оксиды щелочных металлов

Основные свойства

1) с водой: $Li_2O + H_2O = 2LiOH$

2) с кислотными оксидами: $K_2O + SO_2 = K_2SO_3$

3) с кислотами: $3Na_2O + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$

Гидроксиды щелочных металлов

1) в воде – сильные основания (щелочи): $KOH = K^+ + OH^-$

2) с кислотными оксидами: $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$

3) с кислотами: $LiOH + HBr = LiBr + H_2O$ (нейтрализация)

Оксиды магния и кальция

Основные свойства

1) с водой: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

2) с кислотными оксидами: $MgO + SO_3 = MgSO_4$

3) с кислотами: $CaO + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O$

Гидроксиды магния и кальция

1) в воде – малорастворимы, $Ca(OH)_2$ в разбавленных растворах – сильное основание:

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

2) с кислотными оксидами: $Mg(OH)_2 + N_2O_5 = Mg(NO_3)_2 + H_2O$

3) с кислотами: $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$ (нейтрализация)

Амфотерность оксида алюминия

в воде практически нерастворим

1) с кислотными оксидами: $Al_2O_3 + 3N_2O_5 = 2Al(NO_3)_3$ (40 °С)

2) с кислотами: $Al_2O_3 + 6HCl$ (конц., гор.) $= 2AlCl_3 + 3H_2O$

3) со щелочами в водном растворе:

$$Al_2O_3 + 2NaOH \text{ (конц., гор.)} + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$$

и в расплаве:

$$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O \text{ (1000 °C)}$$

Амфотерность гидроксида алюминия

в воде практически нерастворим
1) с кислотами:

$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

2) со щелочами в водном растворе:

$$Al(OH)_3 + NaOH\ (\text{конц.}) = Na[Al(OH)_4]$$

и в расплаве:

$$Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O\ (1000\ °C)\backslash$$

Железо – элемент VIIIБ-группы, важнейший для человека металл

Символ	Fe
Электронная формула	$[Ar]3d^6 4s^2$
Степени окисления	+II, +III
A_r	55,8

Реакции железа

1) со слабыми окислителями до Fe(II):

$$Fe + S = FeS$$

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$$

$$Fe + H_2SO_4\ (\text{разб.}) = FeSO_4 + H_2$$

2) с сильными окислителями до Fe(III):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3\ 2Fe + 3Br_2 = 2FeBr_3$$

$$Fe + 4HNO_3\ (\text{разб.}) = Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

3) коррозия железа:

$$4Fe + 6H_2O\ (\text{влага}) + 3\ O_2\ (\text{воздух}) = 4Fe(OH)_3$$

Оксиды и гидроксиды железа

FeO	Fe_2O_3	$(Fe^{II}Fe^{III}{}_2)O_4$
$Fe(OH)_2$	$FeO(OH)$, $Fe(OH)_3$	–
основные	амфотерные	–
$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$ (окисление кислородом воздуха)		

Важнейшие элементы IVA-группы

Название	Углерод	Кремний
Символ	C	Si
A_r	12	28
Электронная формула	$[He]2s^22p^2$	$[Ne]3s^23p^2$
Степень окисления	от (–IV) до (+IV)	характерная +IV

Аллотропные модификации углерода

Название	Алмаз	Графит	Карбин	Фуллерен
Кристаллическая решетка	атомная, состоит из тетраэдров	состоит из слоев шестиугольников	состоит из линейных макромолекул	состоит из молекул C_{60} и др. (полые сферы)
Плотность, г/см^3	3,52	2,27	3,27	1,7
Цвет, прозрачность	бесцветный, прозрачный	серо-черный, непрозрачный	бесцветный, прозрачный	темно-красный

Реакции углерода (графит) (только при высоких температурах)

1) с водородом как окислитель: $2C + H_2 = C_2H_2$ (1500–2000 °C)
2) с металлами как окислитель: $2C + Ca = CaC_2$ (550 °C)
3) с кислородом как восстановитель:

$$C + O_2 = CO_2 \text{ (сжигание на воздухе)}$$

4) с водой: $C + H_2O$ (пар) $\rightleftarrows CO + H_2$ (1000 °C)
2) с оксидами металлов: $C + 2PbO = 2Pb + CO_2$

Реакции кремния (аморфного)

1) с кислородом: $Si + O_2 = SiO_2$ (1200 °C)
2) с галогенами: $Si + 2F_2 = SiF_4$
1) с водой: $Si + 2H_2O$ (пар) $= SiO_2 + 2H_2$ (500 °C)
2) со щелочами в водном растворе:

$$Si + 4NaOH \text{ (конц.)} = Na_4SiO_4 + 2H_2\uparrow$$

Оксиды углерода и кремния

Степень окисления	+II	+IV	+IV
Оксид	CO	CO_2	SiO_2
Кристаллическая решетка	молекулярная	молекулярная	атомная
Агрегатное состояние	газ	газ	твердый

Образование монооксида углерода

1) получение генераторного газа:

$$C + O_2 = CO_2;\ CO_2 + C = 2\ CO\ (1000°)$$

2) получение водяного газа:

$$C + H_2O = CO + H_2\ (1000\ °C)$$

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

$$HCOOH = H_2O + CO$$

4) При неполном сгорании топлива:

$$2C + O_2 = 2CO$$

$$C_8H_{16} + 8O_2 = 8CO + 8H_2O$$

Реакции CO

Сильный восстановитель
1) сжигание на воздухе: $2CO + O_2 = 2CO_2$
2) определение в воздухе: $5CO + I_2O_5 = 5CO_2 + I_2$

Образование диоксида углерода

1) В промышленности: $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$
2) В лаборатории: $CaCO_3 + 2\ HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$
3) При горении углеродсодержащих веществ (сжигание топлива):

$$C + O_2 = CO_2$$

$$CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$$

4) При медленном окислении (дыхание, гниение, брожение):
органические вещества + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Реакции CO_2

1) с водой: $CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$ (оксид и кислота мало растворимы в воде)
2) с основаниями: $CO_2 + NaOH = NaHCO_3$

$$CO_2 + 2\ NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

3) с основными оксидами: $CO_2 + CaO = CaCO_3$
4) с карбонатами: $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$
5) с металлами: $CO_2 + 2\ Mg = 2\ MgO + C$
6) с неметаллами: $CO_2 + C = 2\ CO$

Реакции SiO_2 (кварцевый песок)

1) с водой не реагирует
2) с основаниями при сплавлении: $SiO_2 + 2\ NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$
3) с основными оксидами при сплавлении: $SiO_2 + CaO = CaSiO_3$
4) с карбонатами при сплавлении: $SiO_2 + CaCO_3 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$

Реакции солей угольной кислоты

Карбонаты

1) с солями: $Na_2CO_3 + CaCl_2 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$
2) с основаниями не реагируют
3) с кислотами: $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$
4) с диоксидом углерода: $MgCO_3 + CO_2 + H_2O = Mg(HCO_3)_2$
5) при прокаливании: $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$
6) гидролиз растворимых солей: $Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}$

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^- \text{ (щелочная среда)}$$

Гидрокарбонаты

1) с солями: $2NH_4HCO_3 + BaCl_2 = BaCO_3\downarrow + 2NH_4Cl + H_2O + CO_2\uparrow$
2) с основаниями: $NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$
3) с кислотами: $KHCO_3 + HCl = KCl + H_2O + CO_2\uparrow$
4) с диоксидом углерода не реагируют
5) при нагревании (кипячение раствора):

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

6) гидролиз: $NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^- \text{ (щелочная среда)}$$

Реакции силикатов

1) с солями: $Na_2SiO_3 + CaCl_2 = CaSiO_3\downarrow + 2NaCl$
2) с основаниями не реагируют
3) с кислотами: $Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$
4) с диоксидом углерода в водном растворе:

$$Na_2SiO_3 + H_2O + CO_2 = H_2SiO_3\downarrow + Na_2CO_3$$

5) при нагревании не разлагаются
6) гидролиз растворимых солей: $Na_2SiO_3 = Na^+ + SiO_3^{2-}$

$$SiO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HSiO_3^- + OH^- \text{ (щелочная среда)}$$

Важнейшие элементы VA-группы

Название	Азот	Фосфор
Символ	N	P
A_r	14	31
Электронная формула	$[He]2s^2 2p^3$	$[Ne]3s^2 3p^3$
Степень окисления	–III, +I, +II, +III, +IV, +V	–III, +I, +III, +V

Свойства простых веществ

Название	Азот	Белый фосфор	Красный фосфор
Молекула	N_2	P_4	P_n
Температура плавления, °C	–210	44	–
Температура кипения, °C	–196	287	429 (возгонка)
Агрегатное состояние	газ	твердое	твердое
Цвет	–	белый	красный

Получение азота

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

$$NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$$

Получение белого фосфора

В промышленности – восстановление фосфатов углем:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + C \text{ (кокс)} + 6SiO_2 = 6CaSiO_3 + P_4 + 10CO \text{ (1000 °C)}$$

Реакции азота

1) с водородом как окислитель (**промышленное получение аммиака**)

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \text{ (500 °C, } p\text{, кат. Fe, Pt)}$$

2) с металлами как окислитель: $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$ (на воздухе, 800 °C)
3) с кислородом как восстановитель: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ (даже под действием электрического разряда идет в малой степени!)

Реакции фосфора

1) с металлами как окислитель: 2P (красный) + 3Ca = Ca_3P_2 (300 °C)
2) с кислородом как восстановитель:

$$4P \text{ (красный)} + 5\ O_2 = 2P_2O_5 \text{ (300 °C)}$$

Аммиак

Получение в лаборатории:

$$2NH_4Cl\ (т) + Ca(OH)_2\ (т) = 2NH_3\uparrow + CaCl_2 + 2H_2O\ (200\ °C)$$

Обменные реакции

1) слабое основание в водном растворе:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-\ (\text{щелочная среда})$$

2) с хлороводородом в газовой фазе и в водном растворе:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

3) с кислотами:

$$NH_3 + H_2SO_4 = NH_4HSO_4$$

$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$$

4) с кислородом:

$$4NH_3 + 3\ O_2 = 2N_2 + 6H_2O\ (\text{сгорание})$$

$$4NH_3 + 5\ O_2 = 4NO + 6H_2O\ (800°C,\ \text{кат. Pt, Rh})$$

5) разложение:

$$2NH_3 = N_2 + 3H_2\ (1300\ °C)$$

Свойства солей аммония

Гидролиз:

$$(NH_4)_2SO_4 = 2NH_4^+ + SO_4^{2-}$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+\ (\text{кислотная среда})$$

Термическое разложение

1) $NH_4Cl = NH_3 + HCl$

2) $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$

3) $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$

Важнейшие оксиды азота и фосфора

Степень окисления	+I (условно)	+II	+IV	+V
Азот	N_2O	NO	NO_2	N_2O_5
Фосфор		–	–	P_2O_5
Характер оксида	несолеобразующие	кислотные		

Получение азотной кислоты

В промышленности (по стадиям)
1) $4NH_3 + 5\,O_2 = 4NO + 6H_2O$ (кат. – Pt, Rh)
2) $2NO + O_2 = 2NO_2$
3) $4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$
В лаборатории при нагревании:

$$NaNO_3(т) + H_2SO_4(конц.) = NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

Реакции азотной кислоты (обменные)

1) Электролитическая диссоциация: $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$
2) Реакции с оксидами металлов: $2HNO_3 + CuO = Cu(NO_3)_2 + H_2O$
3) Реакции с основаниями: $2HNO_3 + Mg(OH)_2 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$
4) Реакции с солями: $2HNO_3 + K_2CO_3 = 2KNO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$

Реакции азотной кислоты (окислительно-восстановительные)

Разложение на свету:

$$4HNO_3 \rightleftarrows 4NO_2 + 2H_2O + O_2\uparrow$$

Реакции с металлами

1) $2HNO_3$(**конц**.) + $Ag = AgNO_3 + \mathbf{NO_2}\uparrow + H_2O$

2) $8HNO_3$(**разб**.) + $3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 2\mathbf{NO}\uparrow + 4H_2O$

3)$10HNO_3$(**разб**.) + $4Mg = 4Mg(NO_3)_2 + \mathbf{N_2O}\uparrow + 5H_2O$

4)$12HNO_3$(**разб**.) + $5Sn = 5Sn(NO_3)_2 + \mathbf{N_2}\uparrow + 6H_2O$ (медленно)

5) $30HNO_3$(**оч. разб**.) + $8Al = 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$

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

Реакции с неметаллами

1) $4HNO_3$ (конц.) + $C = CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$

2) $5HNO_3$ (конц.) + $P = H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O$

3) $6HNO_3$ (конц.) + $S = H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$

Реакции ортофосфорной кислоты

1) с активными металлами:

$$2H_3PO_4 \text{ (разб.)} + 3Mg = Mg_3(PO_4)_2 + 3H_2\uparrow$$

2) с оксидами металлов:

$$2H_3PO_4 \text{ (разб.)} + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 3H_2O$$

3) с основаниями: $H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O$

$$H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$$

$$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$$

4) с аммиаком:

$$H_3PO_4 + NH_3 \cdot H_2O = (NH_4)H_2PO_4 + H_2O$$

$$H_3PO_4 + 2(NH_3 \cdot H_2O) = (NH_4)_2HPO_4 + 2H_2O$$

5) с солями:

$$2H_3PO_4 \text{ (разб.)} + 3Na_2CO_3 \text{ (конц.)} =$$
$$= 2Na_3PO_4 + 3H_2O + 3CO_2\uparrow \text{ (кипячение)}$$

$$2H_3PO_4 \text{ (разб.)} + 3Ca(NO_3)_2 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6HNO_3$$

Гидролиз ортофосфатов

1) $Na_3PO_4 = 3Na^+ + PO_4^{3-}$

$$PO_4^{3-} + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + OH^- \text{ (щелочная среда)}$$

2) $Na_2HPO_4 = 2Na^+ + HPO_4^{2-}$

$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^- \text{ (щелочная среда)}$$

3) $NaH_2PO_4 = Na^+ + H_2PO_4^-$

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+ \text{ (кислотная среда)}$$

Разложение нитратов
(зависит от положения металла в ЭХРН)

Металл левее Mg $\rightarrow$ нитрит металла + кислород

$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2 \text{ (500 °C)}$$

Металл между Mg и Cu $\rightarrow$ оксид металла + диоксид азота + кислород

$$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2 \text{ (200 °C)}$$

Металл правее Cu → металл + диоксид азота + кислород

$$2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2 \ (300\ °C)$$

Важнейшие элементы VIA-группы (халькогены)

Название	Кислород	Сера
Символ	O	S
Электронная формула	$[He]2s^22p^4$	$[Ne]3s^23p^4$
Степень окисления	–II, –I, +II	–II, +IV, +VI
A_r	16,0	32,1

Аллотропные модификации кислорода

Название	дикислород	озон
Молекула	O_2	O_3
Температура плавления, °C	–219	–193
Температура кипения, °C	–183	–112
Агрегатное состояние	газ	газ
Цвет	бесцветный	синий

Аллотропные модификации серы

Название	кристаллическая сера	пластическая сера
Молекула	S_8	S_n
Температура плавления, °C	119	–
Температура кипения, °C	445	–
Агрегатное состояние	твердое	твердое
Цвет	желтый	коричневый

Получение кислорода

1) в промышленности – перегонкой жидкого воздуха
2) в лаборатории – термическим разложением сложных веществ:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$$

Реакции кислорода

1) с металлами (сгорание на воздухе):

$$O_2 + 2Na = Na_2O_2$$

$$O_2 + 2Mg = 2MgO$$

$$3O_2 + 4Al = 2Al_2O_3$$

2) с неметаллами (сгорание на воздухе):

$$O_2 + S = SO_2$$

$$5\ O_2 + 4P\ (\text{красный}) = 2P_2O_5$$

3) со сложными веществами

$$O_2 + 4Cr(OH)_2 + 2H_2O = 4Cr(OH)_3$$

Реакции серы

1) с водородом: $S + H_2 = H_2S$ (200 °C)
2) с металлами: $3S + 2Al = Al_2S_3$ (200 °C)
3) с некоторыми неметаллами как окислитель: $2S + C = CS_2$ (700 °C)
4) с кислородом: $S + O_2 = SO_2$
2) с галогенами:

$$S + 3F_2 = SF_6$$

$$S + Cl_2 = SCl_2\ (\text{до } 20\ °C)$$

Оксид серы(IV) и его гидрат

Получение в промышленности
1) $S + O_2 = SO_2$ (сгорание на воздухе)
2) обжиг сульфидных руд

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$2PbS + 3\ O_2 = 2PbO + 2SO_2$$

Получение в лаборатории

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

Отношение к воде
1) $SO_2 + H_2O = SO_2 \cdot H_2O$ (гидрат диоксида серы – сернистая кислота)
2) $SO_2 \cdot H_2O + H_2O \rightleftarrows HSO_3^- + H_3O^+$ (слабая кислота)

Оксид серы(VI)

SO_3 (т) – полимер в обычных условиях
1) получение:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3\ (400\ °C;\ \text{кат. } Pt,\ V_2O_5,\ Fe_2O_3)$$

2) отношение к воде: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

Реакции

1) отношение к воде: H_2SO_4 (конц.) + $nH_2O = H_2SO_4 \cdot nH_2O + Q$

$H_2SO_4 + 2H_2O = SO_4^{2-} + 2H_3O^+$ (сильная двухосновная кислота)

2) с оксидами металлов: $H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O$

3) с основаниями: H_2SO_4 (разб.) + $2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$

H_2SO_4 (конц.) + $NaOH = NaHSO_4 + H_2O$

4) с солями: $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$

$H_2SO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$

5) с металлами: H_2SO_4 (разб.) + $Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$

$2H_2SO_4$ (конц.) + $Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$

$5H_2SO_4$ (конц.) + $4Zn = 4ZnSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$ (примесь S)

6) с органическими веществами $\rightarrow$ обугливание

Элементы VIIA-группы (галогены)

Название	Фтор	Хлор	Бром	Иод
Символ	F	Cl	Br	I
Электронная формула	$[He]2s^22p^5$	$[Ne]3s^23p^53d^0$	$[Ar,3d^{10}]4s^24p^5$	$[Kr,4d^{10}]5s^25p^5$
A_r	19,0	35,5	79,9	126,9

Степени окисления галогенов

– I	HF	HCl	HBr	HI
0	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
+I	–	HClO	HBrO	IF
+V	–	$HClO_3$	$HBrO_3$	HIO_3
+VII	–	$HClO_4$	$HBrO_4$	HIO_4

Свойства галогенов

Формула	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Температура плавления, °C	–219,7	–101,0	–7,25	113,5
Температура кипения, °C	–188,1	–34,1	59,2	185,5
Агрегатное состояние (н.у.)	Газ	Газ	Жидкость	Кристаллы
Цвет	Светло-зеленый	Желто-зеленый	Красно-бурый	Черный

Формула	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Растворимость	Растворимы в органических растворителях			
Окислительная активность простых веществ	Убывает вниз по группе			
Восстановительная активность галогенид-ионов	Усиливается вниз по группе			

Взаимодействие с водой

1) $2F_2 + H_2O = 2HF + OF_2$
2) $Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HClO + HCl$ (хлорная вода)
3) $Br_2 + H_2O \rightleftarrows HBrO + HBr$ (бромная вода)
4) $I_2 + H_2O \neq$

Галогены – сильные окислители

1) с металлами: $F_2 + 2Na = 2NaF$ $Br_2 + Mg = MgBr_2$
2) с неметаллами: $3F_2 + S = SF_6$

$$3Cl_2 + 2P \text{ (красный)} = 2PCl_3$$

3) с галогенидами: $2NaCl + F_2 = Cl_2 + 2NaF$

$$2KI + Br_2 = I_2 + 2KBr$$

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

Получение хлора

1) электролиз расплава:

$$2NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$$

2) электролиз раствора:

$$2NaCl + H_2O \rightarrow H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2NaOH$$

3) окисление хлороводорода:

$$4HCl \text{ (конц.)} + MnO_2 = Cl_2\uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$$

4) окисление хлоридов при нагревании:

$$10NaCl \text{ (т)} + 2KMnO_4 \text{ (т)} + 8H_2SO_4 \text{ (конц.)} =$$
$$= 5Cl_2\uparrow + 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Реакции хлора

с водородом: $Cl_2 + H_2 = 2HCl$ (получение HCl в промышленности)
с металлами: $Cl_2 + 2Na = 2NaCl$
со щелочью в водном растворе:

$$Cl_2 + 2NaOH \text{ (хол.)} = NaClO + NaCl + H_2O$$

$$3Cl_2 + 6NaOH \text{ (гор.)} = NaClO_3 + 5NaCl + H_2O$$

с бромидами или иодидами:

$$Cl_2 + 2NaBr = Br_2 + 2NaCl$$

$$Cl_2 + 2KI = I_2 + 2KCl$$

Реакции иода

1) с водородом: $I_2 + H_2 \rightleftarrows 2HI$
2) с металлами: $I_2 + 2Li = 2LiI$
3) со щелочью в водном растворе: $3I_2 + 6KOH = KIO_3 + 5KI + H_2O$
4) с иодидом калия в водном растворе: $I_2 + KI \text{ (р)} = K[I(I_2)]$ (иодная вода)

Получение хлороводорода (HCl) в лаборатории

$$2NaCl \text{ (т)} + H_2SO_4 \text{ (конц.)} = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$$

Реакции хлороводорода

1) с водой: $HCl + H_2O = Cl^- + H_3O^+$ (сильная кислота в водном растворе)
2) с металлами: $HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
3) с оксидами металлов: $2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$
4) с основаниями: $2HCl + Mg(OH)_2 = MgCl_2 + 2H_2O$
5) с солями: $2HCl + FeS = FeCl_2 + 2H_2S\uparrow$

$$2HCl + Pb(NO_3)_2 = PbCl_2\downarrow + 2HNO_3$$

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

6) с окислителями: $4HCl \text{ (конц.)} + Ca(ClO)_2 = 2Cl_2 + CaCl_2 + 2H_2O$

9. Основные положения органической химии

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	$R\text{—}\underset{\underset{O}{\Vert}}{C}\text{—}H$ $R\text{—}\underset{\underset{O}{\Vert}}{C}\text{—}R$	$\text{—}\underset{\underset{O}{\Vert}}{C}\text{—}H$	Карбонильная
Карбоновые кислоты	$R\text{—}\underset{\underset{O}{\Vert}}{C}\text{—}OH$	$\text{—}\underset{\underset{O}{\Vert}}{C}\text{—}OH$	Карбоксильная
Нитросоединения	$R\text{—}\underset{\underset{O}{\vert}}{N}\text{—}O$	$\text{—}\underset{\underset{O}{\vert}}{N}\text{—}O$	Нитро
Амины	$R — NH_2$	$— NH_2$	Амино

R – обозначение углеводородного заместителя (радикала).

Примеры задач с решениями

Задача 1.

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;

$$w(FeSO_4) = m(FeSO_4) / m(р)$$

Отсюда:

$$m(FeSO_4) = w(FeSO_4) \times m(р) = 0{,}1 \times 10000 = 1000г.$$

Для определения массы кристаллогидрата воспользуемся отношением:

$$m(FeSO_4)/M(FeSO_4) = n(FeSO_4) = n(FeSO_4 \cdot 7H_2O) =$$
$$m(FeSO_4 \cdot 7H_2O/M(FeSO_4 \cdot 7H_2O).$$

$$M(FeSO_4) = 56 + 32 + 4 \times 16 = 152 \text{ г/моль};$$

$$M(FeSO_4 \cdot 7H_2O) = 152 + 7 \times 18 = 278 \text{ г/моль}.$$

$$m(FeSO_4 \cdot 7H_2O) = M(FeSO_4 \cdot 7H_2O) \times m(FeSO_4)/\mathrm{M}(FeSO_4) =$$
$$278 \times 1000/152 = 1830 \text{ г} = 1{,}8 \text{ кг}.$$

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

$$m(р) = m(FeSO_4) + m(H_2O) = m(FeSO_4 \cdot 7H_2O) + m(H_2O).$$

$$m(H_2O) = m(р) – m(FeSO_4 \cdot 7H_2O) = 10 - 1{,}83 = 8{,}17 \text{ кг}.$$

Поскольку плотность воды $\rho(H_2O) = 1000$ г/л = 1кг/л, то

$$V(H_2O) = m(H_2O)/\rho(H_2O) = 8{,}17 \text{ л} \sim 8{,}2 \text{ л}$$

Ответ: 1,8 кг; 8,2 л.

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:

$$2HNO_3 + Ba(OH)_2 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$$

По уравнению реакции:

$$n(HNO_3)/2 = n\{Ba(OH)_2\}/1(1)$$

По определению количества вещества и массовой доли раствора запишем:

$$n(HNO_3) = m(HNO_3)/M(HNO_3) = w(HNO_3)\times V(\text{р-р } HNO_3)\times\rho(\text{р-р } HNO_3)/M(HNO_3) = 0{,}3\times0{,}126\times1200/63 = 0{,}72 \text{ моль.}$$

По определению молярной концентрации:

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

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

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

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

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

Ответ: объем (мл) 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:

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

$$n(\text{B}) = V(\text{газа}) / V_\text{M} \qquad (2)$$

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

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

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

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

Ответ: объем гелия равен 224 л

Задача 4.

Атом элемента имеет электронную формулу $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$. 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 $3s^2 3p^3$. 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.

$Z = 49$ $[\text{Kr}, 4\text{d}^{10}]5s^2 5p^1$. 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: $Э_2O_3$.

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

$Z = 3$ $[\text{He}]2s^1$. Элемент расположен в IA-группе Периодической системы, следовательно, молекулярная формула оксида: $Э_2O$.

Задача 6.

Напишите уравнения реакция, необходимых для осуществления цепочки превращений

$$P_4 \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4.$$

Решение. Составим уравнения реакций:

$$P_4 + 5O_2 = P_4O_{10}$$

$$P_4O_{10} + 6H_2O = 4H_3PO_4$$

$$2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6H_2O$$

$$Ca_3(PO_4)_2(т) + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4\downarrow + 2H_3PO_4$$

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:

$$3Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ba_3(PO_4)_2 + 6H_2O \qquad (1)$$

$$Ba(OH)_2 + H_3PO_4 = BaHPO_4 + 2H_2O \qquad (2)$$

$$Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ba(H_2PO_4)_2 + 2H_2O \qquad (3)$$

$$3Ba(OH)_2 + H_3PO_4 = (BaOH)_3PO_4 + 3H_2O \qquad (4)$$

Рассчитаем количества реагентов из формулы: $c(B) = n(B) / V(р)$

$$n(H_3PO_4) = c(H_3PO_4) \cdot V(р.\ H_3PO_4) = 0{,}03 \cdot 0{,}3 = 0{,}009 \text{ моль}$$

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

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

$$M\{Ba(H_2PO_4)_2\} = 137 + (2 + 31 + 64) \cdot 2 = 331 \text{ г/моль}$$

По уравнению реакции (3): $n(Ba(H_2PO_4)_2 = nBa(OH)_2) = 0{,}0045$ моль

$$m(Ba(H_2PO_4)_2) = n(Ba(H_2PO_4)_2 \cdot M(Ba(H_2PO_4)_2 = 0{,}0045 \cdot 331 =$$
$$= 1{,}49 \text{ г} \approx 1{,}5 \text{ г}$$

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) $Ba(OH)_2$

Решение.

1) $HMnO_4 = MnO_4^- + H^+$

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

По уравнению реакции: $c(H^+) = c(HMnO_4) = 0{,}02$ моль/л

2) $H_2SO_4 = SO_4^{2-} + 2H^+$

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

По уравнению реакции: $c(H^+) = 2c(H_2SO_4) = 0{,}04$ моль/л

3) $NaOH = Na^+ + OH^-$

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

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

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

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

По уравнению реакции: $c(OH^-) = 2c(BaOH) = 0{,}04$ 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:

$$H_2O_2 + HI =$$

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O \quad 1$$

$$2I^- - 2e^- = I_2 \quad 1$$

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2I^- = 2H_2O + I_2$$

$$H_2O_2 + 2HI = 2H_2O + I_2$$

Из уравнения реакции и по определению молярной массы следует:

$$n(H_2O_2)/1 = n(I_2)/1 = m(I_2) / M(I_2)$$

Отсюда: $m(I_2) = M(I_2) \cdot n(H_2O_2) = 254 \cdot 0{,}03 = 7{,}62$ г

Ответ: масса (г) 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:

$$SiO_2 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O$$

По уравнению реакции: $n(SiO_2) = n(K_2SiO_3)$

По определению массовой доли вещества в смеси:

$$w(SiO_2) = m(SiO_2) / m(\text{песка}) = n(SiO_2) \cdot M(SiO_2) / m(\text{песка})$$

Отсюда:

$$n(K_2SiO_3\ \text{теор.}) = n(SiO_2) = m(SiO_2) / M(SiO_2) =$$
$$= w(SiO_2) \cdot m(\text{песка}) / M(SiO_2) = 0{,}9 \cdot 4000 / 60 = 60\ \text{моль}$$

$$n(K_2SiO_3\ \text{практ.}) = m(K_2SiO_3\ \text{практ.}) / M(K_2SiO_3) = 7640 / 154 = 49{,}61\ \text{моль}$$

$$\eta(K_2SiO_3) = n(K_2SiO_3\ \text{практ.}) / n(K_2SiO_3\ \text{теор.}) = 49{,}61 / 60\ \text{моль} =$$
$$= 0{,}827 = 82{,}7\%$$

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:

$$KOH + HCl = KCl + H_2O\ (1)$$

$$KHCO_3 + HCl = KCl + H_2O + CO_2\uparrow\ (2)$$

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

$$n(KHCO_3) = n(CO_2) = V(CO_2) / V_M = 2{,}24 / 22{,}4 = 0{,}1\ \text{моль}$$

$$n_2(KCl) = n(CO_2) = 0{,}1\ \text{моль}$$

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

По уравнению реакции (1): $n(KOH) = n_1(KCl) = n(KCl) – n_2(KCl) =$ 0,4 – 0,1 = 0,3 моль

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

$$m(KHCO_3) = M(KHCO_3) \cdot n(KHCO_3) = 100 \cdot 0{,}1 = 10 \text{ г}$$

По определению массовой доли вещества в смеси:

$$w(KHCO_3) = m(KHCO_3) / m(KHCO_3) + m(KOH) = 10 / (10 + 16{,}8) =$$
$$= 0{,}373 = 37{,}3\% \cong 37\%$$

Ответ: массовая доля гидрокарбоната калия в смеси ≅ 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:

$$KBr + AgNO_3 = AgBr\downarrow + KNO_3 \quad (1)$$

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3 \quad (2)$$

$$BaCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl\downarrow + Ba(NO_3)_2 \quad (3)$$

$$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HNO_3 \quad (4)$$

Из уравнений реакций (4) и (3):

$$n(BaSO_4) = n\{Ba(NO_3)_2\} = n(BaCl_2) = n_3(AgCl) =$$
$$= m(BaSO_4) / M(BaSO_4) = 4{,}66 / 233 = 0{,}02 \text{ моль}$$

Из уравнений реакций (1), (2) и (3):

$$n_1(AgBr) = n(KBr)$$

$$n_2(AgCl) = n(NaCl)$$

$$n_3(AgCl) = 2n(BaCl_2)$$

$$m(\text{осадка}) = m_1(AgBr) + m_2(AgCl) + m_3(AgCl) =$$
$$= M(AgBr) \cdot n_1(AgBr) + M(AgCl) \cdot n_2(AgCl) + M(AgCl) \cdot n_3(AgCl) =$$
$$= M(AgBr) \cdot n(KBr) + M(AgCl) \cdot n(NaCl) + M(AgCl) \cdot 2n(BaCl_2)$$

По условию задачи:

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

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.

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

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

$$12{,}37 – 5{,}74 = 6{,}63 = 188\,x + 143{,}5\,y$$

$$y = (6{,}63 – 188\,x) / 143{,}5$$

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

$$3{,}55 =119\,x + 2{,}7 – 76{,}64x$$

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

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

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

Ответ: массовая доля (%) бромида калия в исходной смеси≈ 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 (г/мол) раствора гидроксида натрия в г/мл.

Решение.

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow \quad \text{x 2} \qquad (1)$$

$$2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2 \qquad (2)$$

$$SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O \quad \text{x 2} \qquad (3)$$

Из уравнений реакций:

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

или

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

По определению количества вещества:

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

По определению массовой доли вещества в растворе:

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

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

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

Проверка размерности: [г/моль] · [г] / [г/моль] · [мл] = 1,28 г /мл
Ответ: плотность (г/мол) 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:

$$4\mathrm{Zn} + 5\mathrm{H_2SO_4} = 4\mathrm{ZnSO_4} + \mathrm{H_2S}\uparrow + 4\mathrm{H_2O} \qquad (1)$$

$$\mathrm{ZnSO_4} + \mathrm{BaS} = \mathrm{ZnS}\downarrow + \mathrm{BaSO_4}\downarrow \qquad (2)$$

Рассчитаем количества всех реагентов, чтобы определить их соотношения:

$$n(\mathrm{H_2SO_4}) = m(\mathrm{H_2SO_4}) / M(\mathrm{H_2SO_4}) = w(\mathrm{H_2SO_4}) \cdot m(\text{р } \mathrm{H_2SO_4}) / M(\mathrm{H_2SO_4}) =$$

$$= w(\mathrm{H_2SO_4}) \cdot V(\text{р } \mathrm{H_2SO_4}) \cdot \rho(\text{р } \mathrm{H_2SO_4}) / M(\mathrm{H_2SO_4}) =$$
$$= 0{,}35 \cdot 69{,}5 \cdot 1{,}26 / 98 = 0{,}3125 \text{ моль}$$

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

По уравнению реакции (1):

$$n(\mathrm{Zn}) / 4 = n(\mathrm{H_2SO_4}) / 5$$

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

$$n(\mathrm{H_2SO_4}) / 5 = 0{,}3125 / 5 = 0{,}0625$$

Из расчетов следует, что цинк и серная кислота были взяты в эквивалентных количествах. Тогда: $n(ZnSO_4) = n(Zn) = 0{,}25$ моль

$$n(BaS) = m(BaS) / M(BaS) = w(BaS) \cdot m(р\ BaS) / M(BaS) = \\ = 0{,}338 \cdot 125 / 169 = 0{,}25 \text{ моль}$$

Отсюда, для реакции (2):

$$n(ZnSO_4) = n(BaS) = n(ZnS) = n(BaSO_4) = 0{,}25 \text{ моль}$$

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

$$m(BaSO_4) = n(BaSO_4) \cdot M(BaSO_4) = 0{,}25 \cdot 233 = 58{,}25 \text{ г}$$

Ответ: масса продуктов реакции, ZnS равна 24,25 г и $BaSO_4$ - 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 (ρ = 1 г/мл), израсходованного на поглощение образовавшегося газа.

Решение.

Уравнения реакций:

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow \ (1)$$

$$ZnS + 2HCl = ZnCl_2 + H_2S\uparrow \ (2)$$

$$H_2S + CuSO_4 = CuS\downarrow + H_2SO_4 \ (3)$$

По уравнению реакции (1):

$$n_1(H_2S) = n(FeS) = m(FeS) / M(FeS) = 220 / 88 = 2{,}5 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (2):

$$n_2(H_2S) = n(ZnS) = m(ZnS) / M(ZnS) = 77{,}6 / 97 = 0{,}8 \text{ моль}$$

$$n(H_2S) = n_1(H_2S) + n_2(H_2S) = 2{,}5 + 0{,}8 = 3{,}3 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (3):

$$n(H_2S) = n(CuSO_4) = 3{,}3 \text{ моль}$$

По определению массовой доли вещества в растворе:

$$w(CuSO_4) = m(CuSO_4) / m(р\ CuSO_4) = \\ = M(CuSO_4) \cdot n(CuSO_4) / V(р\ CuSO_4) \cdot \rho(р\ CuSO_4)$$

Отсюда:

$$V(\text{р } CuSO_4) = M(CuSO_4) \cdot n(CuSO_4) / w(CuSO_4) \cdot \rho(\text{р } CuSO_4) =$$
$$= 160 \cdot 3{,}3 / 0{,}1 \cdot 1{,}1 = 4800 \text{ мл} = 4{,}8 \text{ л}$$

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.

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow \ (1)$$

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O \ (2)$$

По уравнению реакции (1):

$$V(H_2) / 3V_М = n(H_2) /3 = n(Al) /2 = m(Al) / 2M(Al)$$

Отсюда:

$$m(Al) = 2M(Al) \cdot V(H_2) / 3V_М = 2 \cdot 27 \cdot 4{,}032 / 3 \cdot 22{,}4 = 3{,}24 \text{ г}$$

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

$$m(CuO) = m(\text{смеси}) – m(Al) – m(Si) – m(Cu) =$$
$$= m(\text{смеси}) – m(Al) – m(\text{остатка}) = 12 – 3{,}24 – 3{,}36 = 5{,}4 \text{ г}$$

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

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:

$$MgI_2 + Cl_2 = MgCl_2 + I_2\downarrow$$

$$I^- – \text{Вс} \quad Cl_2 – \text{Ок}$$

По уравнению реакции количество Cl_2 равно количеству MgI_2:

$$m(MgI_2) / M(MgI_2) = n(MgI_2) = n(Cl_2) = V(Cl_2) / V_М$$

Отсюда, $V(Cl_2) = V_М \cdot m(MgI_2) / M(MgI_2)$

Из определения массовой доли следует:

$$m(MgI_2) = w(MgI_2) \cdot m(р) = w(MgI_2) \cdot V(р) \cdot \rho = \\ = 0{,}25 \cdot 100 \cdot 1{,}390 = 34{,}75 \text{ г}$$

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

$$V(Cl_2) = V_М \cdot m(MgI_2) / M(MgI_2) = 22{,}4 \cdot 34{,}75 / 278 = 2{,}8 \text{ л}$$

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

Ответ: объем (л, 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:

$$CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4$$

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.

$$\Delta m = m(Cu) – m(Fe) = M(Cu) \cdot n(Cu) – M(Fe) \cdot n(Fe)$$

Обозначим:

$$n(Cu) = n(Fe) = x;$$

Найдем x:

$$2 = 64x – 56x = 8x;$$

$$x = 0{,}25 \text{ моль}$$

$$n(Cu) = n(Fe) = n(CuSO_4) = 0{,}25 \text{ моль}$$

Количество сульфата меди в конечном растворе $n'(CuSO_4)$ – разность между количеством соли в исходном растворе $n''(CuSO_4)$ и количеством сульфата меди, участвующего в реакции $n(CuSO_4)$

$$n'(CuSO_4) = n''(CuSO_4) – n(CuSO_4)$$

$$n''(CuSO_4) = m''(CuSO_4) / M(CuSO_4) =$$
$$= w''(CuSO_4) \cdot m''(\text{р. } CuSO_4) / M(CuSO_4) = 0{,}2 \cdot 250 / 160 = 0{,}31 \text{ моль}$$

$$n'(CuSO_4) = n''(CuSO_4) – n(CuSO_4) = 0{,}31 – 0{,}25 = 0{,}06 \text{ моль}$$

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:

$$Cu + HCl \neq Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow \quad (1)$$
$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow \quad (2)$$

Из уравнений реакций следует:

$$n_1(H_2) / 1 = n(Mg) / 1 \qquad n_2(H_2) / 3 = n(Al) / 2$$

$$n_2(H_2) = 3n(Al) / 2$$

$$n_1(H_2) + n_2(H_2) = V(H_2) / V_М = 4{,}48 / 22{,}4 = 0{,}2 \text{ моль}$$

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

$$n_1(H_2) + n_2(H_2) = n(Mg) + 3n(Al) / 2 = 0{,}2$$

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

Обозначим:

$$n(Mg) = x;\ n(Al) = y$$

Решим систему уравнений с двумя неизвестными.

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

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

$$x = n(Mg) = 0{,}05 \text{ моль};$$

$$y = n(Al) = 0{,}15 \text{ моль}$$

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

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

ПРИМЕР БИЛЕТА ОТБОРОЧНОГО ТУРА «МИСИС ЗАЖИГАЕТ ЗВЕЗДЫ»

1. При сжигании 0,1 моль предельного углеводорода в кислороде получено 3,6 г воды. Выведите формулу алкана. *(20 баллов).*

Решение.

При сжигании органического соединения образуется углекислый газ и вода. Запишем уравнение реакций, учитывая общую формулу для гомологического ряда алканов:

$$C_n H_{2n+2} + yO_2 = nCO_2 + (n+1)H_2O$$

Найдем количество образовавшейся воды, зная массу

$$n\ (H_2O) = m(H_2O)/\ M\ (H_2O) = 3{,}6\ /\ 18 = 0{,}2 \text{ моль}$$

По условию задачи в реакцию вступил 0,1 моль предельного углеводорода и оказалось, что воды в 2 раза больше, поэтому коэффициент перед водой равен 2. Следовательно, число атомов водорода равно 4. Используя общую формулу для гомологического ряда алканов выводим формулу алкана – CH_4 (метан). Уравнение имеет вид

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

Ответ: формула алкана CH_4

2. Почему посуду из алюминиевых сплавов нельзя мыть средствами, содержащими соду? *(15 баллов)*

Решение. Сода (карбонат натрия) в водной среде создает щелочную среду. А активный в химическом отношении металл алюминий в обычных условиях не реагирует с водой из-за присутствии на его поверхности тончайшей оксидной пленки. В щелочной среде эта пленка разрушится и изделие из алюминия придет в негодность.

3. Рассчитайте объем воды, который надо добавить в 2 кг 40%-го сахарного сиропа для получения 10%-го раствора. *(20 баллов)*

Решение.

По определению массовая доля вещества равна отношению массы вещества к массе раствора. Обозначим более концентрированный раствор 1, более разбавленный раствор цифрой 2

$w_1 = m$(сах.сиропа) / $m_{\text{р}}$, отсюда находим массу сахарного песка

$$m\ (\text{сах.сиропа}) = w_1 \times m_p\ (\text{сах.сиропа}) = 2000 \times 0{,}4 = 800 \text{ г}$$

Известно, что масса раствора состоит из массы вещества и массы воды, поэтому

$$w_2 = m(\text{сах.сиропа}) \ / \ m\ (\text{сах.сиропа}) + m(H_2O)$$

отсюда находим массу воды

$$w_2 \times (m\ (\text{сах.сиропа}) + m(H_2O) = m\ (\text{сах.сиропа})$$

$$w_2 \times m\ (\text{сах.сиропа}) + w_2 \times m(H_2O) = m\ (\text{сах.сиропа})$$

$$w_2 \times m(H_2O) = m\ (\text{сах.сиропа}) - w_2 \times m\ (\text{сах.сиропа})$$

находим массу воды

$$m(H_2O) = (m\ (\text{сах.сиропа}) - w_2 \times m_\text{р}\ ) \ / \ w_2 =$$

$$= (800 - 2000 \times 0{,}1\ ) \ / \ 0{,}1 = 6000\ \text{г}$$

Плотность воды при комнатной температуры равна 1 г/мл, отсюда

$$\rho = m_{\text{р}\ /}\ V_\text{р}\ ;\ V_\text{р} = m_{\text{р}\ /}\ \rho = 6000 \ / \ 1 = 6000\ \text{мл} = 6\ \text{л}$$

Ответ: объем воды равен 6 л

4. Напишите уравнения реакций с помощью которых можно осуществить следующие превращения.*(20 баллов)*:

$$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2 \rightarrow H_2O$$

Решение.

Сера горит при взаимодействии с кислородом. При этом образуется диоксид серы

$$S + O_2 = SO_2$$

При избытке кислорода в присутствии катализатора получается триоксид серы

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

Триоксид серы является кислотным оксидом, и при взаимодействии с водой образуется серная кислота

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

При взаимодействии разбавленной серной кислоты с сильным восстановителем выделяется водород

$$H_2SO_{4(\text{р})} + Zn = ZnSO_4 + H_2$$

При взаимодействии водорода и кислорода образуется вода

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

5. Водород, полученный взаимодействием 130 г цинка с хлороводородной кислотой, соединили с хлором. Полученный газ был полностью поглощен водой. Масса раствора составила 1 кг. Определите массу 20%-ного раствора гидроксида калия, необходимого для нейтрализации 20 г полученного раствора кислоты. *(25 баллов)*

Решение.

Запишем уравнения реакций:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \qquad (1)$$

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl \qquad (2)$$

Найдем количество цинка, зная массу и молярную массу цинка

$$n(Zn) = m\ (Zn)\ /\ M(Zn) = 130/65 = 2 \text{ моль}$$

Полученный газ – хлороводород, который в нормальных условиях является газом.

Исходя из уравнения (2) количество n (HCl) будет в два раза больше, т.е равно 4 моль.

Далее была проведена реакция нейтрализации с гидроксидом калия

$$HCl + KOH = KCl + H_2O \ (3)$$

Необходимо определить количество хлороводородной кислоты, которая содержится в 20 г этого раствора. Если в 1000г раствора содержится 4 моль HCl, то в 20г в 50 раз меньше, т.е. 4 : 50 = 0,08 моль

Количество гидроксида калия тоже равно 0,08 моль. Определяем массу израсходованного KOH:

$$n(KOH) = m\ (KOH)\ /\ M(KOH), \text{ отсюда}$$

$$m\ (KOH) = n(KOH) \times M(KOH) = 0{,}08 \times 56 = 4{,}48 \text{ г}$$

Массовая доля KOH в растворе равна отношению массы вещества к массе раствора

$$w(KOH) = m\ (KOH)/\ m_р\,(KOH), \text{ отсюда}$$

$$m_р\,(KOH) = m\ (KOH)/\ w(KOH) = 4{,}48\ /\ 0{,}2 = 22{,}4 \text{ г}$$

Ответ: массу раствора гидроксида калия равна 22,4 г

ПРИМЕР БИЛЕТА ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНОГО ТУРА ОЛИМПИАДЫ «МИСИС ЗАЖИГАЕТ ЗВЕЗДЫ»

1. *(10 баллов)* Напишите символы катионов, анионов и атома, которым соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Решение.

Общее число электронов равно общему числу протонов и равно порядковому номеру элемента. В данном случае порядковый номер элемента равен 2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18.

По Периодической системе элементов определяем символ элемента Ar.

Электронная формула катиона соответствует катионам K^+, Ca^{2+}, Sc^{3+} и всем элементам 4 периода с IVБ по VIIIБ (Fe) в высшей степени окисления. Для катионов электроны уходят с внешнего энергетического уровня (в данном случае 4s) и с предпоследнего d-подуровня.

Электронная формула аниона подходит для ионов Si^{-4}, P^{-3}, S^{2-}, Cl^-. Если заряд иона отрицателен, значит электронов у него избыток.

2. *(10 баллов)* Определите тип гибридизации и геометрию молекулы этилена.

Решение. Формула молекулы этилена C_2H_4 . Атом углерода на внешнем энергетическом уровне имеет 4 атомные орбитали (АО) и на них располагаются 4 электрона $2s^2 2p^1 2p^1 2p^0$, поэтому он стремится к образовании четырех ковалентных связей. Атом водорода имеет одну АО с 1 электроном на ней ($1s^1$), поэтому атом водорода может образовывать только одну ковалентную связь. В молекуле этилена (этена) C_2H_4 .атомы углерода образуют по 2 ковалентные связи с атомами водорода и 2 связи между собой, одна из которых σ-связь, другая π-связь. σ-связь определяет геометрию молекулы. Каждый атом углерода находится в sp^2 – гибридизации форма молекулы – два треугольника, соединенных таким образом, что одна из вершин одного является центром другого.

3. *(10 баллов)* Установите молекулярную формулу кристаллогидрата серосодержащей соли $Na_xS_yO_z{\cdot}qH_2O$ если массовая доля воды в ней равна 36,3%, натрия – 18,5%, кислорода – 19,4% (не считая кислород в составе воды). Укажите в ответе значения x, y, z, q, не разделяя их запятыми.

Решение.

С помощью Периодической системы определим относительные атомные массы натрия, серы, кислорода и молярную массу воды:

$$M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}; M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль};$$
$$M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

Находим массовую долю серы:

$$w(\text{S}) = 1 - w(\text{Na}) - w(\text{O}) - w(\text{H}_2\text{O}) =$$
$$= 1 – 0{,}185 – 0{,}194 – 0{,}363 = 0{,}258 = 25{,}8\%$$

Находим отношение:

$$\text{x : y : z : q} = [w(\text{Na})/M(\text{Na})] : [w(\text{S})/M(\text{S})] : [w(\text{O})/M(\text{O})] =$$
$$= [18{,}5/23] : [25{,}8/32] : [19{,}4/16] : [36{,}3/18] = 0{,}804 : 0{,}806 : 1{,}21 : 2{,}02.$$

Разделим значения x, y, z, q на меньшее из полученных чисел:

$$\text{x : y : z : q}=[0{,}804/0{,}804] : [0{,}806/0{,}804] : [1{,}21/0{,}804] : [2{,}02/0{,}804] =$$
$$= 1 : 1 : 1{,}5 : 2{,}5.$$

Удвоим результат, чтобы получить целые числа:

$$\text{x : y : z : q} = (1 : 1 : 1{,}5 : 2{,}5)\times 2 = 2 : 2 : 3 : 5.$$

Молекулярная формула соли $Na_2S_2O_3{\cdot}5H_2O$.
Ответ: $Na_2S_2O_3{\cdot}5H_2O$.

4. *(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 реакцию.

Решение.

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

$$KI + KMnO_4 + H_2SO_{4(\text{разб})} = MnSO_4 + \ldots$$

Расставим функции реагентов. KI – является восстановителем, $KMnO_4$ – окислитель, H_2SO_4 – среда.

Составляем полуреакции для окислителя и восстановителя:

$$2I^- \text{ -2e} \rightarrow I_2$$

$$Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$$

Число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов. Умножаем первую полуреакцию (процесс окисления) на 5, а вторую полуреакцию (процесс восстановления на 2) и записываем полное молекулярное уравнение реакции

$$10KI + 2\ KMnO_4 + 8\ H_2SO_{4(разб)} = 2\ MnSO_4 + 5I_2 + 8H_2O + 6K_2SO_4$$

Находим количество сульфата марганца

$$n(MnSO_4) = m(MnSO_4)\ /M(MnSO_4) = 1,51/151 = 0,01\ \text{моль}$$

Записываем количественные соотношения продуктов реакции по уравнению реакции:

$$n(I_2)/5 = n(MnSO_4)/\ 2,$$

отсюда выражаем количество иода

$$n(I_2) = 5\times\ n(MnSO_4)/\ 2 = 0,025\ \text{моль}$$

находим массу иода

$$m\ (I_2\ ) = n(I_2) \times M(I_2) = 0,025 \times 254 = 6,35\ \text{г}$$

Ответ: масса осадка иода равна 6,35 г

5. (10 баллов) Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$$

Решение.

Гидроксид кальция – это основный гидроксид, малорастворимый. Для того, чтобы осадить нерастворимый карбонат кальция можно добавить любую соль угольной кислоты

$$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

Для того, чтобы из средней соли получить кислую нужно добавить угольную кислоту или пропустить через водный раствор углекислый газ.

$$CaCO_3 + H_2CO_3 = Ca(HCO_3)_2$$

Карбанат кальция можно осадить, если, прокипятить раствор гидрокарбоната кальция:

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

6. *(15 баллов)* 500 мл 25%-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,25 г/мл упарили до массы 400 г. Определите массовую долю (%) гидроксида натрия в полученном растворе.

Решение.

Для разбавленного раствора:

$$w\,(NaOH) = m(NaOH)/\{V(р)\times\rho\}.$$

Для концентрированного раствора:

$$w''(NaOH) = m(NaOH)/m(р).$$

При выпаривании масса раствора уменьшается на массу удаленной воды, а масса растворенного вещества остается прежней:

$$w(NaOH)\times m(р) = m(NaOH) = w(NaOH)\times V(р)\times\rho.$$

Отсюда:

$$w(NaOH) = w(NaOH)\times V(р)\times\rho/m(р) =$$
$$= 0{,}25\times500\times1{,}25/400 = 0{,}39 = 39\%$$

Ответ: массовая доля (%) гидроксида натрия в полученном растворе 39%

7. *(15 баллов)* Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$$CH_4 \rightarrow CH_3Br \xrightarrow{Na} C_2H_6 \rightarrow C_2H_4$$

Укажите условия их протекания.

Решение.

$$CH_4 + Br_2 \xrightarrow{hv} CH_3Br + HBr \text{ (галогенирование алканов)}$$

$$2CH_3Br + 2Na \rightarrow C_2H_6 + 2NaBr \text{ (реакция Вюрца)}$$

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2 \text{ (температура; катализаторы)}$$

8. При обжиге 320 г пирита получен газа, для превращения которого в сульфит натрия понадобилось 1000 мл 25%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,28 г/мл). Определите содержание (%) примесей в пирите.

Решение.

Уравнения реакций:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 8SO_2 + 2Fe_2O_3 \qquad (1)$$

$$SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O \qquad (2)$$

По уравнению реакции (2): $n(NaOH) / 2 = n(Na_2SO_3) /1$

$$n(NaOH) = m(NaOH) / M(NaOH) =$$
$$= w(NaOH)\cdot V\,(р\ NaOH)\cdot\rho(р\ NaOH) / M(NaOH) =$$
$$= 0{,}25\cdot1000\cdot1{,}28 / 40 = 8\ \text{моль}$$

По закону сохранения вещества число атомов серы в сульфите натрия и в дисульфиде железа равны между собой:

$$N(S) = N(Na_2SO_3) = n(Na_2SO_3) \cdot N_A$$

Число молекул FeS_2 в два раза меньше числа атомов S.

Следовательно: $n(FeS_2) \cancel{\cdot N_A} = N(FeS_2) = N(S) / 2 = n(Na_2SO_3) \cdot \cancel{N_A} / 2$

$$m(FeS_2) = M(FeS_2) \cdot n(FeS_2) = M(FeS_2) \cdot n(Na_2SO_3) / 2 =$$
$$= M(FeS_2) \cdot n(NaOH) / 2 \cdot 2 = 120 \cdot 8 / 4 = 240 \text{ г}$$

m(примесей) = m(пирита) – $m(FeS_2)$ = 320 – 240 = 80 г

w(примесей) = m(примесей) /m(пирита) = 80 / 320 = 0,25 = 25%

Ответ: содержание примесей в пирите равно 25%

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 Можаев Г.М.).

12. Портал Всероссийских предметных олимпиад школьников (http://www.rosolymp.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

10-й 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. 3,75
	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