

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

9-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 : 9-й класс / Кудряшова З.А., Савинкина Е.В. – М. : Изд. Дом МИСиС, 2016. – 61 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
Теоретическая подготовка.....	10
1. Номенклатура	10
2. История химии.....	11
3. Строение атома и молекул.....	12
4. Виды химической связи и типы кристаллических решеток	14
5. Типы неорганических веществ	16
6. Окислительно-восстановительные и обменные реакции.....	25
7. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная. Гидролиз	29
8. Основные представления о растворах	30
Примеры задач (с решениями).....	32
Пример билета Отборочного тура «МИСиС зажигает звезды»	51
Пример билета Заключительного тура Олимпиады «МИСиС зажигает звезды»	55
Список рекомендуемой литературы.....	60

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ:

с.о. – степень окисления

практ. – практический

разб. – разбавленный

теор. – теоретический

конц. – концентрированный

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.

В материалы отборочного тура для 9 класса входил обязательный блок, который включал в себя следующие задания:

- Строение атома
- Задачи на стехиометрические законы
- Задачи на растворы
- Генетическая связь между неорганическими (или органическими) соединениями.

Заключительный тур не дублировал задания отборочного тура. 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
- Среда в неорганических веществах
- Комбинированные задачи, 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 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 прочесть **все** задания и только после этого приступить 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 задание олимпиад просто невозможно. Учащийся должен знать номенклатуру ИЮПАК, рациональную номенклатуру (для неорганических соединений) а также тривиальные (исторически сложившиеся) названия наиболее распространённых веществ.

Номенклатура неорганических соединений

Оксиды	Название начинается со слова «оксид». Затем называется элемент, расположенный в формуле левее кислорода, с указанием его степени окисления. Для кислотных оксидов часто вместо степени окисления элемента указывается число атомов кислорода и элемента, входящих в состав оксида
Основные и амфотерные гидроксиды	Названия образуются добавлением слова «гидроксид» к русскому названию элемента в родительном падеже. Для элементов, имеющих разные степени окисления в соединениях, в конце названия указывается его степень окисления
Кислоты	Традиционные названия кислот состоят из соответствующего прилагательного, связанного с названием кислотообразующего элемента, и слова «кислота»
Соли	Традиционные названия солей составляют из названия анионов кислотного остатка в именительном падеже и названия катионов в родительном падеже

Традиционные названия некоторых кислородсодержащих кислот и их анионов

Кислота	Анион кислоты	
H_2CO_3 – угольная	CO_3^{2-} – карбонат	
	HCO_3^- – гидрокарбонат	
HNO_2 – азотистая	NO_2^- – нитрит	
HNO_3 – азотная	NO_3^- – нитрат	
HPO_3 – метафосфорная	PO_3^- – метафосфат	
	H_3PO_4 – ортофосфорная	PO_4^{3-} – ортофосфат
		HPO_4^{2-} – гидроортофосфат
	H_2PO_4^- – дигидроортофосфат	
H_2SO_3 – сернистая кислота	SO_3^{2-} – сульфит	
H_2SO_4 – серная	SO_4^{2-} – сульфат	
H_2SiO_3 – метакремниевая	SiO_3^{2-} – метасиликат	
H_4SiO_4 – ортокремниевая	SiO_4^{4-} – ортосиликат	

В заданиях олимпиад нередко встречаются названия наиболее распространённых минералов, знание которых может существенно облегчить решение задачи. Формулы и названия некоторых наиболее распространённых минералов и других веществ 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, некоторые из которых приведены в списке рекомендуемой 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.

Под строением атома понимают, прежде всего, его электронное строение. Электроны в атоме могут иметь не любые, а лишь вполне определенные значения энергии, которые группируют по уровням и подуровням.

Энергетические уровни и подуровни

Энергетические уровни (ЭУ)	Энергетические подуровни (ЭПУ)	Число электронов
1	<i>1s</i>	2
2	<i>2s</i>	2
	<i>2p</i>	6
3	<i>3s</i>	2
	<i>3p</i>	6
	<i>3d</i>	10
4	<i>4s</i>	2
	<i>4p</i>	6
	<i>4d</i>	10
	<i>4f</i>	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**.

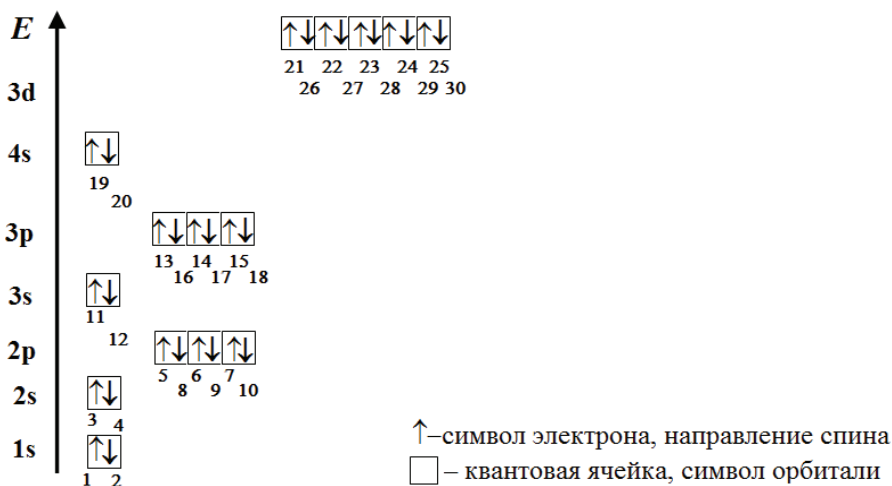
Любые другие состояния атома называют **возбужденными состояниями**.

Правила заполнения АО в основном состоянии

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

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 между атомами и другими химическими частицами осуществляется, в основном, за счет взаимного притяжения между положительными и отрицательными зарядами. В зависимости от того, какие именно частицы являются носителями этих зарядов, различают несколько типов связи.

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 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 , Ag, 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).

Простые вещества построены из атомов одного вида, сложные (соединения) – из атомов разных видов.

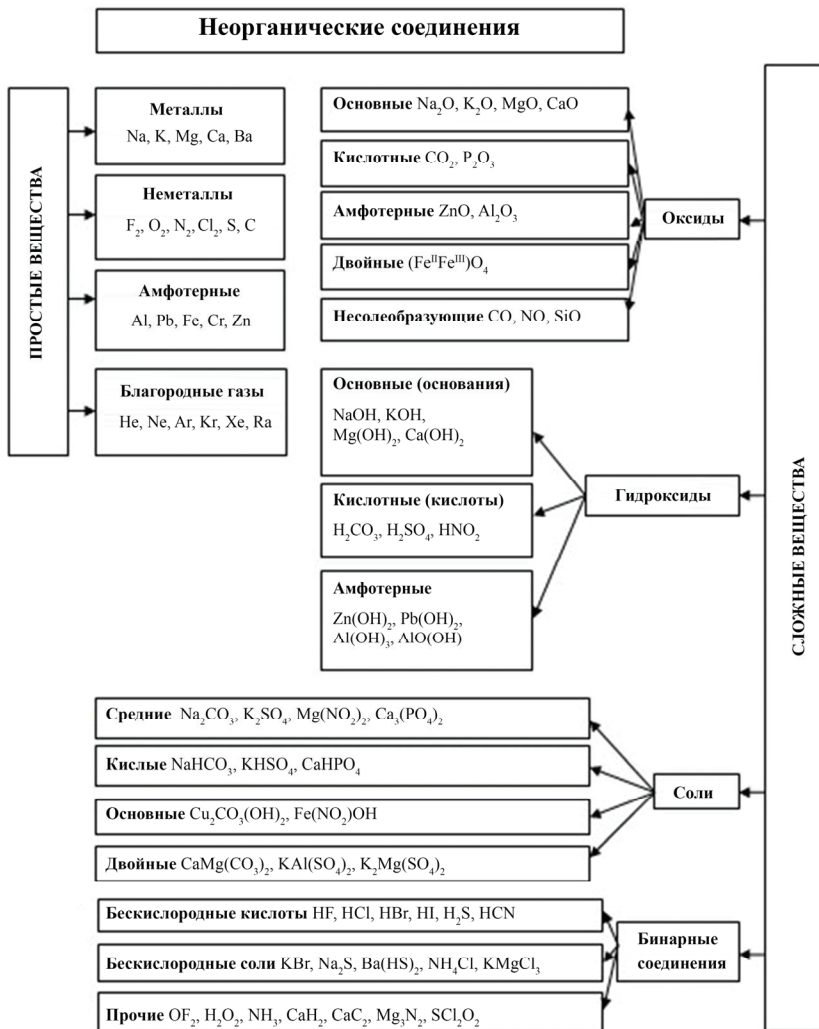
Соединения элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна (–II), называются **оксидами**. К оксидам не относятся фториды кислорода и пероксиды, где у кислорода другие степени окисления. Оксиды можно разделить на солеобразующие, дальнейшая классификация которых ведется по характеру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

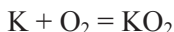
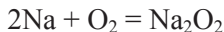
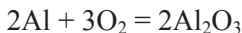
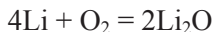
Из простых соединений – оксидов, гидроксидов, солей, бинарных соединений – могут образоваться более сложные. Такие соединения называют комплексными (или координационными) соединениями или просто комплексами.



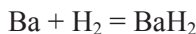
Химические свойства простых веществ

Реакции металлов

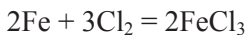
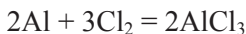
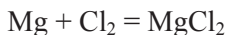
1) с кислородом



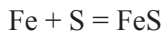
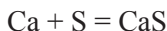
2) с водородом



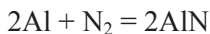
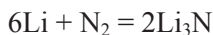
3) с галогенами



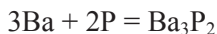
4) с серой



5) с азотом



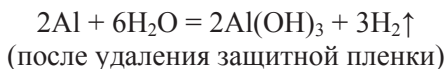
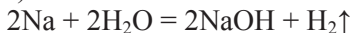
6) с фосфором



7) с углеродом



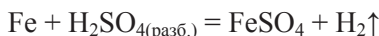
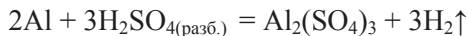
8) с водой (жидкой)



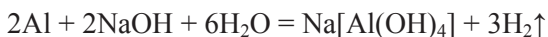
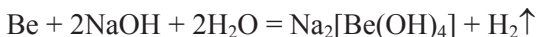
9) с водяным паром (при высокой температуре)



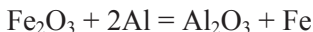
10) с кислотами



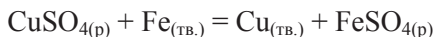
11) со щелочами (металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды)



12) с оксидами

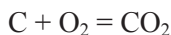
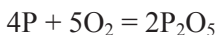
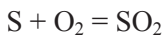


13) с солями

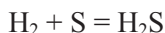


Реакции неметаллов

1) с кислородом (не реагируют хлор, бром, благородные газы)



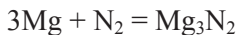
2) с водородом (не реагируют кремний, фосфор, мышьяк)



3) с другими неметаллами



4) с металлами



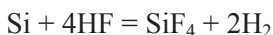
5) с водой



6) со щелочами



7) с кислотами



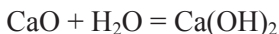
8) с солями



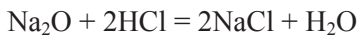
Химические свойства сложных веществ

Реакции основных оксидов

1) с водой (оксиды щелочных и щелочно-земельных элементов)



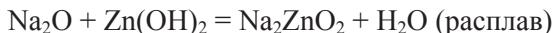
2) с кислотами



3) с кислотными оксидами



4) с амфотерными гидроксидами



Реакции кислотных оксидов

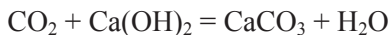
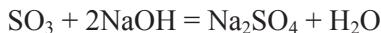
1) с водой (исключение – SiO_2)



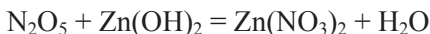
2) с основными оксидами



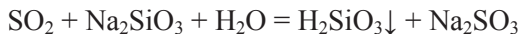
3) с основаниями



4) с амфотерными гидроксидами



5) с солями



Реакции амфотерных оксидов

1) с основными оксидами



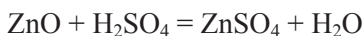
2) с кислотными оксидами



3) с основаниями

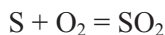
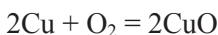


4) с кислотами

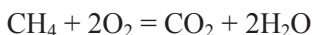


Способы получения оксидов

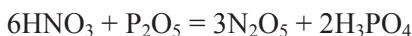
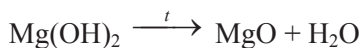
1) взаимодействие простых веществ с кислородом



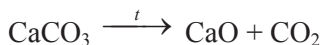
2) взаимодействие сложных веществ с кислородом



3) дегидратация гидроксидов

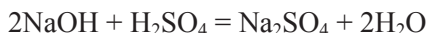


4) термическое разложение солей



Реакции оснований

1) с кислотами



2) с кислотными оксидами



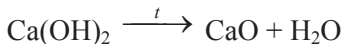
3) с амфотерными гидроксидами (только щелочи)



4) с амфотерными оксидами (только щелочи)

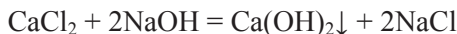


5) термическое разложение (нерастворимые основания и гидроксид лития)

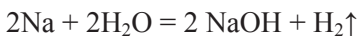


Способы получения оснований

1) взаимодействие щелочи с растворимой солью соответствующего металла

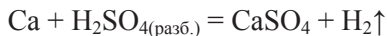
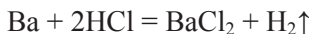


2) взаимодействие металлов или их оксидов с водой



Реакции кислот

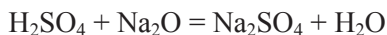
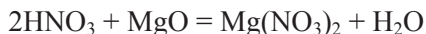
1) с металлами



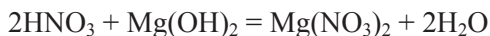
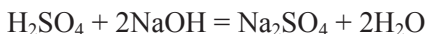
2) с неметаллами



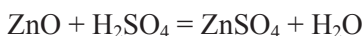
3) с основными оксидами



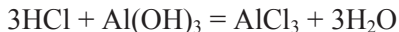
4) с основаниями



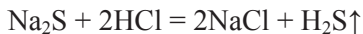
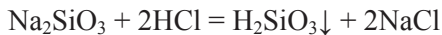
5) с амфотерными оксидами



6) с амфотерными гидроксидами



7) с солями

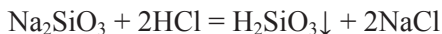


Способы получения кислот

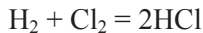
1) взаимодействие кислотных оксидов с водой



2) реакция между кислотой и солью

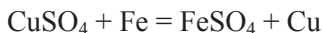


3) из простых веществ

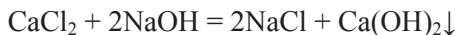


Реакции солей

1) с металлами



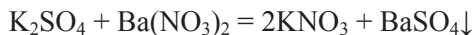
2) с щелочами



3) с кислотами

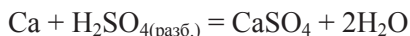


4) с солями

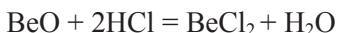
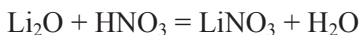


Способы получения солей

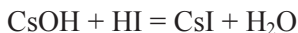
1) действие растворов кислот на металлы



2) взаимодействие основного или амфотерного оксида и кислоты



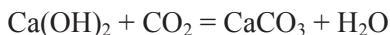
3) взаимодействие кислоты и основания (или амфотерного гидроксида)



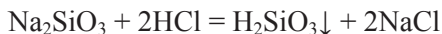
4) взаимодействие кислотного и основного или амфотерного оксидов



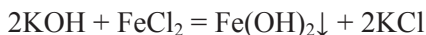
5) реакции между основаниями и кислотными оксидами



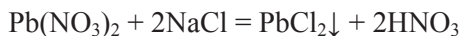
6) действие кислоты на соль



7) взаимодействие щелочей с солями



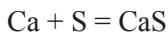
8) обменные реакции между двумя солями



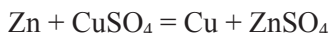
9) термическое разложение соли другой кислоты



10) взаимодействие металла и неметалла



11) вытеснение металла из раствора его соли



6. Окислительно-восстановительные и обменные реакции

Учащийся 9 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	отдаёт 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^-	$\text{NO}_{2(\text{r})}$
Разбавленная HNO_3		$\text{NO}_{(\text{r})}$
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:

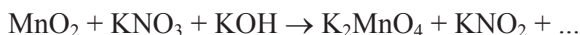
Si B Te Ge H P As I Se C S Br Cl N O F

Примеры окислителей и восстановителей

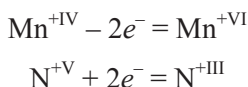
Окислители	Окислители и восстановители	Восстановители
FeCl ₃	S и другие неметаллы	Al, Ca и другие металлы
H ₂ SO ₄	SO ₂	H ₂ S и сульфиды
HNO ₃	KNO ₂	K ₂ SO ₃
K ₂ Cr ₂ O ₇	HCl	KI
KClO ₃	H ₂ O ₂	NH ₃
KMnO ₄		
O ₂ , F ₂		

Метод электронного баланса

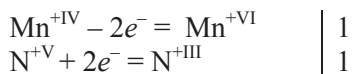
- записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые понижают и повышают степени окисления и записывают их отдельно:



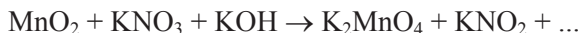
- составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда:



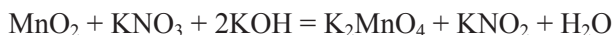
- находят наименьшее общее кратное чисел переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакции так, чтобы суммарное число принятых и отданных электронов стало равным нулю:



- проставляют полученные коэффициенты в схему реакции:



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



Важнейшие величины для проведения расчетов на основе формул и уравнений реакций

Относительная атомная масса (A_r)	показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше 1/12 массы атома углерода-12
Относительная молекулярная масса (M_r)	равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав данного вещества в соответствии с его химической формулой
Количество вещества	величина, пропорциональная числу формульных единиц (условных частиц, состав которых соответствует приведенной химической формуле вещества), находящихся в данной порции вещества
Моль (единица измерения количества вещества)	отвечает порции вещества, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ его частиц – число Авогадро, $\{N_A\}$
Молярная масса (M_B , г/моль)	масса 1 моль вещества в граммах (численно совпадает с молекулярной массой вещества)

Соотношения между величинами

Атомная масса (относительная) элемента В, $A_r(B)$	$A_r(B) = m(\text{атома В}) / m_u$, где $m(\text{атома В})$ – масса атома элемента В, m_u – атомная единица массы $m_u = 1/12 m(\text{атома } ^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-24}$ г
Количество вещества В, $n(B)$, моль	$n(B) = N(B) / N_A$, где $N(B)$ – число частиц В, N_A – постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Молярная масса вещества В, $M(B)$, г/моль	$M(B) = m(B) / n(B)$, где $m(B)$ – масса В
Молярный объем газа В, V_M , л/моль	$V_M = V(\text{газа В}) / n(\text{газа В}) = 22,4$ л/моль при нормальных условиях (н.у.) (следствие из закона Авогадро)
Плотность газообразного вещества В по водороду, D (газа В по H_2)	$D(\text{газа В по } H_2) = M(B) / 2$
Плотность газообразного вещества В по воздуху, D (газ В по воздуху)	$D(\text{газа В по воздуху}) = M(B) / 29$
Массовая доля элемента Э в веществе В, $w(Э)$	$w(Э) = m(Э) / m(B) = x \cdot A_r(Э) / M_r(B) =$ $= x \cdot M(Э) / M(B)$, где x – число атомов Э в формуле вещества В

Нормальные физические условия

Нормальное атмосферное давление

$$p = 101325 \text{ Па (1 атм)}$$

Нормальная термодинамическая температура

$$T = 273,15 \text{ К (или температура Цельсия } t = 0 \text{ °С)}$$

СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ

Закон сохранения массы веществ:

Масса веществ, вступивших в реакцию (реагентов) всегда равна массе веществ, получившихся в результате реакции (продуктов)

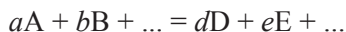
Закон постоянства состава веществ:

Каждое чистое вещество, независимо от способа получения, всегда имеет один и тот же состав и свойства

Закон Авогадро:

В равных объемах газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул

Для химической реакции



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

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

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

Следствие из закона Авогадро: **объемные отношения газов**, участвующих в химической реакции, равны отношениям соответствующих стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции.

7. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная. Гидролиз

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

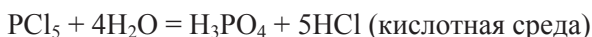
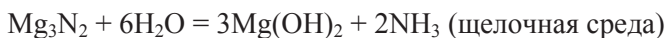
При присоединении протона H^+ к молекуле воды образуется катион оксония (гидроксония) H_3O^+ .

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

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

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

Необратимый гидролиз бинарных соединений



Обратимый гидролиз солей

Соль		Гидролиз	Среда
сильного основания	сильной кислоты	–	нейтральная
$NaCl = Na^+ + Cl^-$ $Na^+ + H_2O \neq$ $Cl^- + H_2O \neq$			
сильного основания	слабой кислоты	по аниону	щелочная
$Na_2S = 2Na^+ + S^{2-}$ $Na^+ + H_2O \neq$ $S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$			
слабого или малорастворимого основания	сильной кислоты	по катиону	кислотная
$ZnCl_2 = Zn^{2+} + 2Cl^-$ $Cl^- + H_2O \neq$ $Zn^{2+} + H_2O \rightleftharpoons ZnOH^+ + H^+$			
слабого или малорастворимого основания	слабой кислоты	по катиону и аниону	нейтральная, кислотная или щелочная
$NH_4(CH_3COO) = NH_4^+ + CH_3COO^-$ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$			

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

Среда в растворах кислых солей

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

8. Основные представления о растворах

Учащийся 9 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 $m(B)$ к массе раствора $m(p)$. Это безразмерная величина, иногда ее выражают в процентах.

Соотношения между величинами, характеризующими раствор

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

Приготовление растворов

Разбавление раствора водой	масса растворенного вещества не изменяется [$m'(B) = m(B)$], а масса раствора увеличивается на массу добавленной воды: $[m'(p) = m(p) + m(\text{H}_2\text{O})]$
Выпаривание воды из раствора	масса растворенного вещества не изменяется: [$m'(B) = m(B)$], а масса раствора уменьшается на массу выпаренной воды: $[m'(p) = m(p) - m(\text{H}_2\text{O})]$
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

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

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.

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

ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ (С РЕШЕНИЯМИ)

Задача 1.

Установите молекулярную формулу кристаллогидрата серосодержащей соли $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z \cdot q\text{H}_2\text{O}$ 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:

$$M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

Находим массовую долю серы:

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

Находим отношение:

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

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

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

Удвоим результат, чтобы получить целые числа:

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

Молекулярная формула соли $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Ответ: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Задача 2.

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;

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

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:

$$\begin{aligned} m(\text{FeSO}_4)/M(\text{FeSO}_4) &= n(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \\ &= m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})/M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}). \end{aligned}$$

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

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

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

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

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

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

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.

Задача 3.

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:

$$w'(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/\{V'(p) \times \rho'\}.$$

Для концентрированного раствора:

$$w''(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m''(p).$$

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

$$w''(\text{NaOH}) \times m''(p) = m(\text{NaOH}) = w'(\text{NaOH}) \times V'(p) \times \rho.$$

Отсюда:

$$w''(\text{NaOH}) = w'(\text{NaOH}) \times V'(p) \times \rho' / m''(p) = 0,25 \times 500 \times 1,25 / 400 = 0,39 = 39\%$$

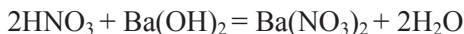
Ответ: 39%

Задача 4.

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):

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

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

Ответ: 360 мл.

Задача 5.

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:

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

Отсюда:

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

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

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

Ответ: объем гелия равен 224 л

Задача 6.

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: период 3, число валентных электронов 5

Задача 7.

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 8.

Определите в катионе аммония степень окисления и валентность для атома азота, число связей, образованных по донорно-акцепторному механизму и число π -связей.

Решение.

Формула катиона аммония: NH_4^+

Степень окисления Н (+I). Найдим степень окисления N:

$$x + 4 \cdot (+1) = +1; x = -4 \cdot (+1) + 1 = -3;$$

степень окисления азота (-III)

Валентность атома азота равна 4, поскольку в катионе аммония атом азота с атомами водорода связан 4 ковалентными связями.

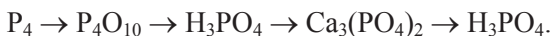
По определению, образование связей по донорно-акцепторному механизму происходит при перекрывании свободной АО одного атома с АО другого атома, на которой имеется пара электронов. В катионе аммония одна из связей образуется по этому механизму. Азот – донор пары электронов ($2s^2$), а катион водорода – акцептор этой пары, так как имеет свободную АО.

π -связь входит в состав кратной связи, а кратные связи в катионе аммония отсутствуют.

Ответ: степень окисления азота -III; валентность азота равна 4, число связей 4, кратные связи в катионе аммония отсутствуют.

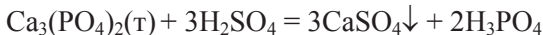
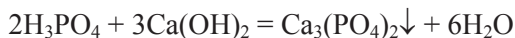
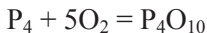
Задача 9.

Напишите уравнения реакция, необходимых для осуществления цепочки превращений



Решение.

Составим уравнения реакций:



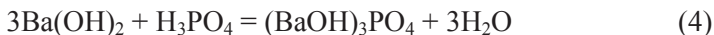
Растворимость сульфата кальция меньше чем растворимость ортофосфата кальция; в разбавленном водном растворе ортофосфорная кислота слабее серной кислоты.

Задача 10.

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):

$$n(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = n\text{Ba}(\text{OH})_2 = 0,0045 \text{ моль}$$

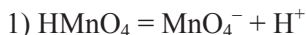
$$\begin{aligned} m(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) &= n(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) \cdot M(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = \\ &= 0,0045 \cdot 331 = 1,49 \text{ г} \approx 1,5 \text{ г} \end{aligned}$$

Задача 11.

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

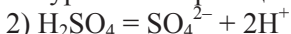
1) HMnO_4 2) H_2SO_4 3) NaOH 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

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.

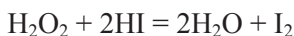
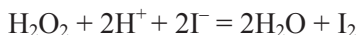
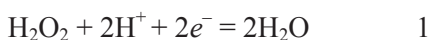
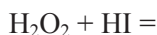
По уравнению реакции: $c(\text{OH}^-) = 2c(\text{BaOH}) = 0,04$ моль/л

Задача 12.

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:

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

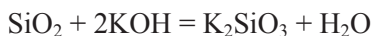
Отсюда: $m(\text{I}_2) = M(\text{I}_2) \cdot n(\text{H}_2\text{O}_2) = 254 \cdot 0,03 = 7,62$ г

Задача 13.

Песок массой 4 кг сплавил 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:

$$\begin{aligned} n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ теор.}) &= n(\text{SiO}_2) = m(\text{SiO}_2) / M(\text{SiO}_2) = \\ &= w(\text{SiO}_2) \cdot m(\text{песка}) / M(\text{SiO}_2) = 0,9 \cdot 4000 / 60 = 60 \text{ моль} \\ n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ практ.}) &= m(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ практ.}) / M(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 7640 / 154 = 49,61 \text{ моль} \\ \eta(\text{K}_2\text{SiO}_3) &= n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ практ.}) / n(\text{K}_2\text{SiO}_3 \text{ теор.}) = 49,61 / 60 \text{ моль} = \\ &= 0,827 = 82,7\% \end{aligned}$$

Ответ: выход метасиликата калия равен 82,7%

Задача 14.

При обжиге 320 г пирита получен газ, 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:



По уравнению реакции (2): $n(\text{NaOH}) / 2 = n(\text{Na}_2\text{SO}_3) / 1$

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = \\ &= w(\text{NaOH}) \cdot V(\text{р NaOH}) \cdot \rho(\text{р NaOH}) / M(\text{NaOH}) = \\ &= 0,25 \cdot 1000 \cdot 1,28 / 40 = 8 \text{ моль} \end{aligned}$$

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

$$N(\text{S}) = N(\text{Na}_2\text{SO}_3) = n(\text{Na}_2\text{SO}_3) \cdot N_A$$

Число молекул FeS_2 в два раза меньше числа атомов S.

Следовательно: $n(\text{FeS}_2) \cdot 2 = N(\text{FeS}_2) = N(\text{S}) / 2 = n(\text{Na}_2\text{SO}_3) \cdot 1$

$$\begin{aligned} m(\text{FeS}_2) &= M(\text{FeS}_2) \cdot n(\text{FeS}_2) = M(\text{FeS}_2) \cdot n(\text{Na}_2\text{SO}_3) / 2 = \\ &= M(\text{FeS}_2) \cdot n(\text{NaOH}) / 2 \cdot 2 = 120 \cdot 8 / 4 = 240 \text{ г} \end{aligned}$$

$$m(\text{примесей}) = m(\text{пирита}) - m(\text{FeS}_2) = 320 - 240 = 80 \text{ г}$$

$$w(\text{примесей}) = m(\text{примесей}) / m(\text{пирита}) = 80 / 320 = 0,25 = 25\%$$

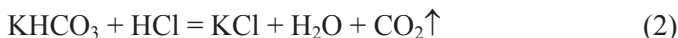
Ответ: содержание примесей в пирите равно 25%

Задача 15.

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:

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

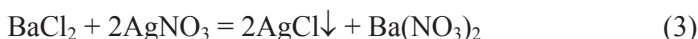
Ответ: массовая доля гидрокарбоната калия в смеси $\approx 37\%$

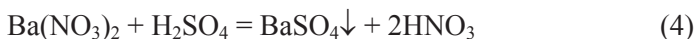
Задача 16.

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:

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

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

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 .

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

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

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

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

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

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

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

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

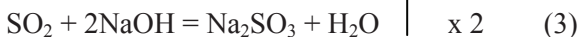
$$w(\text{KBr}) = m(\text{KBr}) / m(\text{смеси}) = 2,38 / 7,71 = 0,3087 = 30,87\% \approx 30,9\%$$

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

Задача 17.

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:

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

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

По определению количества вещества:

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

По определению массовой доли вещества в растворе:

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

Отсюда:

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

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

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

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

Задача 18.

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:

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

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

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:

$$n(\text{ZnSO}_4) = n(\text{Zn}) = 0,25 \text{ моль}$$

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

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: $m(\text{ZnS}) = 24,25 \text{ г}$; $m(\text{BaSO}_4) = 58,25 \text{ г}$

Задача 19.

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 ($\rho = 1 \text{ г/мл}$), 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:

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

Отсюда:

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

Ответ: объем сульфата меди равен 4,8 л

Задача 20.

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:

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

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

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

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

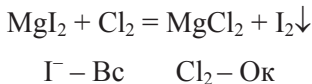
Ответ: массовую долю (%) оксида меди(II) в исходной смеси равна 45%

Задача 21.

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]

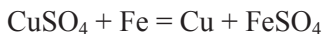
Ответ: объем (л, н.у.) прореагировавшего хлора равен 2,8 л

Задача 22.

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 $n(\text{CuSO}_4)$

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

$$\begin{aligned} n''(\text{CuSO}_4) &= m''(\text{CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) = \\ &= w''(\text{CuSO}_4) \cdot m''(\text{p, CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) = 0,2 \cdot 250 / 160 = 0,31 \text{ моль} \end{aligned}$$

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

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

Задача 23.

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:

$$n_1(\text{H}_2) / 1 = n(\text{Mg}) / 1$$

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

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

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

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

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

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

Обозначим:

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

Решим систему уравнений с двумя неизвестными.

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

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

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

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

$$w(\text{Al}) = m(\text{Al}) / m(\text{смеси}) = M(\text{Al}) \cdot n(\text{Al}) / m(\text{смеси}) =$$

$$= 27 \cdot 0,15 / 10,3 = 0,39 = 39\%$$

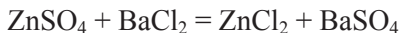
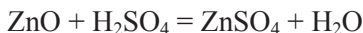
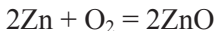
Ответ: массовая доля (%) алюминия в исходной смеси равна 39%

Задача 24.

Составьте уравнения реакций, отвечающих схеме превращений



Решение.



Задача 25.

Рассчитайте массовую долю выхода продукта (%), если при электролизе расплава 42,5 г LiCl на аноде выделилось 9,52 л хлора (н.у.).

Решение.



По уравнению реакции :

$$n_1(\text{Cl}_2)_{\text{теор}} = 0,5n(\text{LiCl}) = 0,5 \cdot 42,5 / 42,5 = 0,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{Cl}_2)_{\text{практ}} = V(\text{Cl}_2) / V_M = 9,52 / 22,4 = 0,425 \text{ моль}$$

По определению массовой доли выхода продукта:

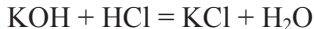
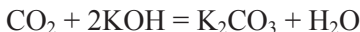
$$\eta = n(\text{Cl}_2)_{\text{практ}} / n(\text{Cl}_2)_{\text{теор}} = 0,425 / 0,5 = 0,85 = 85\%$$

Ответ: массовая доля выхода продукта 85%

Задача 26.

Составьте уравнения не менее 4 реакций, которые могут протекать между следующими веществами в водном растворе: карбонат кальция, диоксид углерода, гидроксид калия, хлороводородная кислота.

Ответ:



Задача 27.

Аммиак объемом 2,24 л (н.у.) растворили в 20 мл 10%-ной серной кислоты (плотность 1,070 г/мл). Вычислите массовую долю сульфата аммония в конечном растворе.

Решение.



Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) / 1 = n\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} / 1 = n(\text{NH}_3) / 2$$

Согласно определению количества вещества и массовой доли вещества в растворе запишем:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= w(\text{p}, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p}, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{p}, \text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= 0,1 \cdot 20 \cdot 1,070 / 98 = 0,022 \text{ моль} \end{aligned}$$

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

Аммиак в избытке, расчёт по серной кислоте

$$m\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = M\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} \cdot n\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = 132 \cdot 0,022 = 2,9 \text{ г}$$

$$\begin{aligned} m(p) &= V(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(p, \text{H}_2\text{SO}_4) + m(\text{NH}_3) = \\ &= 20 \cdot 1,070 + 0,022 \cdot 2 \cdot 17 = 22,15 \end{aligned}$$

$$w\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = m\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} / m(p) = 2,9 / 22,15 = 0,13$$

Ответ: массовая доля сульфата аммония в конечном растворе 0,13.

Задача 28.

Определите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 3,36 л аммиака (н.у.) с 10 мл 20%-ной серной кислоты (плотность 1,070 г/мл).

Решение.



Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) / 1 = n\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} / 1 = n(\text{NH}_3) / 2$$

Согласно определению количества вещества и массовой доли вещества в растворе запишем:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = w(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(p, \\ &\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 10 \cdot 1,070 / 98 = 0,022 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$n(\text{NH}_3) = V(\text{NH}_3) / V_M = 3,36 / 22,4 = 0,15 \text{ моль}$$

Аммиак в избытке, расчёт по серной кислоте

$$m\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = M\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} \cdot n\{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\} = 132 \cdot 0,022 = 2,9 \text{ г}$$

Ответ: масса сульфата аммония равна 2,9 г

Задача 29.

Образец доломита массой 10,4 г поместили в сосуд с 200 мл 20%-ной серной кислоты (плотностью 1,14 г/мл). Выделилось 4,48 л газа (н.у.). Рассчитайте массовую долю $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ в образце.

Решение.

По уравнению реакции



$$n(\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2) / 1 = n(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = n(\text{CaSO}_4) / 1 = n(\text{MgSO}_4) = n(\text{CO}_2) / 2$$

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= w(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p, \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(p, \text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= 200 \cdot 0,2 \cdot 1,14 / 98 = 0,465 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

Серная кислота в избытке, расчет по диоксиду углерода.

$$\begin{aligned}w(\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2) &= m(\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2) / m(\text{образца}) = \\&= n(\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2) \cdot M(\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2) / m(\text{образца}) = \\&= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2) / 2 m(\text{образца}) = 0,2 \cdot 184 / 2 \cdot 20,4 = \\&= 0,90 = 90\%\end{aligned}$$

Ответ: массовая доля $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ в образце составляет 90%

Задача 30.

Через 100 г 5,6%-го раствора гидроксида калия пропустили 224 л оксида серы(IV). Определите массовую долю образовавшейся соли в растворе.

Решение.

$$n(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{р, KOH}) / M(\text{KOH}) = 0,056 \cdot 100 / 56 = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(\text{SO}_2) = 10 \text{ моль (избыток)}$$



По уравнению реакции запишем:

$$n(\text{SO}_2) = n(\text{KOH}) = n(\text{KHSO}_3)$$

$$m(\text{SO}_2) / M(\text{SO}_2) = m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = m(\text{KHSO}_3) / M(\text{KHSO}_3)$$

$$m(\text{KHSO}_3) = M(\text{KHSO}_3) \cdot m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = 120 \cdot 5,6 / 56 = 12 \text{ г}$$

$$m(\text{SO}_2) = M(\text{SO}_2) \cdot m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = 64 \cdot 5,6 / 56 = 6,4 \text{ г}$$

$$\begin{aligned}w(\text{KHSO}_3) &= m(\text{KHSO}_3) / m(\text{р, KHSO}_3) = \\&= m(\text{KHSO}_3) / [m(\text{р, KOH}) + m(\text{SO}_2)] = 12 / (100 + 6,4) = 0,113\end{aligned}$$

Ответ: массовая доля образовавшейся соли KHSO_3 равна 0,113

**ПРИМЕР БИЛЕТА ОТБОРОЧНОГО ТУРА
«МИСИС ЗАЖИГАЕТ ЗВЕЗДЫ»**

1. Напишите электронные формулы атомов и ионов а) N и N^{3+} в) C и C^{4-} . Сравните их и укажите различия в строении этих частиц. (15 баллов).

Решение.

а) По Периодической системе элементов определяем порядковый номер атома азота: $Z(N) = 7$. Общее число электронов будет равно общему числу протонов и равно порядковому номеру элемента.

Составляем полную и сокращенную формулу для атома азота.



Азот находится в VA-группе, поэтому на внешнем энергетическом уровне у него находятся 5 электронов.

У иона N^{3+} 3 электронов не хватает, поэтому надо снять электроны 2p- подуровня, поэтому полная и сокращенная формула для этого иона будет иметь вид



б) По Периодической системе элементов определяем порядковый номер атома углерода: $Z(N) = 6$. Общее число электронов будет равно общему числу протонов и равно порядковому номеру элемента.

Составляем полную и сокращенную формулу для атома азота.



Азот находится в IVA-группе, поэтому на внешнем энергетическом уровне у него находятся 4 электронов.

У иона C^{4-} присутствует 4 лишних электронов, поэтому надо добавить электроны на 2p-подуровень, тогда полная и сокращенная формула для этого иона будет иметь вид



2. Определите степени окисления элементов в соединениях, назовите их. К какому типу неорганических веществ относятся эти соединения и какими химическими свойствами обладают?

$CaCO_3$, P_2O_5 , K_2SO_3 , HNO_3 . (25 баллов).

Решение.

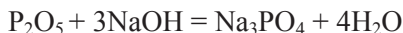
$CaCO_3$ – Ca(с.о. +II), C(с.о. +IV) O(с.о. –II) карбонат кальция, средняя соль. Нерастворимая соль.

Карбонаты соли вступают в реакции обмена в водном растворе с другими солями, кислотами:



P_2O_5 P(с.о. +V), O(с.о. -II) оксид фосфора(V) или диоксид пентафосфора, кислотный оксид. К кислотным оксидам относятся соединения неметаллов и кислорода со степенью окисления -II.

Кислотные оксиды взаимодействуют с основными гидроксидами и с основаниями:



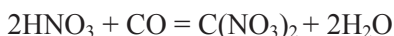
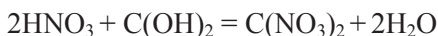
Кислотные оксиды реагируют с водой, образуя кислотный гидроксид (кислоту)



K_2SO_3 K(с.о. +I), S(с.о. +IV) O(с.о. -II) сульфит калия, средняя соль

HNO_3 H(с.о. +I), N(с.о. +V) O(с.о. -II) азотная кислота, кислотный гидроксид или кислота. Азотная кислота хорошо растворима в воде, изменяет окраску синего лакмуса (индикатора) на красный. Среда кислотная.

Кислоты взаимодействуют с металлами, с основными гидроксидами и оксидами.



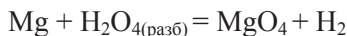
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения.

магний → сульфат магния → гидроксид магния → оксид магния

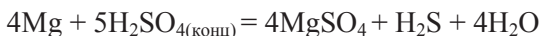
Рассчитайте количество (моль) оксида магния, полученного из 4,8 г магния. (20 баллов)

Решение.

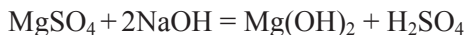
Магний – сильный восстановитель в ряду электрохимического напряжения металлов стоит до водорода и вытесняет водород из разбавленных растворов кислот:



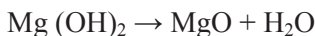
если серная кислота концентрированная, то кроме сульфата магния будет выделяться сероводород.



Для получения нерастворимого гидроксида магния необходимо добавить к сульфату магния сильное основание – щелочь:



При нагревании возможно разложения гидроксида магния на оксид магния и воду:



Решение задачи:

Из уравнений реакций следует:

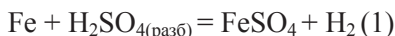
$$\begin{aligned} n(\text{Mg}) &= n(\text{Mg SO}_4) = n(\text{Mg}(\text{OH})_2) = n(\text{MgO}) = m(\text{Mg}) / M(\text{Mg}) = \\ &= 4,8 / 24 = 0,2 \text{ моль} \end{aligned}$$

Ответ: количество (моль) оксида магния 0,2 моль.

4. Железо, массой 5,6 г, растворили в разбавленной серной кислоте. К полученному раствору добавили 168 г 5% раствора гидроксида калия. Определите массу (г) полученного осадка. **(20 баллов)**

Решение.

Записываем уравнения реакций:



По определению количество вещества можно выразить как отношение массы вещества к его молярной массе. Рассчитываем количество железа по уравнению (1).

$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe}) = 5,6 / 56 = 0,1$ моль, из уравнения понятно, что количество железа равно количеству сульфата железа(II).

Надо найти количество гидроксида калия. Массовая доля равна отношению массы вещества к массе раствора. Из этой формулы находим массу гидроксида калия.

$$w(\text{KOH}) = m(\text{KOH}) / m_p(\text{KOH}) ;$$

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m_p(\text{KOH}) = 168 \cdot 0,05 = 8,4 \text{ г}$$

Зная массу гидроксида калия, можно найти количество этого вещества:

$$n(\text{KOH}) = m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = 8,4/56 = 0,15 \text{ моль}$$

Сравнивая количества реагентов в уравнении (2), становится понятно, что гидроксид калия взят в избытке, поэтому расчет следует вести по недостатку, т.е. по сульфату железа(II).

$$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{Fe(OH)}_2) = 0,1 \text{ моль.}$$

Теперь можно найти массу гидроксида железа(II)

$$m(\text{Fe(OH)}_2) = n(\text{Fe(OH)}_2) \cdot M(\text{Fe(OH)}_2) = 0,1 \cdot 90 = 9 \text{ г.}$$

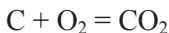
Ответ: масса (г) полученного осадка гидроксида железа(II) 9 г.

5. При сжигании в токе кислорода образца стали массой 50 г образовался 1 л диоксида углерода (н.у.). Определите массовую долю (%) углерода в стали. (20 баллов)

Решение.

В промышленности чаще всего используют не чистые металлы, а их смеси, называемые сплавами. В сплавах свойства одних компонентов удачно дополняют свойства другого. Сплавы железа с углеродом (и с добавками других металлов) – это известные чугун и сталь.

Записываем уравнение реакции:



Для газообразного вещества можно выразить количество по формуле:

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_M = 1/22,4 = 0,045 \text{ моль}$$

Определяем массу прореагировавшего углерода

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{C}) = 0,045 \text{ моль}$$

Зная количество углерода можно найти его массу:

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,045 \cdot 12 = 0,54 \text{ г.}$$

Определяем массовую долю (%) углерода в стали:

$$w(\text{C}) = m(\text{C}) / m(\text{стали}) = 0,54/50 = 0,01 \cdot 100\% = 1\%.$$

Ответ: массовую долю (%) углерода в стали 1%.

ПРИМЕР БИЛЕТА ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНОГО ТУРА ОЛИМПИАДЫ «МИССИС ЗАЖИГАЕТ ЗВЕЗДЫ»

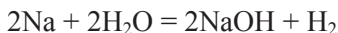
1. (10 баллов) Запишите электронные формулы для элементов №11, 2, 15. Какие химические свойства проявляют эти элементы?

Решение.

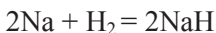
В Периодической системе под номером 2 находится элемент гелий He; под номером 11 – элемент натрий Na; под номером 15 – элемент фосфор P.

Гелий He – находится в VIIIА группе, относится к инертным газам, его молекула состоит из одного атома. Его электронная формула $1s^2$.

Натрий Na – находится в IA группе, щелочной металл. Его электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Исходя из строения атома, Na относится к s-элементам. Все щелочные металлы – сильные восстановители. Натрий является одним из самых активным металлами, соединяются почти со всеми неметаллами. На воздухе натрий быстро окисляется, поэтому его хранят под слоем керосина. Бурно реагирует с водой, образуя гидроксид натрия и водород.



С водородом при нагревании образует гидрид NaH

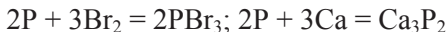


В соединениях преобладает преимущественно ионная связь.

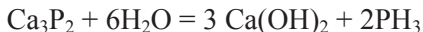
Фосфор P – находится в VA группе, типичный неметалл. Относится к p-элементам. Его электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Наиболее устойчивой степенью окисления является +V. У фосфора существует несколько аллотропных модификаций. Наиболее подробно изучено строение белого фосфора. Он имеет молекулярную кристаллическую решетку. Его молекулы четырехатомны (P_4) и имеют форму правильной пирамиды (тетраэдра). Каждый атом фосфора находится в одной из вершин тетраэдра и связан тремя σ -связями. С другими тремя атомами. Как все вещества с молекулярной кристаллической решеткой белый фосфор легко плавится и летуч. Он хорошо растворяется в органических растворителях.

Фосфор соединяется со многими простыми веществами – кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами, проявляя окислительные и восстановительные свойства.

Примеры:

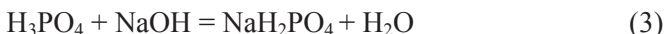
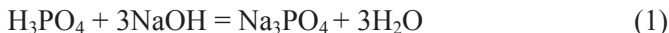


Соединения фосфора с металлами называются фосфидами, они легко разлагаются водой с образованием фосфина PH_3 – очень ядовитого газа с чесночным запахом



2. (10 баллов) Какая соль получится при взаимодействии 98 г H_3PO_4 с 40 г гидроксида натрия? Назовите эту соль.

Решение. Взаимодействие кислоты и основания идет по реакции нейтрализации, но т.к. даны массы обоих реагентов, то по соотношениям количеств веществ можно определить какая соль ортофосфорной кислоты получится – средняя соль или одна из кислых солей. Возможно протекание следующих реакций:



Находим количества ортофосфорной кислоты и гидроксида натрия:

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{H}_3\text{PO}_4) / M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/98 = 1 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 40 / 40 = 1 \text{ моль}$$

В связи с тем, что соотношение количеств веществ 1:1 взаимодействие компонентов идет по уравнению (3) и в результате реакции образуется кислая соль – NaH_2PO_4 (дигидрофосфат натрия).

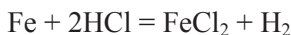
Ответ: в результате реакции образуется кислая соль – NaH_2PO_4 .

3. (15 баллов). Составьте уравнения реакций:

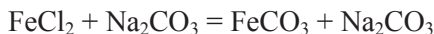
железо → хлорид железа(II) → карбонат железа(II) → хлорид железа(II)

Решение.

Железо сильный восстановитель



Для получения нерастворимого карбоната железа(II) лучше добавить соль угольной кислоты. Саму кислоту добавлять не следует, т.к. эта кислота является слабой кислотой.



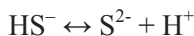
Хлорид железа(II) можно получить, действуя на карбонат железа сильной кислотой – хлороводородной кислотой, вытесняя анион слабой кислоты. При этом, т.к. угольная кислота является неустойчивой, она распадается на диоксид углерода и воду



4. (10 баллов). Определите среду в растворе: а) сероводорода; б) бромида калия; в) едкого кали.

Решение.

а) Сероводород H_2S в водном растворе является слабой кислотой, поэтому в растворе диссоциирует ступенчато



В водном растворе есть катионы водорода, поэтому среда будет кислой

б) Бромид калия KBr – средняя соль, растворимая. В растворе диссоциирует нацело.



Эта соль образована по реакции нейтрализации при взаимодействии сильного основания и сильной кислоты HBr . В растворе нет избытка ни гидроксид-ионов OH^- , ни катионов водорода H^+ . Среда в растворе будет нейтральная.

в) Едкий кали или гидроксид калия KOH является сильным основанием, щелочью, хорошо растворимым соединением. В водном растворе диссоциирует нацело, образуя катионы калия и гидроксид-ионы. Именно наличие гидроксид-ионов и придает щелочную среду раствору.

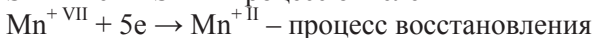
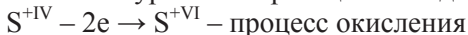
5. (10 баллов). Какими свойствами в окислительно-восстановительных реакциях обладает сульфит натрия? Приведите примеры таких реакций.

Решение.

Сульфит натрия Na_2SO_3 содержит серу в промежуточной степени окисления (+IV), поэтому в окислительно-восстановительных реакциях может быть и восстановителем, и окислителем. Однако для этого вещества более характерны восстановительные свойства.



Составим уравнение реакции методом электронного баланса



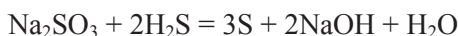
Число отданных и принятых электронов должно быть одинаково.

Находим наименьшее общее кратное и коэффициенты. Первое уравнение умножаем на 5, а второе – на 2. Расставляем коэффициенты и составляем уравнения, рассчитав коэффициенты перед формулами остальных веществ.

Молекулярное уравнение реакции имеет вид:



Окислительные свойства могут проявляться в реакции с сильным восстановителем, например, с сероводородом:



6. (10 баллов). Масса порции некоторого газа объемом 3,2 л составляет 9,16 г. Определите молярную массу этого газа.

Решение.

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

$$n(B) = m(B) / M(B)$$

$$n(B) = V(B) / V_M.$$

Зная объем газа находим количество этого газа $n(B) = V(B) / V_M = 3,2/22,4 = 0,143$ моль

Далее находим молярную массу газа $M(B) = m(B) / n(B) = 9,16/0,143 = 64$ г/моль

Ответ: молярная масса газа 64 г/моль

7. (15 баллов). Как можно получить хлорид натрия, если в Вашем распоряжении есть сульфат натрия, соляная кислота и гидроксид бария? Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций.

Решение.

Используем обменные реакции, которые проходят, если выпадает осадок, выделяется газ или образуется малодиссоциируемое соединение, например вода.



Сульфат бария выпадает в осадок. Надо отделить раствор от осадка и добавить к нему соляную кислоту.



8. (20 баллов). Смесь, массой 10,3 г, состоящая из меди, магния и алюминия, обработана избытком хлороводородной кислоты. При этом выделилось 4,48 л газа. Твердый осадок отфильтрован и высушен на воздухе. Его масса составила 6,4 г. Определите массовую долю (%) алюминия в исходной смеси.

Решение.

Составим уравнения реакций, лежащих в основе задачи:



Из уравнений реакций следует:

$$n_1(\text{H}_2) / 1 = n(\text{Mg}) / 1$$

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

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

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

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

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

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

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%

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

9 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. 3,81

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