

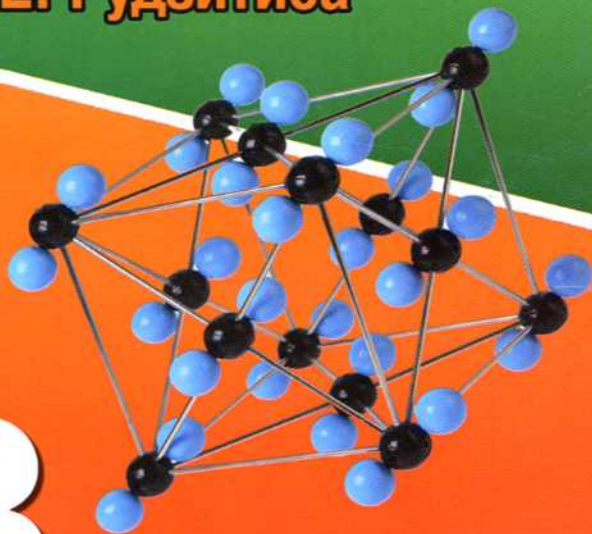
Новицкий

ВСЕ

ДОМАШНИЕ РАБОТЫ

**К УЧЕБНИКУ ПО ХИМИИ
ДЛЯ 8 КЛАССА**

Г. Е. Рудзитиса



ХИМИЯ
8
КЛАСС

А. Р. Новицкий

**Все домашние работы
к учебнику
по химии для 8 класса**

Г. Е. Рудзитиса



**МОСКВА
2012**

УДК 372/53
ББК 22.1 Англ. 72
Н21

Все домашние работы к учебнику по химии для 8 класса Г. Е. Рудзитиса — М.: — «ЛадКом». — 2012. — 192 с.

ISBN 978-5-91336-119-6

Пособие включает в себя ответы на все вопросы и задания учебника. Книга поможет при проверке и самостоятельном выполнении заданий учебника, как дома так и на уроке, а также при выполнении химических практикумов.

Пособие предназначено ученикам средней школы, их родителям и учителям, работающим по учебнику Г. Е. Рудзитиса «Химия. 8 класс».

© Издательство «ЛадКом», 2012

Введение

Дорогой друг!

Ты начинаешь изучение нового для себя естественнонаучного предмета «Химия». Это пособие поможет тебе усвоить его по учебнику Г.Е. Рудзитиса «Химия. Неорганическая химия. 8 класс» для общеобразовательных учреждений. Данное пособие включает в себя ответы на все упражнения учебника, а также сможет помочь тебе при выполнении химических практикумов. Материалы пособия размещаются по главам и параграфам.

Мы надеемся, что это пособие поможет тебе успешно усвоить и понять «Химию» как науку.

Удачи!

Глава I. Первоначальные химические понятия

§1—3

Вопрос 1.

Химия — это наука о веществах, их свойствах, превращениях веществ и явлениях, сопровождающих эти превращения.

Задачи химии:

1. Изучение веществ и их свойств, что дает возможность прогнозировать их использование в народном хозяйстве.

2. Получение различных веществ, в том числе с заранее заданными свойствами.

3. Разработка и использование новых источников энергии.

4. Охрана окружающей среды.

5. Освоение органических и неорганических источников сырья и энергии.

Значение химии:

1. В сельском хозяйстве — производство минеральных удобрений; средств защиты от вредителей, пищевых добавок к кормам и т. д.

2. В легкой промышленности — получение новых материалов, производство полимерных материалов, красок, лаков и т. д.

3. В тяжелой промышленности — получение металлов из руд, производство сталей и сплавов и т. д.

4. В пищевой промышленности — получение пищевых добавок, консервантов, красителей, ароматических добавок и т. д.

Продукты химической промышленности, используемые в повседневной жизни:

1. Лакокрасочные материалы, клея, чистящие и моющие средства.

2. Синтетические и искусственные материалы (капрон, пластмассы).

3. Лекарства.

4. Пищевые добавки, заменители сахара, красящие добавки.

Вопрос 2.

Вещество	Тело
Основной объект химии. Из веществ состоят все окружающие нас тела.	Тело — все, что имеет массу и объем. Тело состоит из веществ.
Вещество однородно по атомному и молекулярному составу, обладает строго определенными физическими и химическими свойствами	Может быть однородно и не однородно по своему составу. Его свойства зависят от веществ, входящих в его состав.
Пример: вода — бесцветное жидкое вещество без вкуса и запаха. t° кипения — 100°C , t° замерзания — 0°C ; также — медь, кислород, водород, сера и т. д.	Пример: капли дождя, иней, снег состоят из воды; также — гранит, свинцовая пуля, стол, машина и т. д.

Вопрос 3.

Вещества: железо, медь, капрон, ртуть, сахар.

Предметы: микрометр, напильник, нож.

Вопрос 4.

Вещества	Сходства	Различия
Поваренная соль и сахар	Белый кристаллический порошок, хорошо растворимый в воде	Соль — имеет соленый вкус. Сахар — имеет сладкий вкус.
Уксусная кислота и вода	Прозрачные жидкости	Уксусная кислота — имеет резкий запах, кислый вкус. Вода — не имеет запаха и вкуса.

Вопрос 5.

Характерные свойства	Медь	Сера
Электрическая проводимость	Есть	Нет
Теплопроводность	Есть	Нет
Металлический блеск	Есть	Нет
Цвет	Красный	Желтый
Плотность	Большая	Маленькая
Температура плавления	$\approx 1100^{\circ}\text{C}$	$\approx 119^{\circ}\text{C}$
Ковкость	Есть	Нет

Вопрос 6.

Разделение неоднородных (гетерогенных) смесей.

1. Отстаивание (частицы песка и глины в мутной воде; вещества с различной плотностью, не смешивающиеся друг с другом — вода и бензин);

2. Фильтрация (частицы песка и глины в мутной воде; растворимые и не растворимые в воде вещества — песок и сахар);

3. Действие магнита (отделение железа от немагнитных объектов);

Разделение однородных (гомогенных) смесей.

1. Выпаривание (выпаривание солей);

2. Кристаллизация (производство сахара, получение чистых веществ);

3. Дистилляция (получение дистиллированной воды, разделение жидких веществ с различными температурами кипения);

4. Хроматография

Вопрос 7.

а) Разделение спирта и воды осуществляется перегонкой. Метод основан на различии в температурах кипения этих жидкостей ($t_{\text{кипения воды}} = 100^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кипения спирта}} = 78^{\circ}\text{C}$).

б) Разделение смеси речного песка и сахара можно осуществить с помощью растворения с последующей фильтрацией. Метод основан на растворимости в воде сахара и нерастворимости песка. После фильтрования взвеси песка

в растворе сахара последний можно выделить из раствора методом кристаллизации.

в) Разделение медных и железных опилок можно осуществить с помощью обыкновенного магнита. Метод основан на различных магнитных свойствах этих двух веществ — медь, в отличие от железа, не притягивается магнитом. В результате медные опилки остаются.

г) Разделение воды и бензина осуществляется отстаиванием. Метод основан на различии в плотностях бензина и воды. Бензин легче воды и через некоторое время собирается на поверхности воды в виде отдельного слоя. После этого жидкости можно разделить при помощи делительной воронки.

Вопрос 8.

Нет, так как соль полностью растворяется в воде с образованием гомогенного раствора, а фильтр задерживает только нерастворимые в воде частицы (используется для разделения гетерогенных смесей).

Вопрос 9.

Выполнить последовательно:

1. Фильтрация. При этом учитывается хорошая растворимость в воде поваренной соли

и нерастворимость в воде песка. Таким образом, мы отделяем песок от раствора соли.

2. Выпаривание и конденсация испарившейся влаги. При этом используется различие в следующих физических свойствах:

Вода — жидкость с температурой кипения 100°C . При температуре менее 100°C водяной пар превращается обратно в жидкость.

Поваренная соль — твердое вещество, плавящиеся только при 800°C .

Таким образом, мы получаем кристаллы поваренной соли и, в отдельном сосуде, чистую воду.

Вопрос 10.

Примеры явлений	Значение этих физических и химических явлений в жизни и в деятельности человека
1. Физические: 1) Растворение 2) Кипение 3) Плавление	растворение соли или сахара в воде при приготовлении пищи кипение воды при приготовлении пищи, стерилизации медицинских инструментов выплавка металлов в металлургии таяние льда
2. Химические: 1) Реакция горения (окисления) 2) Окисление 3) Полимеризация	Горение топлива в домах (газ, дрова), в двигателях (бензин) и т. п. Ржавление железа Получение полимерных материалов (полиэтилен и т. п.)

Вопрос 11.

Физическим явлением не является: 3) горение бензина — так как при его горении образуется углекислый газ (оксид углерода) и вода.

Вопрос 12.

Условия возникновения химических реакций.

1. Приведение веществ в тесное соприкосновение (измельчение, перемешивание, растворение);

2. Нагревание веществ до определённой температуры.

Условия течения химических реакции.

1. Тесное соприкосновение реагирующих веществ (необходимо);

2. Нагревание (для начала реакции или ее поддержания).

Вопрос 13.

Не является химическим: 4) испарение воды — так как при этом вода переходит из жидкого состояния в газообразное.

§4—8

Вопрос 1.

Атомно-молекулярное учение развил и впервые применил в химии великий русский ученый

М. В. Ломоносов. Сущность учения Ломоносова можно свести к следующим положениям:

1. Утверждал что тела в природе состоят из корпускул (молекул)

2. Молекулы состоят из «элементов» (атомов).

3. Частицы — молекулы и атомы — находятся в непрерывном движении. Тепловое состояние тел есть результат движения их частиц.

4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ — из различных атомов.

Ломоносов объяснял многообразие веществ соединением разных атомов в молекулах и различным расположением атомов в них.

Через 67 лет после Ломоносова атомистическое учение в химии применил английский ученый Джон Дальтон. Однако, в отличие от Ломоносова, Дальтон отрицал существование молекул у простых веществ.

По Дальтону, простые вещества состоят только из атомов, и лишь сложные вещества — из «сложных атомов» (молекул). Вместе с тем Дальтон развивает атомно-молекулярное учение дальше, утверждая, что все атомы одного и того же элемента совершенно идентичны, например, имеют одинаковые массы.

Дальтон ввёл понятие атомного веса. На основе химических законов (закон кратных отношений, закон эквивалентов и закон постоянства состава) создал атомистическую теорию, основанную на количественных соотношениях, возникающих при взаимодействии между химическими элементами. Основы используются до сих пор. Открытие в XX веке изотопов и ядерных реакций внесло изменения в атомистическую теорию Дальтона.

Вопрос 2.

а) Молекулярное строение веществ подтверждают физические процессы, такие как диффузия, испарение, растворение веществ.

б) Атомарное строение молекул подтверждает химические реакции, при которых происходит образование новых веществ из исходных, при этом ядра атомов неизменны. Например, образование известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при взаимодействии оксида кальция с водой.

Вопрос 3.

Диффузия — процесс взаимного проникновения молекул одного вещества между молекулами другого, приводящий к самопроизвольному выравниванию их концентраций по всему занимаемому объёму.

Явление диффузии объясняется тем, что молекулы (атомы, частицы) находятся в непрерывном хаотическом движении и они находятся на некотором расстоянии друг от друга.

Примерами диффузии могут служить: распространение запахов, получение сплавов металлов, растворение веществ (сахара, соли) в воде.

Вопрос 4.

Атом — наименьшая химически неделимая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.

Атом не обладает составом и свойствами тех веществ, в состав которых входит. Некоторые вещества состоят только из атомов, например бор, кремний, алмаз. Атом не обязательно входит в состав молекулы.

Молекула — это электрически нейтральная частица, состоящая из двух или более атомов.

Молекула обладает составом и химическими свойствами вещества, в состав которого входит.

Вопрос 5.

Учение о молекулах содержит в себе два постулата:

1. Все тела состоят из молекул.
2. Молекулы находятся в непрерывном, хаотическом движении.

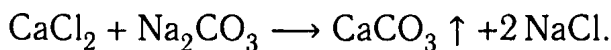
Следовательно, все физические явления обусловлены в той или иной степени взаимодействием молекул.

Испарение. Испарение наблюдается с поверхности жидкости. Возникает из-за того, что молекулы жидкости отрываются от ее поверхности. При увеличении температуры скорость движения молекул возрастает, и большее количество жидкости испаряется. При достижении температуры кипения *парообразование* наблюдается по всему объему жидкости — это *процесс кипения*.

Растворение. Растворение одного вещества в другом обусловлено тем, что молекулы одного вещества за счет хаотических движений проникают в межмолекулярные промежутки другого.

Вопрос 6.

В ходе химической реакции молекулы исходных веществ разрушаются, при этом образуются новые молекулы. Атомы в ходе химической реакции остаются неизменными, при этом эти же самые атомы входят в состав новых молекул. Например,



Молекула хлорида кальция CaCl_2 распадается, при этом атомы кальция участвуют в образовании нового вещества — карбоната кальция CaCO_3 .

Вопрос 7.

Вода — химическое вещество, прозрачная жидкость (при нормальных условиях). Молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода (рис. 10, стр. 15). При пропускании постоянного электрического тока через воду, молекулы воды распадаются на атомы, водород и кислород. (Схему прибора для разложения воды см. стр. 15, рис. 9) В трубке прибора с положительно заряженным электродом скапливаются атомы кислорода, которые затем объединяются в двухатомную молекулу кислорода. В трубке прибора с отрицательно заряженным электродом скапливаются атомы водорода, которые затем объединяются в двухатомную молекулу водорода. При этом так как атомов водорода в составе молекулы воды в два раза больше, то по объёму водорода получается в два раза больше чем кислорода.

Вопрос 8.

- а) Смотри ответ на вопрос 5.
- б) Смотри ответ на вопрос 7.

Вопрос 9.

Веществами с *молекулярным строением* чаще всего являются жидкости (вода, спирты,

эфир) или газы (водород, кислород, азот), реже твердые вещества: воск, парафин. Эти вещества состоят из молекул. У этих веществ в твердом состоянии в узлах кристаллической решётки находятся молекулы.

Вещества с *немолекулярным строением* в основном твёрдые, обладают высокой температурой плавления и кипения. Чаще всего это металлы: железо, золото, медь. Все металлы имеют атомную кристаллическую решётку, этим объясняется их электро- и теплопроводимость и металлический блеск. Также примером веществ с атомным строением являются алмаз, кварц. Эти вещества имеют очень высокие температуры плавления. Алмаз — самый твердый минерал.

Вопрос 10.

Оксид углерода CO_2 в твёрдом состоянии имеет *молекулярное строение*.

Оксид кремния SiO_2 в твёрдом состоянии имеет *немолекулярное (атомарное) строение*.

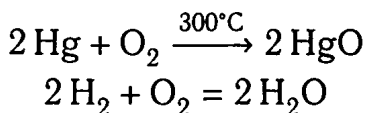
Вопрос 11.

Простое вещество — состоит из атомов одного элемента: кислород, ртуть, железо, водород, инертные газы.

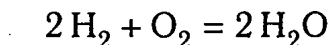
Сложное вещество — состоит из атомов разных элементов: вода, оксид меди, сульфид железа, медный купорос.

Вопрос 12.

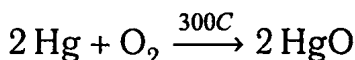
1. Кислород O_2 , ртуть Hg и водород H_2 не разлагаются на составляющие вещества. Из них можно получить сложные вещества: оксид ртути HgO , воду H_2O .



2. Вода H_2O , разлагается под действием электрического тока на кислород O_2 и водород H_2 . Воду так же можно получить из этих веществ.



3. Оксид ртути HgO можно получить при окислении ртути кислородом.



4. Сульфид железа получают из серы и железных опилок при нагревании.



Реакция идет с выделением теплоты, поэтому после начала реакции нагрев можно прекратить.

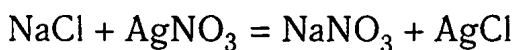
Вопрос 13.

Смеси — продукт смешения, механического соединения каких-либо веществ. Например, бетон, стекло, воздух, морская вода, кровь.

Вещества в смеси сохраняют свои свойства. Например, железо в смеси с серой притягивается магнитом, сера — нет.

Химические соединения — это вещество, в котором атомы двух и более различных химических элементов соединены при помощи химических связей. Имеют постоянный состав. Например, вода, хлорид натрия, соляная кислота.

Вещества, образующие химическое соединение, не сохраняют своих свойств, так как получается новое вещество с другими свойствами. Например, для получения хлорида серебра возьмем хлорид натрия и нитрат серебра.



В результате реакции выпадет белый осадок, что свидетельствует об образовании другого вещества.

Вопрос 14.

Химический элемент — множество атомов с одинаковым зарядом ядра, числом протонов, совпадающим с порядковым (атомным) номером

в таблице Менделеева. Химические элементы входят в состав простых и сложных веществ, но они не обладают физическими свойствами этих веществ. Например, элемент Н — водород. Имеет порядковый номер 1 в таблице Менделеева.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента. Имеет определенные физические и химические свойства. Например, H_2 — водород. Самый легкий газ. Взаимодействует с металлами и др.

Атом — наименьшая химически неделимая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Атом состоит из атомного ядра и электронов. Химический элемент не обладает свойствами атомов. Например, в ядре атома водорода Н — 1 (один) протон.

Вопрос 15.

Си — медь, О — кислород, Н — водород.

Вопрос 16.

Масса атома величина очень маленькая, поэтому для удобства расчетов она измеряется в атомных единицах массы (а. е. м.). Атомная единица массы это $1/12$ массы атома углерода.

$$m(S) : m(H) : m(O) = 32 \text{ а.е.м.} : 1 \text{ а.е.м.} : 16 \text{ а.е.м.}$$

значит, масса атома серы в 32 раза больше массы атома водорода и в 2 раза больше массы атома кислорода.

Вопрос 17.

В состав молекулы входят только целые атомы, следовательно для атома кислорода атомные массы должны быть кратны 16, а для серы 32.

Следовательно для кислорода: не могут — а) и г); могут — б) и в).

Для серы: не могут — а), б) г); могут — в).

Вопрос 18.

Химический знак или символ обозначение названия элемента, состоящий из начальной и нередко последующей букв латинского названия элемента.

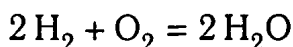
Коэффициент — цифра, обозначающая количество атомов данного элемента.

Химический знак химического элемента и коэффициент	Название химического элемента	Число атомов данного химического элемента	Масса (в а. е. м.)
5C	Углерод	5	$12 \cdot 5 = 60$
5H	Водород	5	$5 \cdot 1 = 5$
O	Кислород	1	$1 \cdot 16 = 16$
2H	Водород	2	$2 \cdot 1 = 2$
3Cu	Медь	3	$3 \cdot 64 = 192$
4S	Сера	4	$4 \cdot 32 = 128$
3 Fe	Железо	3	$3 \cdot 56 = 168$

§9—10

Вопрос 1.

Соединение водорода с кислородом идет по реакции:



Значит, в воде на один атом кислорода приходится два атома водорода. Атомные массы $A_r(\text{H}) = 1$, а $A_r(\text{O}) = 16$. Таким образом данные элементы будут соединяться в следующих соотношениях:

$$A_r(\text{O})/(2 \cdot A_r(\text{H})) = 16/(2 \cdot 1) = 16/2 = 8/1.$$

Вопрос 2.

$A_r(\text{Cu}) = 64$ а. е. м.; $A_r(2 \text{Cu}) = 64 \cdot 2 = 128$ а. е. м.; $A_r(\text{S}) = 32$ а. е. м.

Массовые отношения меди и серы:

Таким образом для полного вступления меди и серы в реакцию их надо взять в соотношении:

$$A_r(2 \text{Cu})/A_r(\text{S}) = 128/32 = 4/1.$$

Вопрос 3.

К основным законам химии относится закон постоянства состава, который впервые сформулировал французский ученый-химик Ж.Пруст в 1801 г. Закон гласит: «Каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав».

То есть постоянство состава соединения не зависит от способа получения и места нахождения. Например: вода всегда имеет состав H_2O , хлорид натрия — $NaCl$, серная кислота — H_2SO_4 .

Развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. Такие соединения названы бертоллидами. Состав бертоллидов изменяется и не отвечает стехиометрическим отношениям. Поэтому современная трактовка закона такова: «Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа получения».

Вопрос 4.

Из закона постоянства состава веществ, мы знаем, что химически чистое вещество всегда имеет один и тот же состав, отражённый в химической формуле, зная массовые отношения элементов и их относительные атомные массы, мы можем вывести химическую формулу вещества.

Дано:

$$m(\text{H}) = 1 \text{ мас. ч.}$$

$$m(\text{S}) = 16 \text{ мас. ч.}$$

Найти:

формулу сероводорода.

Решение:

$$A_r(\text{H}) = 1 \text{ а. е. м.}$$

$$A_r(\text{S}) = 32 \text{ а. е. м.}$$

1 м. ч. водорода — 16 м. ч. серы

x м. ч. водорода — 32 м. ч. серы

$$1/x = 16/32 \Rightarrow x = 2,$$

Следовательно на 1 атом серы приходится 2 атома водорода.

Ответ: Формулу сероводорода — H_2S .

Вопрос 5.

Дано:

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 : 1 : 2$$

Найти:

$$\text{Cu}_x\text{S}_y\text{O}_z = ?$$

Решение:

$$A_r(\text{Cu}) = 64 \text{ а. е. м.}$$

$$A_r(\text{S}) = 32 \text{ а. е. м.}$$

$$A_r(\text{O}) = 16 \text{ а. е. м.}$$

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = x \cdot A_r(\text{Cu}) : y \cdot A_r(\text{S}) : x \cdot A_r(\text{O}) =$$

$$= x \cdot 64 : y \cdot 32 : z \cdot 16 = 2 : 1 : 2$$

Пусть $y = 1$, тогда $x = 1$, $z = 4$.

$$= 1 \cdot 64 : 1 \cdot 32 : 4 \cdot 16 = 64 : 32 : 64 = 2 : 1 : 2$$

Ответ: CuSO_4 .

Вопрос 6.

Закон постоянства состава веществ: каждое химически чистое вещество с молекулярным строением независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный качественный и количественный состав.

На основе закона постоянства состава можно производить различные расчеты, связанные с химическими реакциями и выводить формулы веществ.

Вопрос 7.

Химическая формула показывает какие и в каком количестве атомы входят в состав вещества.

Например: 5HNO_3 — пять молекул азотной кислоты. В состав молекулы входят: один атом водорода, один атом азота и три атома кислорода.

Вопрос 8.

$M_r(\text{FeS}) = 56 + 32 = 88$, следовательно только кратными значениями б) 176 (две молекулы) и г) 264 (три молекулы) можно выразить массы сульфида железа.

Вопрос 9.

а) Хлорид железа FeCl_3 : $M_r(\text{FeCl}_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5$;

б) Оксид алюминия Al_2O_3 : $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102$;

в) Карбонат кальция CaCO_3 : $M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$.

Вопрос 10.

1)

Дано:



Найти:

$\omega(\text{S})$ — ?

$\omega(\text{Cu})$ — ?

$\omega(\text{O})$ — ?

Решение:

$$M_r(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160$$

$$\omega(\text{Cu}) = 64/160 \cdot 100\% = 40\%$$

$$\omega(\text{S}) = 32/160 \cdot 100\% = 20\%$$

$$\omega(\text{O}) = 64/160 \cdot 100\% = 40\%$$

Ответ: $\omega(\text{Cu}) = 40\%$; $\omega(\text{S}) = 20\%$; $\omega(\text{O}) = 40\%$.

2)

Дано:



Найти:

$$\omega(\text{Fe}) - ?$$

$$\omega(\text{O}) - ?$$

Решение:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160$$

$$\omega(\text{Fe}) = 112/160 \cdot 100\% = 70\%$$

$$\omega(\text{O}) = 48/160 \cdot 100\% = 30\%$$

Ответ: $\omega(\text{Fe}) = 70\%$; $\omega(\text{O}) = 30\%$.

3)

Дано:



Найти:

$$\omega(\text{H}) - ?$$

$$\omega(\text{N}) - ?$$

$$\omega(\text{O}) - ?$$

Решение:

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$$

$$\omega(\text{H}) = 1/63 \cdot 100\% = 1,6\%$$

$$\omega(\text{N}) = 14/63 \cdot 100\% = 22,2\%$$

$$\omega(\text{O}) = 48/63 \cdot 100\% = 76,2\%$$

Ответ: $\omega(\text{H}) = 1,6\%$; $\omega(\text{N}) = 22,2\%$; $\omega(\text{O}) = 76,2\%$.

Вопрос 11.

Химическая формула вещества	HgO	O_2	H_2
Название вещества	оксид ртути	кислород	водород
Одна молекула данного вещества	одна молекула оксида ртути	одна молекула кислорода	одна молекула водорода
Качественный состав	входят элементы кислород O и ртуть Hg	в состав кислорода входит элемент кислород O	в состав водорода входит элемент водород H
Количественный состав	один атом ртути Hg и один атом кислорода O $1 \cdot m(\text{Hg}) :$ $1 \cdot m(\text{O}) =$ $201 : 16$	два атома кислорода O	два атома водорода H
Относительная молекулярная масса	$M_r(\text{HgO}) =$ $201 + 16 =$ 217	$M_r(\text{O}_2) =$ $162 = 32$	$M_r(\text{H}_2) =$ $12 = 2$
Количество вещества	1 моль молекул оксида ртути	1 моль молекул кислорода	1 моль молекул водорода
Молярная масса	217 г/моль	32 г/моль	2 г/моль

Химическая формула вещества	H_2SO_4	CuO
Название вещества	серная кислота	оксид меди
Одна молекула данного вещества	одна молекула серной кислоты	одна молекула оксида меди
Качественный состав	в состав серной кислоты входят элементы: водород (H), сера (S) и кислород (O)	в состав оксида ртути входят элементы медь (Cu) и кислород (O)
Количественный состав	два атома водорода H, один атом серы S и четыре атома кислорода O $2 \cdot m(\text{H}) : m(\text{S}) : 4 \cdot m(\text{O}) = 2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32$	один атом меди Cu и один атом кислорода O $m(\text{Cu}) : m(\text{O}) = 64 : 16 = 1 : 4$
Относительная молекулярная масса	$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$	$M_r(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80$
Химическая формула вещества	H_2SO_4	CuO
Количество вещества	1 моль молекул серной кислоты	1 моль молекул оксида меди
Молярная масса	98 г/моль	80 г/моль

Вопрос 12.

1. 4 H — четыре атома водорода;
2. 2 H₂ — две молекулы водорода;

3. HgO — одна молекула оксида ртути;
4. 5FeS — пять молекул сульфида железа;
5. $3\text{H}_2\text{SO}_4$ — три молекулы серной кислоты.

§11—13

Вопрос 1.

Валентность — способность атомов химических элементов образовывать определённое число химических связей с атомами других элементов.

За валентность химических элементов можно принять число, показывающее, сколько атомов водорода может присоединить к себе атом данного элемента. Например: HCl^{I} — валентность хлора равна одному. Валентность элементов определяется также по кислороду, валентность которого равна двум. Например: $\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_3^{\text{II}}$.

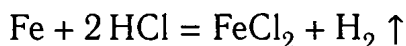
Вопрос 2.

Атом водорода образует только одну химическую связь с другими элементами. В связи с этим, его валентность удобно принять за единицу.

Вопрос 3.

Так как водород одновалентен, хлор одновалентен, а железо — двухвалентно, железо может

присоединить к себе два атома хлора и вытеснить из соляной кислоты два атома водорода.



Вопрос 4.

HgO — Валентность элемента O постоянна и равна II. Число атомов O равно числу атомов Hg , соответственно валентность Hg тоже равна II. $\text{Hg}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$.

K_2S — Валентность элемента K постоянна и равна I. Атомов K в соединении 2, соответственно S присоединила 2 атома и валентность S равна II. $\text{K}_2^{\text{I}}\text{S}^{\text{II}}$.

B_2O_3 — Валентность элемента O постоянна и равна II. Число атомов O равно 3. Умножим 3 на значение валентности O и разделим получившееся число на количество атомов B .

$$2 \cdot 3 : 2 = 3$$

Таким образом, валентность B равна III. $\text{B}_2^{\text{III}}\text{O}_3^{\text{II}}$.

ZnO — Валентность элемента O постоянна и равна II. Число атомов O равно числу атомов Zn , соответственно валентность Zn тоже равна II. $\text{Zn}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$.

MnO_2 — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно 2. Умножим 2 на значение валентности О и разделим получившееся число на количество атомов Mn.

$$2 \cdot 2 : 1 = 4$$

Таким образом, валентность Mn равна IV. $\text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_2^{\text{II}}$.

NiO — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно числу атомов Ni, соответственно валентность Ni тоже равна II. $\text{Ni}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$.

Cu_2O — Валентность элемента О постоянна и равна II. Разделим 2 на число атомов Cu.

$$2 : 2 = 1$$

Валентность Cu равна I. $\text{Cu}_2^{\text{I}}\text{O}^{\text{II}}$.

SnO_2 — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно 2. Умножим 2 на значение валентности О и разделим получившееся число на количество атомов Sn.

$$2 \cdot 2 : 1 = 4$$

Таким образом, валентность Sn равна IV. $\text{Sn}^{\text{IV}}\text{O}_2^{\text{II}}$.

Ni_2O_3 — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно 3. Умножим 3 на значение валентности О и разделим получившееся число на количество атомов Ni.

$$3 \cdot 2 : 2 = 3$$

Таким образом, валентность Ni равна III. $\text{Ni}_2^{\text{III}}\text{O}_3^{\text{II}}$.

SO_3 — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно 3. Атом S в соединении один, потому валентность S равна $2 \cdot 3 = 6$. $\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_3^{\text{II}}$.

As_2O_5 — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно 5. Умножим 5 на значение валентности О и разделим получившееся число на количество атомов As.

$$5 \cdot 2 : 2 = 5.$$

Таким образом, валентность As равна V. $\text{As}_2^{\text{V}}\text{O}_5^{\text{II}}$.

Cl_2O_7 — Валентность элемента О постоянна и равна II. Число атомов О равно 7. Умножим 7 на значение валентности О и разделим получившееся число на количество атомов Cl.

$$7 \cdot 2 : 2 = 7.$$

Таким образом, валентность Cl равна VII. $\text{Cl}_2^{\text{VII}}\text{O}_7^{\text{II}}$.

Вопрос 5.

Для каждого соединения находим наименьшее общее кратное значениям валентности. Делим его на валентности элементов. Эти значения будут индексами для этих элементов. Подставляем индексы.

LiO^{II} — наименьшее общее кратное 2. $2 : 1 = 2$; $2 : 2 = 1$. LiO ;

$\text{Ba}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 2. $2 : 2 = 1$; $2 : 2 = 1$. BaO ;

$\text{P}^{\text{V}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 10. $10 : 5 = 2$; $10 : 2 = 5$. P_2O_5 ;

$\text{Sn}^{\text{IV}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 4. $4 : 4 = 1$; $4 : 2 = 2$. SnO_2 ;

$\text{K}^{\text{I}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 2. $2 : 1 = 2$; $2 : 2 = 1$. K_2O ;

$\text{P}^{\text{III}}\text{H}^{\text{I}}$ — наименьшее общее кратное 3. $3 : 3 = 1$; $3 : 1 = 3$. PH_3 ;

$\text{Mn}^{\text{VII}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 14. $14 : 7 = 2$; $14 : 2 = 7$. Mn_2O_7 ;

$\text{Fe}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 2. $2 : 2 = 1$; $2 : 2 = 1$. FeO ;

$\text{B}^{\text{III}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 6. $6 : 3 = 2$; $6 : 2 = 3$. B_2O_3 ;

$\text{H}^{\text{I}}\text{S}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 2. $2 : 1 = 2$; $2 : 2 = 1$. H_2S ;

$\text{N}^{\text{IV}}\text{O}^{\text{II}}$ — наименьшее общее кратное 4. $4 : 4 = 1; 4 : 2 = 2$. NO_2 ;

$\text{Cr}^{\text{III}}\text{Cl}^{\text{I}}$ — наименьшее общее кратное 3. $3 : 3 = 1; 3 : 1 = 3$. CrCl_3 .

Вопрос 6.

ZnO — оксид цинка;

B_2O_3 — оксид бора;

BeO — оксид бериллия;

CoO — оксид кобальта (II), Co_2O_3 — оксид кобальта (III);

PbO — оксид свинца (II), PbO_2 — оксид свинца (IV);

NiO — оксид никеля (II), Ni_2O_3 — оксид никеля (III).

Вопрос 7.

Cu_2O , Fe_2O_3 , WO_3 , FeO , CO_2 , SO_3 , SnO_2 , Mn_2O_7 .

Вопрос 8.

1. Существуют вещества молекулярного и немоллекулярного строения.

2. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и его температуры. Наибольшие расстояния существуют между молекулами газов, поэтому газы легко сжимаются. Жидкости

сжимаются труднее. В твердых веществах промежутки между частицами наименьшие, и соответственно эти вещества почти не подвержены сжатию.

3. Молекулы находятся в непрерывном движении. Скорость их движения зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения возрастает.

4. Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания. В наибольшей степени эти силы выражены в твердых веществах, в наименьшей — в газах.

5. Молекулы состоят из атомов, которые, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.

6. Атомы одного элемента отличаются от атомов другого элемента массой и свойствами.

7. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических, как правило, разрушаются.

8. У веществ молекулярного строения в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток находятся молекулы. Связи между молекулами, расположенными в узлах кристаллической решетки, слабые и при нагревании разрываются. Поэтому вещества с молекулярным строением, как правило, имеют низкие температуры плавления.

9. У веществ немолекулярного строения в узлах кристаллических решеток находятся атомы или другие частицы. Между этими частицами существуют сильные химические связи, для разрушения которых требуется много энергии. Поэтому вещества с немолекулярным строением имеют высокие температуры плавления.

Вопрос 9.

а) Опытным путем движение молекул в теле доказал английский ботаник Роберт Броун. Он наблюдал в микроскоп споры плауна в воде и заметил, что твердые частицы, взвешенные в жидкости, находятся в непрерывном хаотическом движении, что объясняется движением молекул в жидкости, которые сталкиваются с микроскопическими частицами и приводят их в движение. Такое движение частиц было названо броуновским. Существование броуновского движения — убедительное подтверждение движения молекул. Непрерывным хаотическим движением молекул объясняется способность газов неограниченно расширяться и занимать весь предоставленный им объем. Распространение запахов, смешивание разнородных жидкостей, процесс растворения, сварка металлов объясняются явлением диффузии, основанном также на движении частиц.

б) Наличие между молекулами промежутков можно подтвердить опытами смешивания жидкостей, ведь объем смеси почти всегда меньше суммы объемов смешанных жидкостей. Также об этом свидетельствуют явления проницаемости и сжимаемости веществ.

Вопрос 10.

В различных агрегатных состояниях вещества расстояние между его молекулами различно. Поэтому различна и сила взаимодействия молекул, а соответственно и характер их движения. В газах расстояния между молекулами в несколько раз превышают размеры самих молекул. Поэтому силы взаимодействия между молекулами газа малы. Каждая молекула движется свободно от других молекул с огромными скоростями. В жидкостях расстояние между молекулами значительно меньше, чем в газах. Потому скорость их движения ниже. В твердых телах силы взаимодействия между молекулами настолько велики, что молекулы, зачастую, совершают лишь колебания около узла кристаллической решетки.

Вопрос 11.

У веществ с *молекулярным типом строения* в узлах кристаллической решетки находятся молекулы, связи между которыми довольно слабые

и могут разрываться, например, при нагревании. Потому и температуры плавления этих веществ, обычно низкие. У веществ с *немолекулярным строением* в узлах кристаллической решетки находятся атомы или другие частицы, связь между которыми сильнее, а значит и температуры плавления выше. Также эти вещества прочнее и тверже. Исключение составляет лишь графит.

Вопрос 12.

С точки зрения атомно-молекулярного учения химические явления объясняются наличием связей между атомами, молекулами и другими частицами. Так, например, в ходе химических реакций может происходить разрушение связей между атомами одних веществ и образование новых связей, то есть новых веществ. Примером физического явления может быть процесс диффузии, объяснимый способностью частиц одного вещества проникать между частицами другого вещества.

Задача 1.

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160;$$

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 5 = 142;$$

$$M_r(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 55 \cdot 2 + 16 \cdot 7 = 222.$$

Задача 2.

Дано:



Найти:

$$\omega(\text{Cu}) - ?$$

$$\omega(\text{O}) - ?$$

Решение:

$$\omega(\text{Cu}) = M_r(\text{Cu})/M_r(\text{вещества})$$

$$M_r(\text{Cu}_2\text{O}) = 64 \cdot 2 + 16 = 144$$

$$\omega(\text{Cu}) = 64 \cdot 2 / 144 \cdot 100\% = 88,9\%$$

$$\omega(\text{O}) = M_r(\text{O})/M_r(\text{вещества}) \cdot 100\% =$$
$$16 / 144 \cdot 100\% = 11,1\%$$

Ответ: $\omega(\text{Cu}) = 88,9\%$; $\omega(\text{O}) = 11,1\%$.

§14—17

Вопрос 1.

Закон сохранения массы веществ открыл русский ученый Михаил Васильевич Ломоносов. Впервые он формулирует его в письме от 5 июля 1748 года, а в 1755 году подтверждает экспериментально. Почти через 20 лет после Ломоносова исследованием вопроса стал заниматься французский химик Антуан Лавуазье. В конце XVIII века научное сообщество признало

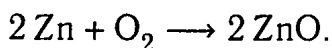
закон сохранения массы (закон Ломоносова—Лавуазье).

В настоящее время закон формулируется: «Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ».

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон объясняется тем, что в результате химической реакции происходит только перегруппировка атомов реагентов. Число же атомов каждого элемента и масса каждого атома не изменяются до и после реакции.

Вопрос 2.

После прокаливания содержимого реторты масса веществ не изменилась, т. к. система была изолирована от воздействия внешней среды, что и описывается законом Ломоносова-Лавуазье. После того, как зажим открыли, началось поступление кислорода, в результате произошла химическая реакция:



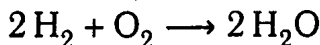
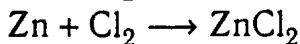
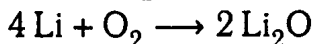
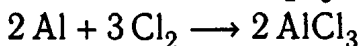
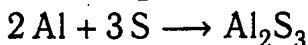
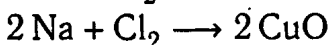
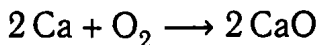
Вопрос 3.

Теоретическое значение *закона сохранения массы веществ*, прежде всего, в том, что он подтвердил: атомы являются неделимыми и при

химических реакциях не изменяются. Молекулы же при реакции обмениваются атомами.

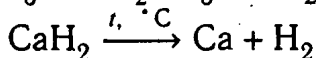
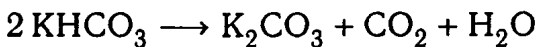
Практическое применение закона способствовало развитию химии как науки, на основании закона производятся расчеты и составляются уравнения химических реакций. Так, например, зная массу веществ, вступивших в химическую реакцию, можно узнать массу продуктов.

Вопрос 4.



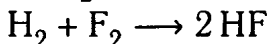
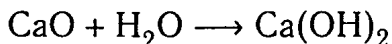
Вопрос 5.

Реакции разложения:



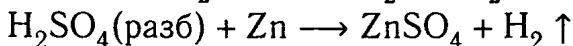
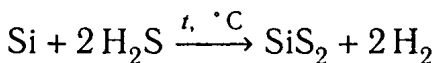
Из сложного вещества образуется несколько простых или сложных веществ.

Реакции соединения:



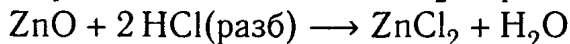
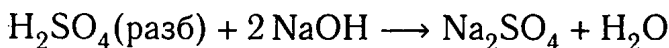
Из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное.

Реакции замещения:



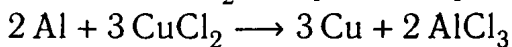
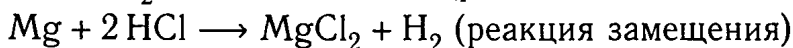
Атом простого вещества замещает один из атомов сложного.

Реакции обмена:



Сложные вещества обмениваются своими составными частями.

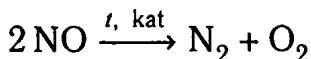
Вопрос 6.



(реакция замещения)

Вопрос 7.

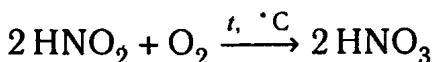
В химии применяют величину количество вещества, чтобы можно было рассмотреть реакцию не только с качественной, но и с количественной стороны. Количество вещества измеряется в молях.



60 а. е.м. 28 а. е.м. 32 а. е.м.

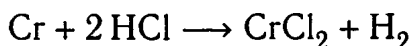
2 моль 1 моль 1 моль

Вопрос 8.



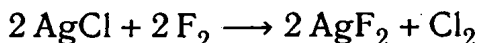
94 а. е.м. 32 а. е.м. 126 а. е.м.

2 моль 1 моль 2 моль



52 а. е.м. 72 а. е.м. 122 а. е.м. 2 а. е.м.

1 моль 2 моль 1 моль 1 моль



286 а. е.м. 76 а. е.м. 292 а. е.м. 70 а. е.м.

2 моль 2 моль 2 моль 1 моль

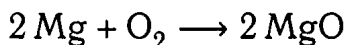
Вопрос 9.

Молярная масса вещества — это масса одного моля вещества. Единица измерения г/моль.

Молекулярная масса — это масса молекулы. (Атомная — атома). Измеряется в а. е.м.

Относительная молекулярная (либо атомная) масса показывает, во сколько раз масса молекулы (атома) данного вещества больше 1/12 массы атома углерода C_{12} . Является величиной безразмерной. Численно эти значения совпадают, так как 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Вопрос 10.



2 моль 1 моль 2 моль

24 г/моль 32 г/моль 40 г/моль

Масса (m , г)		Число атомов (n)		Количество вещества (ν , моль)	
Mg	O ₂	Mg	O ₂	Mg	O ₂
48	32	$12,04 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	2,0	1,0

Задача 1.

Дано:

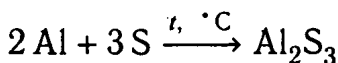
$$m(\text{Al}) = 4,5 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) - ?$$

$$\nu(\text{Al}_2\text{S}_3) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{Al}) = 4,5 : 27 = 0,17 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Al})/\nu(\text{Al}_2\text{S}_3) = 2/1$$

$$\nu(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,085 \text{ моль}$$

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,085 \cdot 150 = 12,75 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 12,75 \text{ г}$, $\nu(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,085 \text{ моль}$.

Задача 2.

Дано:

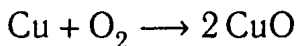
$$m(\text{CuO}) = 4 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{O}_2) - ?$$

$$\nu(\text{O}_2) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{CuO}) = 4 : 79,5 = 0,05 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{O}_2)/\nu(\text{CuO}) = 1/2$$

$$\nu(\text{O}_2) = 0,025 \text{ моль}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,025 \cdot 32 = 0,8 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{O}_2) = 0,8 \text{ г}$, $\nu(\text{O}_2) = 0,025 \text{ моль}$.

Лабораторные опыты

1. Рассмотрение веществ с различными физическими свойствами.

Поваренная соль — твердое, бесцветное вещество, $\rho = 2,2 \text{ г/см}^3$. В расплаве проводит электрический ток. $t_{\text{кип.}} = 800,8^\circ\text{C}$.

Сахар — твердое, бесцветное вещество $\rho = 1,6 \text{ г/см}^3$, не проводит тепло и электрический ток, $t_{\text{кип.}} = 186^\circ\text{C}$.

Алюминий — твердое, серебристое вещество с металлическим блеском, $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$, хорошо проводит тепло и электричество, $t_{\text{кип.}} = 660^\circ\text{C}$.

Цинк — твердое, серебристое вещество с металлическим блеском, $\rho = 7,13 \text{ г/см}^3$, хорошо проводит тепло и электричество, $t_{\text{кип.}} = 419,5^\circ\text{C}$.

Железо — твердое, серебристое вещество с металлическим блеском, $\rho = 7,87 \text{ г/см}^3$, хорошо проводит тепло и электричество, $t_{\text{кип.}} = 1539^\circ\text{C}$.

Медь — твердое, красноватое вещество с металлическим блеском, $\rho = 8,96 \text{ г/см}^3$, хорошо проводит тепло и электричество, $t_{\text{кип.}} = 1083^\circ\text{C}$.

Вода — твердое, бесцветное вещество, $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ + Без примесей не проводит электрический ток. $t_{\text{кип.}} = 100^\circ\text{C}$.

Сера — твердое, желтое вещество, $\rho = 2,07 \text{ г/см}^3$, не проводит тепло и электрический ток, $t_{\text{кип.}} = 113^\circ\text{C}$.

2. Разделение смеси.

2. Порошок серы — желтого цвета, порошок железа — серого. При высыпании этих порошков в воду сера всплывает на поверхность, а железо опускается на дно.

3. Порошок железа притягивается к магниту, а порошок серы — нет.

4. При высыпании смеси из порошка железа и серы в воду она разделяется. Сера всплывает на поверхность, а железо опускается на дно.

Можно сделать следующий вывод: Железо и сера имеют различные плотности, поэтому они разделяются в воде. Железо притягивается магнитом, а сера нет, поэтому эту смесь можно разделить с помощью магнита.

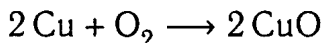
3. Примеры физических явлений.

1. Парафин при нагревании расплавляется, а при охлаждении застывает. Данное явление является *физическим*, так как в процессе этого не образуется новых веществ.

2. Стеклянная трубочка нагревается и в нагретом состоянии она легко сгибается и растягивается. Это *физическое* явление, так как не образуется новых веществ.

4. Примеры химических явлений.

1. У металлической меди и образовавшемся черном порошке различный цвет. Наблюдается *химическое* явление — окисления меди:



2. Тлеющая лучинка разгорелась — выделился газ — кислород, следовательно это химическая реакция.

5. Ознакомление с образцами простых и сложных веществ...

1. Простые вещества: алюминий, цинк, железо, медь, сера, графит.

Сложны вещества: поваренная соль, сахар, мел, оксид меди.

Металлы: алюминий, цинк, железо, медь.

Неметаллы: сера.

2. Минералы: поваренная соль, кварц, слюда, полевой шпат.

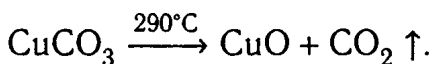
Горные породы: Гранит, глина, известняк, песок.

Минералы — это продукты природного процесса, имеющие определенные физические свойства и химический состав, имеют кристаллическую структуру.

Горная порода — природное соединение одного или нескольких минералов, они сложены из частичек минералов.

6. Разложение основного карбоната меди(II)

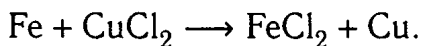
При прокаливании медной пластинки, также как при разложении основного карбоната меди, образуется порошок черного цвета — оксид меди (II) CuO , при этом выделяется углекислый газ CO_2 , от которого происходит помутнение известковой воды.



Пробирку необходимо держать в наклонном положении, так как углекислый газ тяжелее воздуха, и чтобы он попал в известковую воду нужно, чтобы газоотводная трубка была ниже.

7. Реакция замещения меди железом.

Произошла химическая реакция, так как изменился цвет раствора и наблюдалось осаждение меди на гвозде и опилках. С точки зрения атомно-молекулярного учения атомы железа заменили атомы меди из хлорида, а сама медь выделилась в свободном состоянии.



Глава II. Кислород. Горение

§18—21

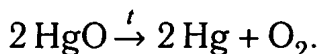
Вопрос 1.

Кислород — самый распространенный элемент в земной коре. Он составляет около 47,4% ее массы. Содержание кислорода в атмосфере составляет 20,95% по объёму. Он входит в состав воды (H_2O), песка (SiO_2), горных пород и минералов, а также органических соединений, таких как белки, жиры и углеводы.

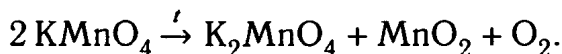
Вопрос 2.

А) В лаборатории:

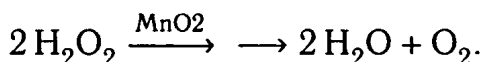
1) впервые кислород был получен из оксида ртути (II)



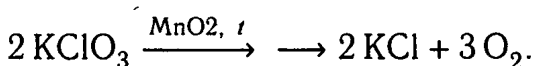
2) из перманганата калия:



3) из пероксида водорода:



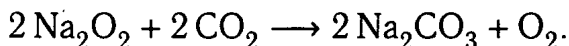
4) из бертоллетовой соли:



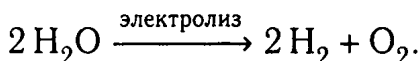
Б) В промышленности:

В настоящее время в промышленности кислород получают из воздуха, который сначала сжимают, а затем охлаждают. Жидкий кислород кипит при более высокой температуре (-183°C), чем жидкий азот (-196°C). Поэтому когда температура повышается от -200 до -180°C , прежде всего перегоняется азот, и лишь потом кислород.

Раньше на подводных лодках применяли способ получения кислорода из пероксидов металлов:



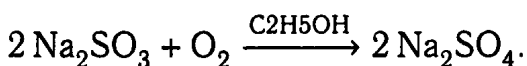
В настоящее время кислород также получают электролизом воды:



Основным отличием лабораторных и промышленных способов является количество получаемого кислорода. Кроме того, в промышленности требуется более сложное оборудование.

Вопрос 3.

Катализаторы — это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами при этом не расходуются. Катализаторы могут не только ускорять химическую реакцию, но и замедлять ее. Примером такой реакции может служить замедление взаимодействия раствора сульфита натрия с кислородом воздуха в присутствии этилового спирта:



Применение катализаторов способствовало бурному развитию химической промышленности. Они широко используются при переработке нефти, при создании новых материалов, например, пластмасс. Так же используются и для защиты окружающей среды, например для снижения количества вредных веществ в выхлопных газах.

Вопрос 4.

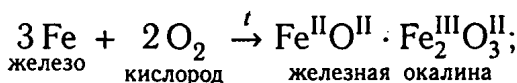
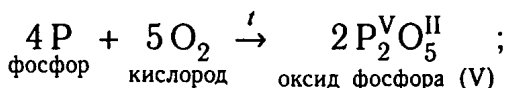
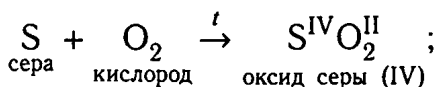
А) *Физические свойства:*

При нормальных условиях кислород — это газ без цвета, вкуса и запаха. Он немного тяжелее воздуха. Слабо растворим в воде и спирте, хорошо растворим в расплавленном серебре. При температуре $-182,98^\circ\text{C}$ становится жидкостью бледно-голубого цвета. При температуре

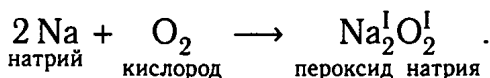
–218,79 °С затвердевает, представляя собой синие кристаллы.

Б) Химические свойства:

Является сильным окислителем. Как правило, реакции происходят с выделением тепла и света (реакции горения):

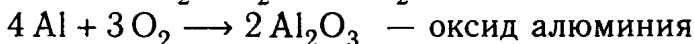
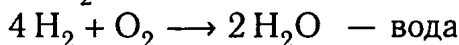
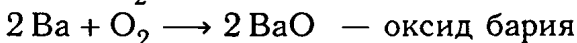
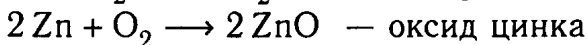
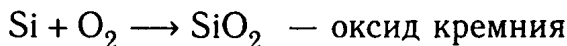


Образует пероксиды:



Вопрос 5.

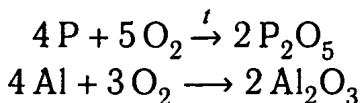
К процессам окисления относятся реакции взаимодействия вещества с окислителем. Частным случаем такой реакции являются реакции взаимодействия вещества с кислородом, в результате которых образуются оксиды.



Вопрос 6.



Вопрос 7.



Вопрос 8.

В медицине кислород применяют для лечения больных с затруднением дыхания, а также при других заболеваниях.

Кислород используется и при взрывных работах для разрушения твердой среды и горных пород, выступая в качестве окислителя.

В процессе сварки кислород используется благодаря тому, что, взаимодействуя с другим веществом аппарата (ацетиленом), образуется огромное количество энергии, которой можно расплавить металлы в месте их соединения, т. е. сварить.

Резка металла осуществляется немного по-другому: сначала металл расплавляется ацетиленом, а затем струей кислорода прожигается.

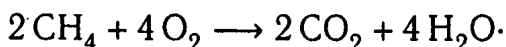
Кислородные маски используют в авиации и космонавтике для дыхания людей.

Кислород воздуха используется для увеличения интенсивности сжигания топлива.

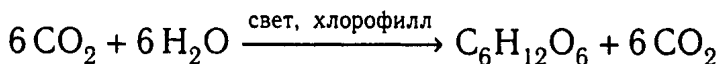
Также кислород используется в металлургии, например в доменных печах для достижения нужной температуры.

Вопрос 9.

Кислород используется в процессе дыхания всех живых организмов на Земле, а также в процессах гниения и горения. Например:



Однако содержание кислорода в атмосфере практически не меняется за счет фотосинтеза, осуществляемого растениями.



Вопрос 10.

В нашей местности одна из партий организовала множество мероприятий по посадке деревьев. К этому событию были привлечены различные классы общества, в том числе ученики и студенты. И мы с гордостью осознаем, что каждый из нас может поспособствовать расцвету нашей Родины, посадив хотя бы одно дерево.

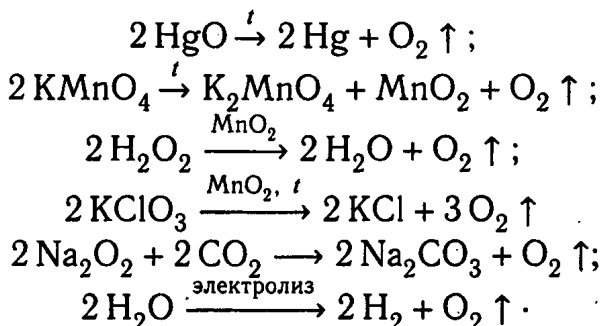
Вопрос 11.

Общая характеристика. Кислород — самый распространенный элемент в земной коре.

Нахождение в природе. Входит в состав воды и воздуха, а так же других неорганических и органических веществ.

Получение:

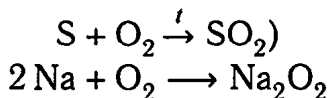
а) в лаборатории



б) в настоящее время в промышленности кислород получают из воздуха.

Физические свойства. Газ без цвета, вкуса и запаха. Слабо растворим в воде и спирте, хорошо растворим в расплавленном серебре. Существует в трех агрегатных состояниях.

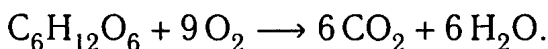
Химические свойства.



Применение. Применяется в медицине, промышленности, для резки и сварки металлов, в авиации и космонавтике.

Вопрос 12.

Растения и животные используют кислород при дыхании:



Задача 1.

а)

Дано:



Найти:

$\omega(\text{S})$ — ?

$\omega(\text{O})$ — ?

Решение:

$$\omega = A_r/M_r$$

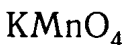
$$\omega(\text{S}) = A_r(\text{S})/M_r(\text{SO}_2) \cdot 100\% = 32/64 \cdot 100\% = 50\%$$

$$\omega(\text{O}) = 100\% - \omega(\text{S}) = 100\% - 50\% = 50\%$$

Ответ: $\omega(\text{S}) = 50\%$; $\omega(\text{O}) = 50\%$.

б)

Дано:



Найти:

$\omega(\text{K})$ — ?

$\omega(\text{Mn})$ — ?

$\omega(\text{O})$ — ?

Решение:

$$\omega = A_r/M_r$$

$$\omega(K) = A_r(K)/M_r(KMnO_4) \cdot 100\% = \\ 39/158 \cdot 100\% = 24,7\%$$

$$\omega(Mn) = A_r(Mn)/M_r(KMnO_4) \cdot 100\% = \\ 55/158 \cdot 100\% = 34,8\%$$

$$\omega(O) = 100\% - \omega(S) - \omega(Mn) = \\ 100\% - 24,7\% - 34,8\% = 40,5\%$$

Ответ: $\omega(K) = 24,7\%$; $\omega(Mn) = 34,8\%$; $\omega(O) = 40,5\%$.

Задача 2.

Дано:



Найти:

$$\omega(Fe)_1 - ?$$

$$\omega(Fe)_2 - ?$$

Решение:

$$\omega = A_r/M_r$$

$$\omega(Fe)_1 = A_r(Fe)/M_r(Fe_2O_3) \cdot 100\% = \\ 112/160 \cdot 100\% = 70\%$$

$$\omega(Fe)_2 = A_r(Fe)/M_r(Fe_3O_4) \cdot 100\% = \\ 112/232 \cdot 100\% = 72,4\%$$

$$72,4 > 70$$

Значит, в Fe_3O_4 железа больше.

Ответ: Fe_3O_4 богаче железом.

Задача 3.

Дано:

$$\omega(\text{O}) = 65\%$$

Найти:

$$m(\text{O}) - ?$$

Решение:

$$\omega = m(\text{O})/m(\text{тела})$$

$$m(\text{O}) = m(\text{тела}) \cdot \omega(\text{O}) =$$

$$m(\text{укажите ваш вес в кг}) \cdot 0,65 = m(\text{O}) \text{ кг.}$$

Ответ: $m(\text{O}) =$ (укажите здесь получившуюся массу) кг.

§22—24

Вопрос 1.

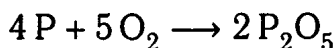
Состав воздуха по объему: азот — 78,08%, кислород — 20,95%, благородные газы — 0,94%, оксид углерода (IV) — 0,03%.

Состав воздуха по массе: азот — 75,50%, кислород — 23,10%, благородные газы — 1,30%, оксид углерода (IV) — 0,046%.

$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$, $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$, $32 > 28$, значит масса одинакового количества молекул кислорода больше, чем азота. Поэтому кислорода по массе больше, чем по объему, а для азота по той же причине — наоборот.

Вопрос 2.

Содержание кислорода и азота в воздухе можно определить путем сжигания какого-либо вещества под колоколом, заполненным воздухом.



При этом жидкость поднимается примерно на $1/5$. Значит кислорода в воздухе примерно $1/5$ (20%), значит азота примерно $4/5$ (80%), так как он в реакцию не вступает.

Вопрос 3.

Лавуазье нагревал металлическую ртуть в реторте на жаровне в течение 12 суток. Конец реторты был подведен под колокол, поставленный в сосуд с ртутью. В результате уровень ртути в колоколе поднялся примерно на $1/5$. На поверхности ртути в реторте образовалось вещество оранжевого цвета — оксид ртути. Оставшийся под колоколом газ был непригоден для дыхания. Этим опытом было доказано, что в воздухе содержится примерно $4/5$ азота и $1/5$ кислорода (по объему).

Вопрос 4.

Не — гелий. Используют при сварке, резке и плавке металлов, для заполнения дирижаблей

и аэростатов. Жидкий гелий — самая холодная жидкость на Земле, поэтому его используют для создания сверхнизких температур. Применяется как составная часть искусственного воздуха для водолазов, так как он предотвращает развитие кессонной болезни.

Ne — неон. Применяют для наполнения газоразрядных трубок, сигнальных ламп радиотехнической аппаратуры, индикаторных ламп, в технике низких температур.

Ar — аргон. Применяют в аргонных лазерах, в лампах накаливания, в пищевой промышленности как добавку Е938, в газовых установках пожаротушения, в медицине во время операций как дезинфицирующее средство.

Kr — криптон. Применяют при производстве электроламп, ламп карманных фонариков, при производстве стеклопакетов для снижения потери тепла.

Xe — ксенон. В медицине для рентгеновского исследования головного мозга, как компонент комплексного наркоза, в космонавтике в качестве топлива для ионных кораблей космических аппаратов, в автомобилестроении как основной компонент ксеноновых фар.

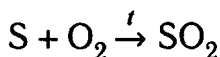
Вопрос 5.

При горении веществ в воздухе и кислороде образуются оксиды, но горение веществ в воздухе происходит медленнее, так как содержание кислорода в нем всего 1/5. К тому же не все вещества горят в атмосфере воздуха, например, железо.

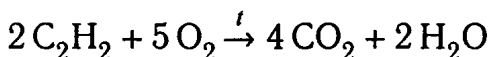
Вопрос 6.

Сходства. При горении простых и сложных веществ выделяется тепло и образуются оксиды.

Различия. При горении простых веществ образуется один оксид:

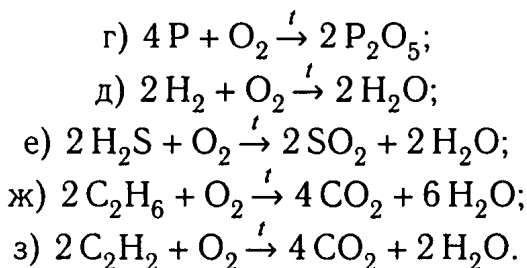


При горении сложных веществ образуются оксиды тех же элементов, которые входят в состав сложного вещества:



Вопрос 7.

- а) $2\text{Ba} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{BaO};$
- б) $4\text{Al} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Al}_2\text{O}_3;$
- в) $2\text{Li} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{LiO};$



Вопрос 8.

Для возникновения горения необходимо наличие двух условий: нагревание горючего вещества до температуры воспламенения и доступ кислорода.

а) Если на человеке загорелась одежда, лучше всего использовать воду. Если вода недоступна, то можно использовать химический пенный и воздушно-пенный огнетушитель. Так же на пострадавшего можно набросить асбестовое одеяло, однако это может увеличить тяжесть ожогов.

б) При тушении горючих жидкостей, например, бензина, водой пользоваться нельзя, т. к. при этом выделяются токсичные или горючие газы. Для этого используются порошковые огнетушители, которые засыпают пламя. При отсутствии такого огнетушителя можно засыпать пламя песком или землей.

в) Для тушения лесоматериалов используют воду. Однако, у обычной воды есть недостаток: она плохо смачивает твердые материалы

и особенно волокнистые вещества (древесину). Поэтому пожарные к воде добавляют так называемые смачиватели.

г) Для тушения нефти на поверхности воды используется специальная воздушно-механическая пена. Огнетушащее действие воздушно-механической пены заключается в прекращении доступа кислорода, а также в охлаждении горячей жидкости.

Вопрос 9.

Медленным окислением называют процесс медленного реагирования с кислородом, при котором теплота выделяется постепенно. Примерами медленного окисления можно считать процессы гниения и образования ржавчины железа.

Вопрос 10.

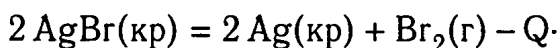
Благодаря процессам гниения происходит круговорот веществ в природе. Гниение удобрений используется в сельском хозяйстве, например, в парниках. Однако медленное окисление может приносить и вред: окисление железа может привести к возникновению ржавчины, т. е. порче изделий из него изготовленных.

Вопрос 11.

Реакция сгорания водорода в кислороде экзотермическая, т. к. происходит с выделением большого количества теплоты:

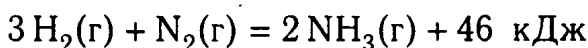


Реакция разложения бромида серебра эндотермическая, т. к. происходит с поглощением теплоты:



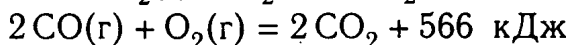
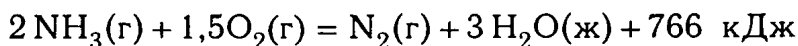
Вопрос 12.

В термохимических уравнениях указывает тепловой эффект реакции. Так же в них принято указывать агрегатное состояние вступающих в реакцию веществ.



Данное уравнение термохимическое, т. к. указан тепловой эффект реакции.

Вопрос 13.



Задача 1.

Дано:

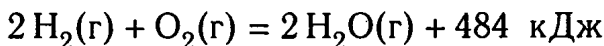
$$V(\text{H}_2) = 100 \text{ л}$$

$$m(1 \text{ лH}_2) = 0,09 \text{ г}$$

Найти:

$$Q - ?$$

Решение:



$$m(100 \text{ лH}_2) = 0,09 \cdot 100 = 9 \text{ (г)}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{H}_2) = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \cdot 2 = 4 \text{ (г)}$$

Тогда, если на 4 г H_2 ушло 484 кДж, то на
9 г — x

$$x = 484 \cdot 9/4 = 1089 \text{ кДж}$$

Ответ: $Q = 1089 \text{ кДж}$.

Задача 2.

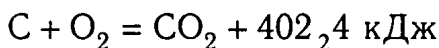
Дано:

$$Q = 33520 \text{ кДж}$$

Найти:

$$m(\text{C}) - ?$$

Решение:



$$M_r(\text{C}) = 12$$

$$m(1 \text{ моль C}) = 12 \text{ г}$$

Тогда при сгорании 12 г углерода выделяется 402,24 кДж, а при сгорании x г — 33520 кДж

$$x = 12 \cdot 33520 / 402,24 = 1000 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{C}) = 1000 \text{ г}$.

Лабораторные опыты

8. Ознакомление с образцами оксидов.

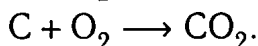
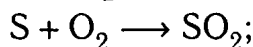
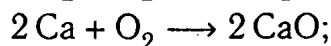
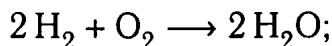
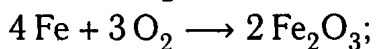
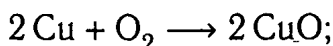
Название	Физические свойства		
	Агрегатное состояние	Цвет	Запах
Оксид меди (II) CuO	Твердый	Черный	Не имеет
Оксид железа (III) Fe_2O_3	Твердый	Красно-коричневый	Не имеет
Вода H_2O	Жидкая	Бесцветная	Не имеет
Оксид кальция CaO	Твердый	Белый	Не имеет
Оксид серы (IV) SO_2	Газ	Бесцветный	Резкий
Оксид углерода (IV) CO_2	Газ	Бесцветный	Не имеет

Немолекулярного строения: Fe_2O_3 , CaO , CuO .

Молекулярного строения: H_2O , SO_2 , CO_2 .

Вещества немолекулярного строения находятся в твердом агрегатном состоянии и имеют высокие температуры плавления. Вещества молекулярного строения могут быть твердыми, жидкими или газообразными, имеют низкие температуры плавления.

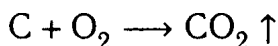
Эти оксиды можно получить, например, горением простых веществ:



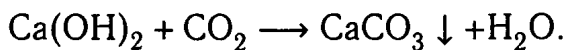
Практическая работа 3

2. Горение в кислороде угля и серы.

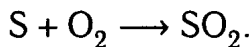
а) При горении угля образуется углекислый газ



Гидроксид кальция реагирует с растворённым в воде углекислым газом, поэтому произошло помутнение известковой воды.



б) Пламя приобретает ярко синий цвет



Глава III. Водород

§25—27

Вопрос 1.

Химический знак водорода — H. Относительная атомная масса $A_r(\text{H}_2) = 1,008$. Химическая формула соединения — H_2 . Относительная молекулярная масса $M_r(\text{H}_2) = 2,016$. В соединениях водород одновалентен. Водород входит в состав неорганических и органических соединений.

Неорганические соединения:

Кислоты: HNO_3 — азотная, HCl — соляная, H_2SO_4 — серная, H_3PO_4 — ортофосфорная.

Соли: NaHNO_3 — гидронитрат натрия, NH_4Cl — хлорид аммония, CaH_2 — гидрид кальция.

Оксиды: H_2O , H_2O_2 .

Основания: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди, NaOH — гидроксид натрия, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — гидроксид бария.

Органические соединения:

Большинство органических соединений содержат водород: CH_4 — метан, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — глюкоза, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этиловый спирт.

Вопрос 2.

5 H — 5 атомов водорода.

2 H_2 — 2 молекулы водорода.

6 H — 6 атомов водорода.

3 H_2 — 3 молекулы водорода.

Вопрос 3.

Водород — самый распространенный химический элемент во Вселенной. Он является главной составной частью Солнца, а также многих звезд. Его доля составляет 0,88% от массы всех трёх оболочек земной коры (атмосферы, гидросферы и литосферы). Свободный водород состоит из молекул H_2 . Он часто содержится в вулканических газах. Однако, в природе чаще встречается в связанном состоянии. Например, вода, глина. В виде соединений с углеродом водород входит в состав нефти, горючих природных газов и всех организмов.

Дано:



Найти:

$$\omega(H) > ?$$

Решение:

$$\omega = A_r / M_r$$

$$\omega(H)(\text{в воде}) = (1 \cdot 2) / (2 + 16) \cdot 100\% = 11\%$$

$$\omega(H)(\text{в метане}) = (1 \cdot 4) / (12 + 4) \cdot 100\% = 25\%$$

$$11\% < 25\%$$

Ответ: в метане содержание водорода выше.

Вопрос 4.

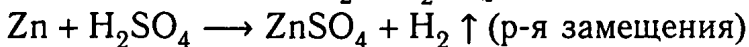
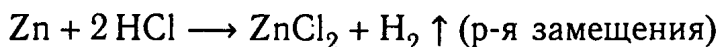
Получение водорода в промышленности.

Конверсия с водяным паром:

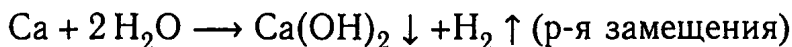


Получение водорода в лаборатории.

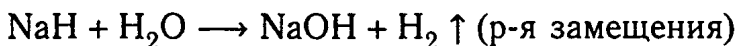
Действие разбавленных кислот на металлы.



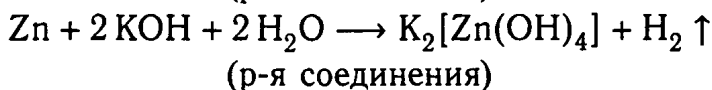
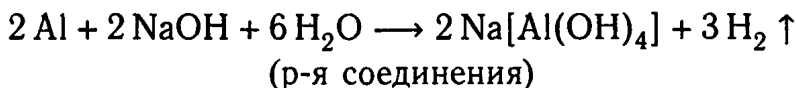
Взаимодействие кальция с водой:



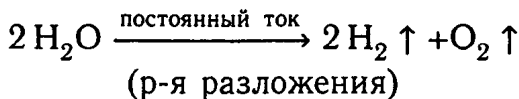
Гидролиз гидридов:



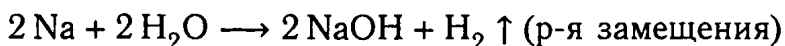
Действие щелочей на цинк или алюминий:



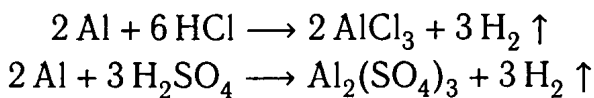
Разложение воды при действии постоянного электрического тока.



Взаимодействие активных металлов с водой.



Вопрос 5.



Вопрос 6.

При условии, что оба газа в сосудах без примесей и доступа воздуха к ним нет, то в сосуд с кислородом можно поместить тлеющую лучину — она загорится. Если поместить лучину в сосуд с водородом она потухнет.

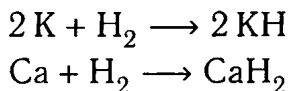
Вопрос 7.

Кислород тяжелее воздуха, поэтому чтобы его перелить из одного стакана в другой, пустой стакан располагаем снизу, стакан с кислородом — сверху.

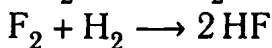
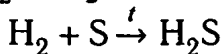
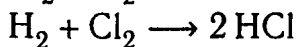
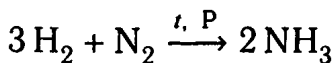
Водород легче воздуха, поэтому стакан с водородом необходимо расположить снизу, а пустой — сверху.

Вопрос 8.

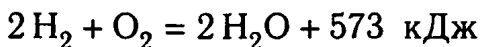
Взаимодействие со щелочными и щелочно-земельными металлами:



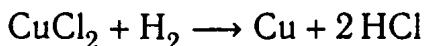
Взаимодействует с неметаллами:



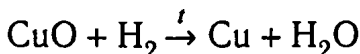
Реакция образования воды из водорода и кислорода сильно экзотермична:



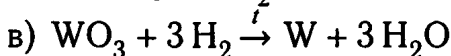
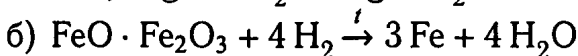
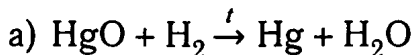
Взаимодействует с галогенидами металлов:



Взаимодействует с оксидами металлов:



Вопрос 9.



В этих реакциях водород является восстановителем. В результате реакции металлы изменяют свою степень окисления с положительной на нулевую, т. е. присоединяют электрон, при этом происходит процесс восстановления.

Вопрос 10.

Водород применяют при синтезе аммиака, соляной кислоты, метилового спирта, синильной кислоты, а так же при гидрогенизации жиров, гидрировании угля, масел и углеводов. Водород используют при сварке и резке металлов, при изготовлении ламп накаливания и драгоценных камней. В металлургии водород используют как восстановитель оксидов или хлоридов для получения металлов и неметаллов. Водород используют для охлаждения мощных генераторов электрического тока, а его изотопы находят применение в атомной энергетике. Ранее дирижабли и воздушные шары заполняли водородом, т. к. он легче воздуха. В настоящее время используется в качестве ракетного топлива. Ведутся исследования по применению водорода как топлива для легковых и грузовых автомобилей, т. к. водородные двигатели не загрязняют окружающую среду.

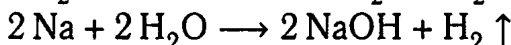
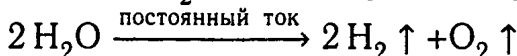
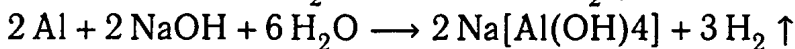
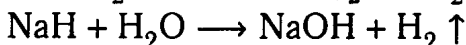
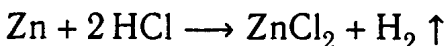
Вопрос 11.

Общая характеристика водород. Водород — самый распространенный химический элемент во Вселенной.

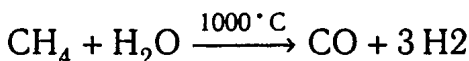
Нахождение в природе. Составляет около 1% от массы всех трёх оболочек земной коры. В природе чаще встречается в связанном состоянии (вода, метан, в органических веществах).

Получение.

а) В лаборатории:

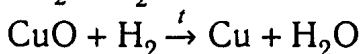
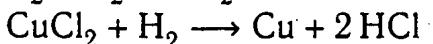
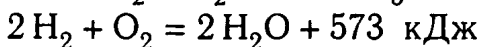
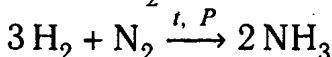
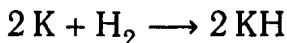


б) В промышленности:



Физические свойства. Водород — самый лёгкий газ. При нормальных условиях — это газ без цвета, запаха и вкуса. Водород хорошо растворим во многих металлах (Ni, Pt, Pd и др.). Практически не растворим в серебре. Жидкий водород — это бесцветная жидкость, очень лёгкая и текучая. Твердый водород — снегоподобная масса. При высоком давлении водород переходит в металлическое состояние.

Химические свойства.



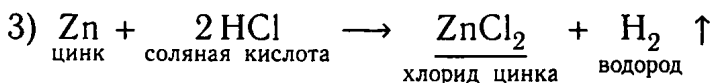
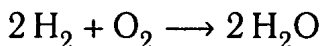
Применение.

Применяется в химической промышленности, при сварке и резке металлов, в авиации и космонавтике.

Лабораторные опыты

9. Получение и свойства водорода.

- 1) Потому, что водород легче воздуха.
- 2) Водород горит.



10. Взаимодействие водорода с оксидом меди(II)

1) Потому, что при работе с водородом содержащем примеси, может быть взрыв.

2) Так как в ходе происходящей реакции образуется вода и ее капельки стекают через отверстие пробирки.

3) Так как реакция протекает с раскаленным оксидом меди (II).

4) Из черного порошка оксида меди (II) образовалась медь в свободном состоянии, а она имеет красноватый цвет.

5) $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{\quad} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ — реакция замещения.

6) Опыт показал, что водород — газ без цвета и запаха, и, что водород является восстановителем.

Глава IV. Растворы. Вода

§28

Вопрос 1.

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из молекул растворителя и частиц растворённого вещества, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.

В отличие от растворов, суспензии и эмульсии — неоднородные системы. В них твердое вещество в виде частиц распределено в жидком веществе во взвешенном состоянии. Под действием силы тяжести твердые частицы могут оседать.

Вопрос 2.

Растворы — однородные системы. В них частицы растворенного вещества внешне неотличимы от растворителя. Частицы растворенного вещества в растворе распределены равномерно. Смеси — неоднородные системы. В них частицы веществ, образующих смесь, как правило, распределены неравномерно.

Вопрос 3

Растворимость — это способность вещества образовывать с другими веществами однородные системы — растворы, в которых вещество находится в виде отдельных атомов, молекул, ионов или других частиц. Растворимость характеризуется максимально возможным числом граммов вещества, способного раствориться в 100 г растворителя при данной температуре. При повышении температуры растворимость твердых веществ, как правило, увеличивается, газообразных — уменьшается.

Вопрос 4.

Лимонад представляет собой раствор углекислого газа в жидкости, закаченный в бутылку под давлением. При открывании бутылки происходит выравнивание давления, в результате чего газ выделяется в воздух, где давление ниже.

Вопрос 5.

Для приготовления раствора с заданной массовой долей обычно пользуются расчетами по формуле:

$$\omega = \frac{m(\text{растворяемого вещества})}{m(\text{готового раствора})}.$$

Например, нужно приготовить 100г 10% раствора хлорида бария. Из формулы находим:

$$m(\text{BaCl}_2) = \omega(\text{BaCl}_2) \cdot m(\text{раствора}) = 0,1 \cdot 100 = 10 \text{ г},$$

то есть для приготовления 100 г 10% раствора хлорида бария необходимо взять 10 г чистого бария хлорида.

Вопрос 6.

Насыщенный раствор — раствор, в котором растворённое вещество при данных условиях достигло максимальной концентрации и больше не растворяется.

Концентрированный раствор — раствор с высоким содержанием растворенного вещества.

Для малорастворимых веществ насыщенный раствор не будет концентрированным, например, сода (NaHCO_3), для хорошо растворимых концентрированный раствор не будет насыщенным, например, соль (NaCl).

Задача 1.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 500 \text{ г}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 120 \text{ г}$$

Найти:

Растворимость KNO_3 — ?

Решение:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{KNO}_3) = 500 - 120 = 380 \text{ г}$$

Тогда составим пропорцию:

в 380 г H_2O растворяется 120 г KNO_3

в 1000 г — x

$$x = 1000 \cdot 120 / 380 = 315,79 \text{ (г)}$$

Так как $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$, то можно

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 / 1 = 1000 \text{ мл}$$

То есть в 1 л воды растворяется

315,78 г KNO_3 .

Ответ: растворимость $\text{KNO}_3 = 315,78 \text{ г/л}$.

Задача 2.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 513 \text{ г}$$

$$m(\text{соли}) = 27 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{соли}) — ?$$

Решение:

$$\omega(\text{соли}) = m(\text{соли}) / m(\text{р-ра})$$

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{воды}) + m(\text{соли}) = 513 + 27 = 540 \text{ г}$$

$$\omega(\text{соли}) = 27 / 540 \cdot 100\% = 5\%$$

Ответ: $\omega(\text{соли}) = 5\%$.

Задача 3.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{соли}) = 0,25 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{соли}) — ?$$

Решение:

$$\omega(\text{соли}) = m(\text{соли})/m(\text{р-ра}) \cdot 100\% = 0,25/25 = 1 \text{ г}$$

Ответ: $\omega(\text{соли}) = 1 \text{ г}$.

Задача 4.

Дано:

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,2$$

$$m(\text{р-ра}) = 500 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{NaOH}) — ?$$

Решение:

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m(\text{р-ра})$$

$$m(\text{NaOH}) = \omega(\text{NaOH}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,2 \cdot 500 = 100 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 100 \text{ г}$

§29

Вопрос 1.

Чтобы вывести формулы воды, проводят ее разложение под действием электрического тока. В результате образуются газы: водород — два объема и кислород — один объем. При нормальных условиях 1 л водорода имеет массу 0,089 г, а 1 л кислорода — 1,429 г. Из этого можно сделать вывод, что

$$\frac{V(1 \text{ л водорода})}{V(1 \text{ л кислорода})} = (0,089 \cdot 2) : 1,429 = 1 : 8.$$

Так как в молекуле воды не может быть меньше одного атома кислорода (16 а. е.м.), а простейшее массовое отношение водорода к кислороду равно 1 : 8, то в молекуле воды должно быть два атома водорода (2 а. е.м.). Значит, формула молекулы воды H_2O .

Доказать качественный состав воды опытным путем смогли только в конце восемнадцатого столетия при сжигании газа водорода в кислороде. Приблизительно в то же время состав воды доказал Лавуазье путем разложения ее на составные части. Он пропускал через раскалённый ружейный ствол пары воды. От действия высокой температуры вода разлагалась. В результате кислород соединялся с железом, а на внутренней

поверхности ствола появлялась железная окалина. Из ствола выходил газ — водород. Количественный состав воды можно доказать путем ее синтеза. Для этого используют эвдиометр. Принцип проведения опыта заключается в том, что в замкнутой системе в результате действия искры протекает реакция образования воды из водорода и кислорода. Уровень воды в приборе поднимается эквимольно количеству взятых газов. Так, если взяли два объема кислорода и два объема водорода, останется один объем кислорода.

Вопрос 2.

Дано:

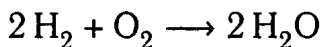
$$V(\text{O}) = 6 \text{ мл}$$

$$V(\text{H}_2) = 1 \text{ мл}$$

Найти:

Какой газ и в каком количестве остался.

Решение:



$$V(\text{H}_2)/V(\text{O}_2) = 2/1$$

Тогда если в реакцию вступил 1 мл водорода, то кислорода вступило $1 : 2 = 0,5$ (мл).

Значит кислорода осталось $6 - 0,5 = 5,5$ мл.

Ответ: Осталось 5,5 мл кислорода.

Вопрос 3.

В современном мире к питьевой воде предъявляют строгие требования, утвержденные Всемирной организации здравоохранения и стандартами отдельных государств. Основными из этих требований является отсутствие примесей и болезнетворных микроорганизмов. Если воду берут из природных водоемов, то сначала ей дают отстояться в специальных бассейнах, затем фильтруют через слой песка и специальные фильтры. Обеззараживание воды проводят озоном, ультрафиолетовыми лучами или хлором.

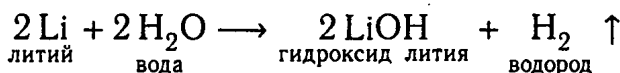
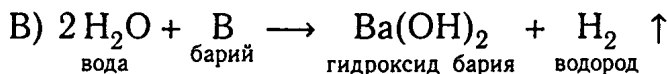
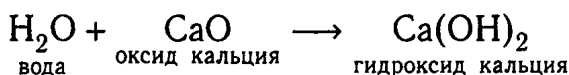
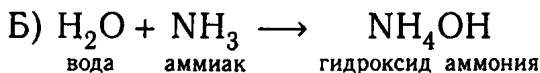
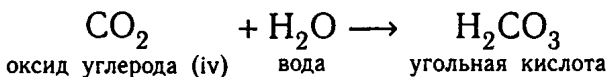
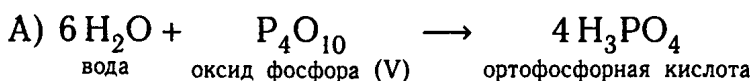
Вопрос 4.

Дистиллированной называют воду, практически не содержащую посторонних примесей и включений. Ее получают дистилляцией. Принцип дистилляции заключается в том, что воду испаряют, ее пары охлаждаются и собираются в специальную емкость, примеси при этом практически не испаряются. Дистиллированная вода применяется в медицине для вывода из организма шлаков, для изготовления лекарственных препаратов, в химической промышленности, в лабораториях для анализов, в охлаждающих системах автомашин. Иногда можно услышать мнение, что дождевая вода по своему составу

Вопрос 5.

$$\underset{\text{вода}}{2\text{H}_2\text{O}} \xrightarrow{\text{постоянный электрический ток}} \underset{\text{водород}}{2\text{H}_2} \uparrow + \underset{\text{кислород}}{\text{O}_2} \uparrow$$
$$\begin{array}{ccccc} \text{H}_2\text{O} + & \text{SO}_3 & \longrightarrow & \text{H}_2\text{SO}_4 \\ \text{вода} & \text{оксид серы (VI)} & & \text{серная кислота} \\ \text{H}_2\text{O} + & \text{Cl}_2\text{O}_7 & \longrightarrow & 2\text{HClO}_4 \\ \text{вода} & \text{оксид хлора (VII)} & & \text{хлорная кислота} \end{array}$$
$$\begin{array}{ccccccc} 2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} & \longrightarrow & 2\text{NaOH} & + & \text{H}_2 & \uparrow \\ \text{натрий} & & \text{гидроксид натрия} & & \text{водород} & \\ \\ 2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} & \longrightarrow & 2\text{LiOH} & + & \text{H}_2 & \uparrow \\ \text{литий} & & \text{гидроксид лития} & & \text{водород} & \end{array}$$

Вопрос 6.



Вопрос 7.

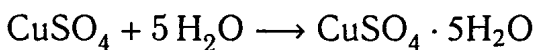
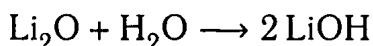
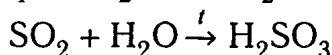
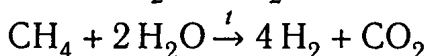
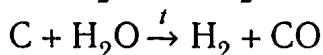
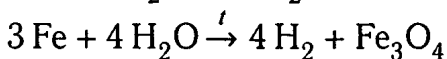
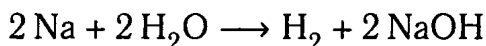
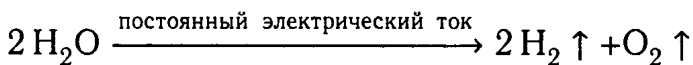
Общая характеристика воды. Вода имеет огромное значение для поддержания и создания жизни на земле, а также в формировании климата и погоды.

Нахождение в природе. Вода встречается как в свободном, так и в связанном виде (кристаллогидраты, например эпсомит $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), входит в состав почти всех живых организмов.

Физические свойства. Вода — при нормальных условиях жидкость без цвета, запаха и вкуса. В твёрдом состоянии имеет вид льда или

снега, а в газообразном — водяного пара. Отличительными особенностями воды является: высокая теплоемкость, в твердом состоянии плотность ниже, чем в жидкой, низкая вязкость.

Химические свойства.



Применение.

Применяется в земледелии (для ирригации), для питья и приготовления пищи, широко применяется как растворитель, как теплоноситель для отопления помещений, в ядерных реакторах для замедления нейтронов, в пожаротушении, а также в химической промышленности для получения кислот, спиртов, аммиака и азотосодержащих удобрений.

Задача 1.

Дано:

$$m(\text{р-ра})_1 = 200 \text{ г}$$

$$\omega(\text{вещества})_1 = 0,3$$

$$m(\text{воды}) = 100 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{вещества})_2 \text{ — ?}$$

Решение:

$$\omega(\text{вещества}) = m(\text{вещества})/m(\text{раствора})$$

Отсюда найдем массу вещества, которое содержалось в первом растворе.

$$m(\text{вещества}) = 200 \cdot 0,3 = 60 \text{ г}$$

После того, как к раствору долили воду, его масса стала:

$$200 + 100 = 300 \text{ г}$$

Тогда $\omega(\text{вещества})$ во втором растворе:

$$\omega(\text{вещества})_2 = 60/300 \cdot 100\% = 20\%$$

Ответ: $\omega(\text{вещества})_2 = 20\%$.

Глава V. Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений

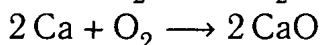
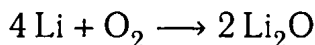
§30

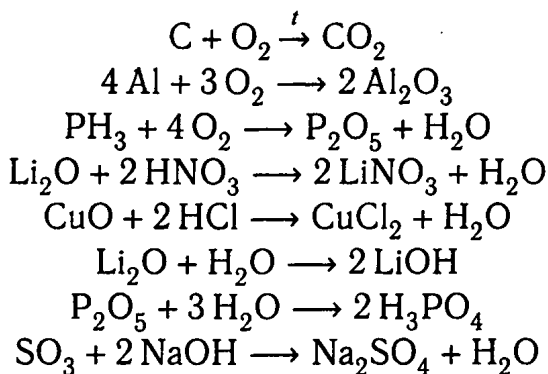
Вопрос 1.

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород со степенью окисления -2 . Оксиды делят на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды делят на основные, кислотные и амфотерные.

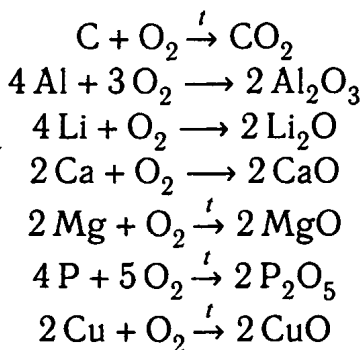
Основные оксиды	Кислотные оксиды
Na_2O — оксид натрия	N_2O_5 — оксид азота (V)
CaO — оксид кальция	SiO_2 — оксид кремния (IV)
CuO — оксид меди (II)	CrO — оксид хрома (II)
FeO — оксид железа (II)	CrO_3 — оксид хрома (VI)
	Mn_2O_7 — оксид марганца (VII)
	SO_2 — оксид серы (IV)

Вопрос 2.

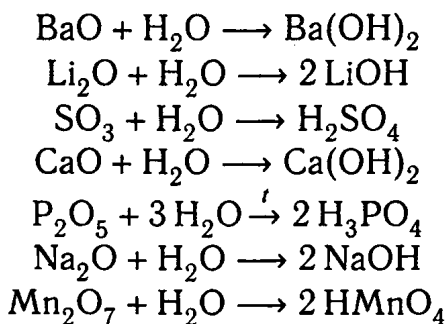




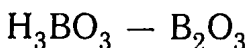
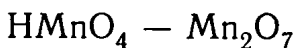
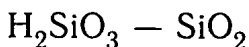
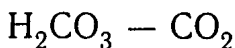
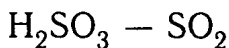
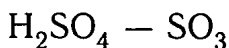
Вопрос 3.



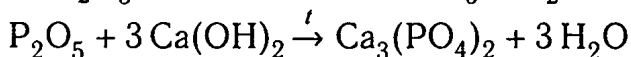
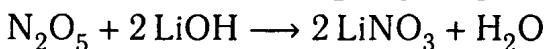
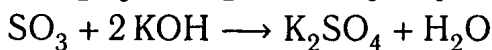
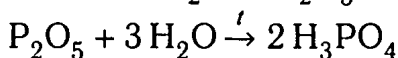
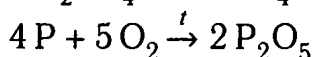
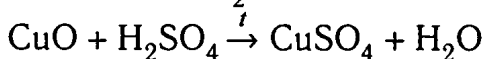
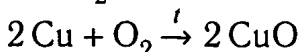
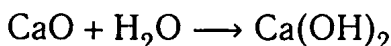
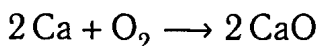
Вопрос 4.



Вопрос 5.



Вопрос 6.



Вопрос 7.

Оксиды применяют для производства сплавов (чугун, сталь), для приготовления строительных материалов, красок.

Задача 1.

Дано:

Na — 2,3 мас.ч

O — 0,8 мас.ч

Найти:

Формулу

Решение:

$$A_r(\text{Na}) = 23$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

16 м. ч. O — 23 м. ч. Na

0,8 м. ч. O — x м. ч. Na

$$x = 23 \cdot 0,8 / 16 = 1,15$$

Значит, формула, Na_2O

Ответ: Na_2O .

Задача 2.

Дано:



Найти:

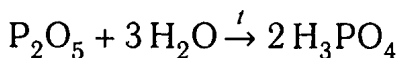
$$\omega(\text{P}_2 \text{ в } \text{P}_2\text{O}_5) - ?$$

$$\omega(\text{O}_5 \text{ в } \text{P}_2\text{O}_5) - ?$$

$$\omega(\text{H}_2 \text{ в } \text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$\omega(\text{O в } \text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:



$$\omega = A_r/M_r$$

$$\omega(\text{P}_2) = (31 \cdot 2)/(31 \cdot 2 + 16 \cdot 5) = 0,46$$

$$\omega(\text{O}_5) = 1 - 0,46 = 0,54$$

$$\omega(\text{H}_2) = 2/(1 \cdot 2 + 16) = 0,1$$

$$\omega(\text{O}) = 1 - 0,1 = 0,9$$

Ответ: $\omega(\text{P}_2 \text{ в } \text{P}_2\text{O}_5) = 0,46$; $\omega(\text{O}_5 \text{ в } \text{P}_2\text{O}_5) = 0,54$; $\omega(\text{H}_2 \text{ в } \text{H}_2\text{O}) = 0,1$; $\omega(\text{O в } \text{H}_2\text{O}) = 0,9$.

§31

Вопрос 1.

Простые вещества		Сложные вещества			
Металлы	Неметаллы	Оксиды	Основания	Кислоты	Соли
Ag, Au, Fe	F ₂ , B, S	Ag ₂ O, Al ₂ O ₃ , SO ₂	NaOH, Ca(OH) ₂ , Fe(OH) ₃	H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HCl	NaNO ₃ , Al ₂ (SO ₄) ₃ , NiCl ₂

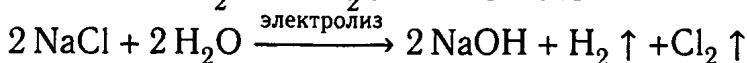
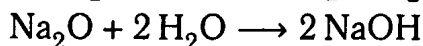
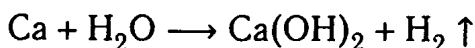
Вопрос 2.

Основаниями называют сложные вещества, в молекуле которых атом металла связан с одной или несколькими гидроксигруппами.

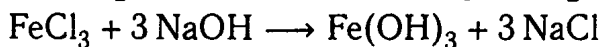
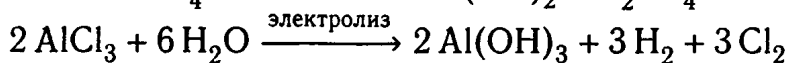
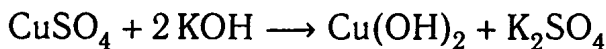
Основания делятся на *растворимые* (NaOH — гидроксид натрия) и *нерастворимые* (AgOH — гидроксид серебра).

Вопрос 3.

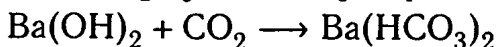
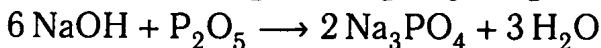
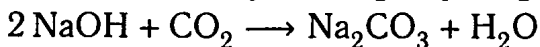
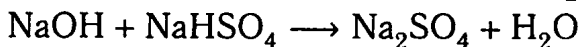
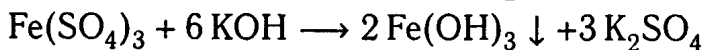
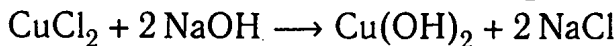
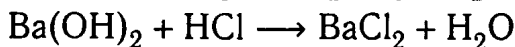
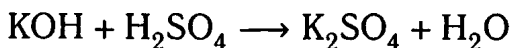
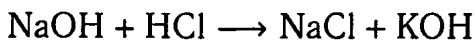
а) Получение растворимых оснований:



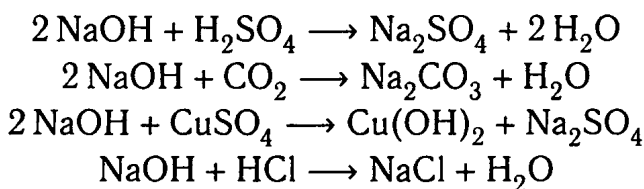
б) Получение нерастворимых оснований:



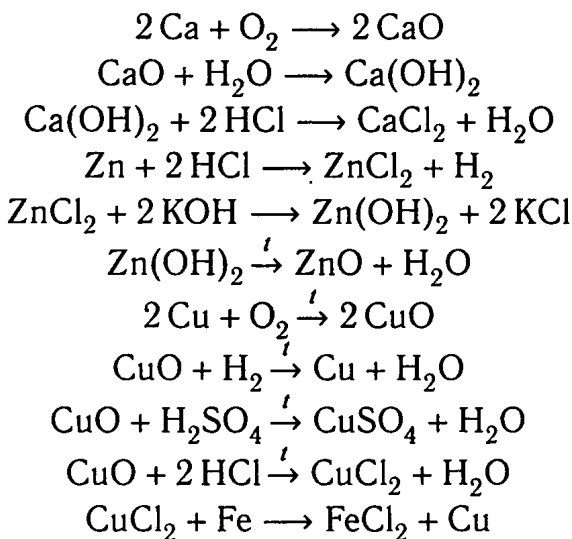
Вопрос 4.



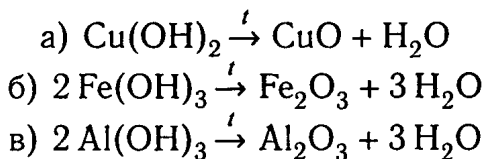
Вопрос 5.



Вопрос 6.

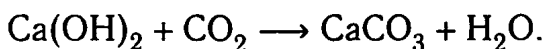


Вопрос 7.



Вопрос 8.

Гашеная известь имеет свойство затвердевать в результате испарения воды и кристаллизации гидроокиси кальция. Процессу затвердевания способствует взаимодействие гидрата окиси кальция с углекислым газом, который всегда содержится в воздухе:



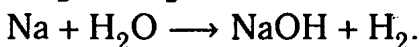
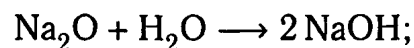
Вопрос 9.

Гидроксид натрия NaOH

Общая характеристика. Гидроксид натрия — растворимое основание. Самая распространенная щелочь. Так же называют едкой щелочью за счет способности разъедать ткани, кожу, бумагу.

Получение.

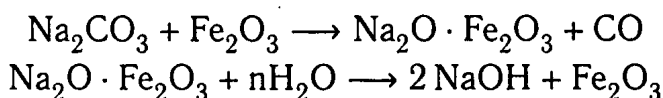
а) в лаборатории:



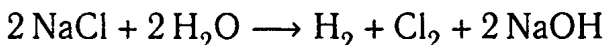
б) в промышленности:



Ферритный метод:

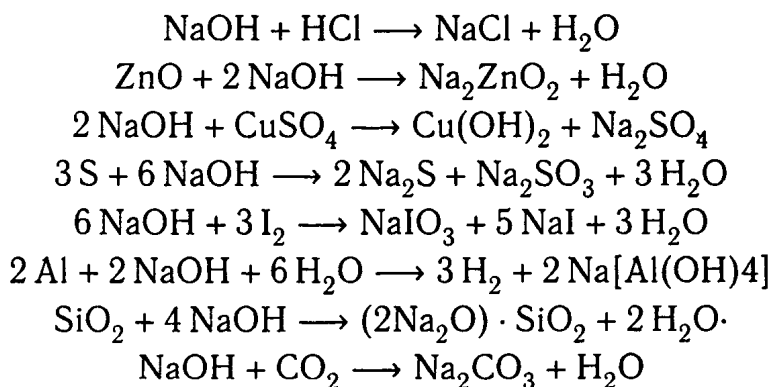


Электролиз:



Физические свойства. Твердое вещество представляет собой бесцветные ромбические кристаллы. Температура плавления 323°C . Температура кипения 1403°C . Растворим в воде, глицерине, этиловом и метиловом спиртах, практически не растворим в диэтиловом эфире. Гигроскопичен.

Химические свойства.



Применение. Для омыления жиров при производстве мыла, в химической промышленности

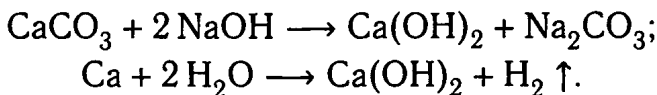
для нейтрализации кислот, а также в количественном анализе, входит в состав многих чистящих средств, в косметологии, в пищевой промышленности в качестве БАД.

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$

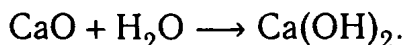
Общая характеристика. Гидроксид кальция — сильное основание. Так же известен как гашеная известь и известковая вода.

Получение.

а) в лаборатории:



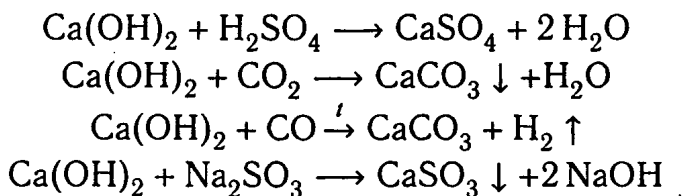
б) в промышленности:



Этот способ используется для промышленного и лабораторного получения гидроксида кальция.

Физические свойства. Порошок белого цвета, плохо растворим в воде.

Химические свойства.



Применение. В строительстве для побелки помещений, для изготовления известкового раствора, для приготовления бетона. Так же для производства удобрений, в качестве БАД, для дубления кож, в стоматологии для дезинфекции.

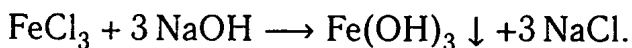
Гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Общая характеристика. Гидроксид железа (III) — амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств.

Нахождение в природе. В природе встречается в виде оксидной руды железа — лимонита $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и минерала гётита — $\text{FeO}(\text{OH})$.

Получение.

а) в лаборатории:



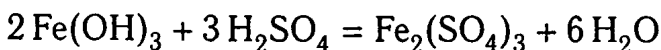
б) в промышленности.

Осаждение из раствора солей железа (III) гидрата $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и его частичное обезвоживание

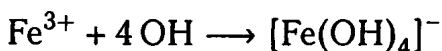
Физические свойства.

Имеет бурый цвет. При нагревании разлагается без плавления. Не растворяется в воде. Является слабым окислителем и восстановителем.

Химические свойства. Гидроксид Fe (III) обладает амфотерными свойствами с преобладанием основных. Поэтому он легко растворяется в кислотах:



и не растворяется в щелочах. Подтверждением наличия у $\text{Fe}(\text{OH})_3$ кислотных свойств является существование гидроксокомплексов, простейшими из которых являются $[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$ и $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$. Их можно получить, добавляя по каплям раствор соли $\text{Fe}(\text{III})$ в избыток концентрированной щёлочи:



Применение. Применяются в составе пигментов.

Задача 1.

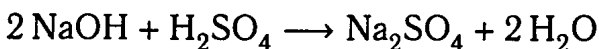
Дано:

$$m(\text{NaOH}) = 10 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$\nu(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 10 / 40 = 0,25 \text{ моль}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{NaOH})/\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 : 1$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{NaOH}) \cdot 1/2 = 0,25 \cdot 1/2 = 0,125$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,125 \cdot 98 = 12,25 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12,25 \text{ г}$.

Задача 2.

Дано:

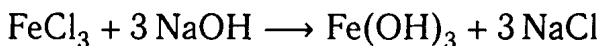
$$m(\text{NaOH}) = 240 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) - ?$$

$$\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$\nu(\text{NaOH}) = 240/40 = 6 \text{ моль}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{NaOH})/\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 3/1$$

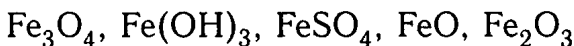
$$\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \nu(\text{NaOH}) \cdot 1/3 = 6 \cdot 1/3 = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2 \cdot 107 = 214 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 214 \text{ г}$; $\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2 \text{ моль}$.

Задача 3.

Дано:



Найти:

$\omega(\text{Fe})$ в каждом соединении

Решение:

$$\omega = A_r / M_r$$

$$\omega(\text{Fe в Fe}_3\text{O}_4) = 56 \cdot 3 / 232 = 0,72$$

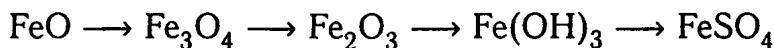
$$\omega(\text{Fe в Fe(OH)}_3) = 56 / 107 = 0,52$$

$$\omega(\text{Fe в FeSO}_4) = 56 / 152 = 0,37$$

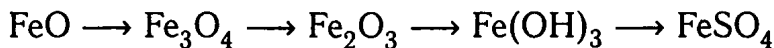
$$\omega(\text{Fe в FeO}) = 56 / 72 = 0,78$$

$$\omega(\text{Fe в Fe}_2\text{O}_3) = 112 / 160 = 0,7$$

Значит, содержание железа в порядке
возрастания таково:



Ответ:



Задача 4.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г}$$

$$m(\text{Ca(OH)}_2) = 1,56 \text{ г}$$

$$m(\text{Ba(OH)}_2) = 38 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{Ca(OH)}_2)\% - ?$$

$$\omega(\text{Ba(OH)}_2) - ?$$

Решение:

$$\omega = m(\text{вещества})/m(\text{раствора})$$

$$m(\text{раствора } \text{Ca}(\text{OH})_2) = 1000 + 1,56 = 1001,56$$

$$\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,56/1001,56 \cdot 100\% = 0,16\%$$

$$m(\text{раствора } \text{Ba}(\text{OH})_2) = 1000 + 38 = 1038$$

$$\omega(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 38/1038 \cdot 100\% = 30,7\%$$

Ответ: $\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2)\% = 0,16\%$; $\omega(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 30,7\%$.

§32

Вопрос 1.

Кислотами называются сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металла.

Кислоты

Кислоты кислородосодержащие

HNO_3 — кислотный остаток NO_3 — валентность I

H_2SO_4 — кислотный остаток SO_4 — валентность II

H_3PO_4 — кислотный остаток PO_4 — валентность III

H_2SO_3 — кислотный остаток SO_3 — валентность II

HNO_2 — кислотный остаток NO_2 — валентность I

H_2CO_3 — кислотный остаток CO_3 — валентность II

HBO_3 — кислотный остаток BO_3 — валентность I

H_3AsO_4 — кислотный остаток AsO_4 — валентность III

Кислоты бескислородные

HCl — кислотный остаток Cl — валентность I

H_2S — кислотный остаток S — валентность II

HF — кислотный остаток F — валентность I

HI — I — валентность I

HBr — кислотный остаток Br — валентность I

HCl — кислотный остаток Cl — валентность I

HF — кислотный остаток F — валентность I

HI — кислотный остаток I — валентность I

HBr — кислотный остаток Br — валентность I

HNO_3 — кислотный остаток NO_3 — валентность I

HNO_2 — кислотный остаток NO_2 — валентность I

HBO_3 — кислотный остаток BO_3 — валентность I

H_2SO_4 — кислотный остаток SO_4 — валентность II

Кислоты двухосновные

H_2SO_3 — кислотный остаток SO_3 — валентность II

H_2CO_3 — кислотный остаток CO_3 — валентность II

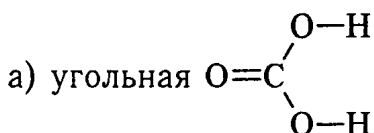
H_2S — кислотный остаток S — валентность II

Кислоты трехосновные

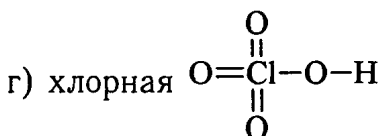
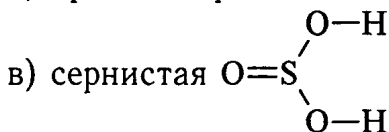
H_3PO_4 — кислотный остаток PO_4 — валентность III

H_3AsO_4 — кислотный остаток AsO_4 — валентность III

Вопрос 2.

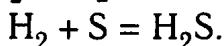
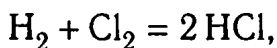


б) бромоводородная $\text{H}-\text{Br}$

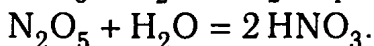
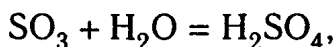


Вопрос 4.

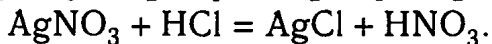
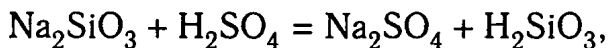
1. Бескислородные кислоты могут быть получены синтезом из элементов, с последующим растворением полученного соединения в воде:



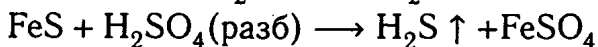
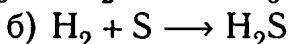
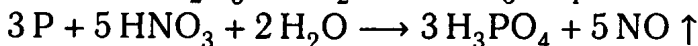
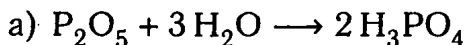
2. Кислородсодержащие кислоты могут быть получены взаимодействием кислотных оксидов (ангидридов кислот) с водой:



3. Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить по реакции обмена между солями и другими кислотами:



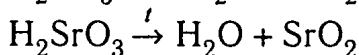
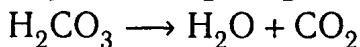
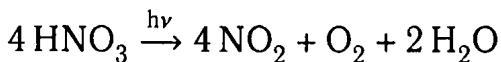
Вопрос 4.



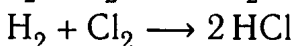
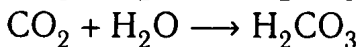
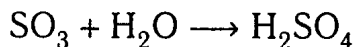
Вопрос 5.

Реакции

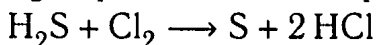
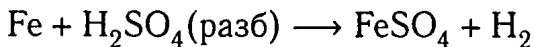
Разложения



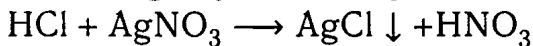
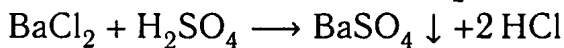
Соединения



Замещения

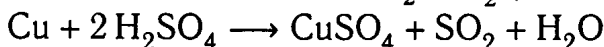
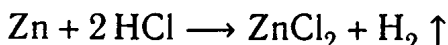


Обмена

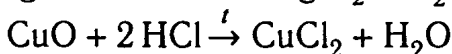
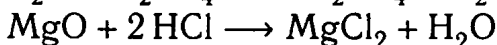
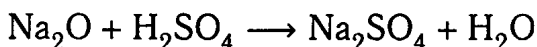


Вопрос 6.

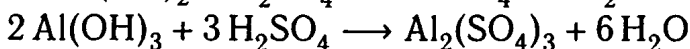
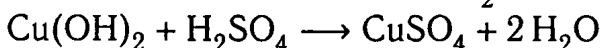
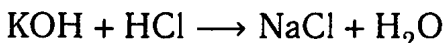
1. Взаимодействие с металлами (замещения).



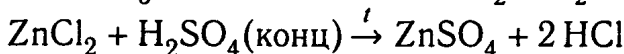
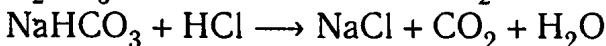
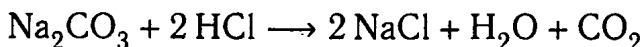
2. Взаимодействуют с основными оксидами (обмена).



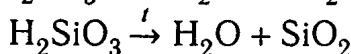
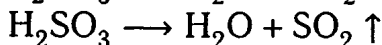
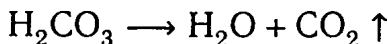
3. Взаимодействуют с основаниями (обмена).



4. Взаимодействуют с солями (обмена).

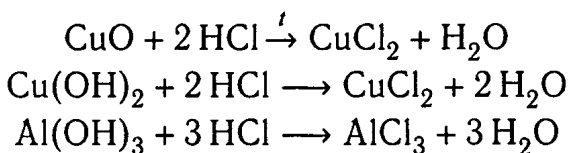


5. Разложения.

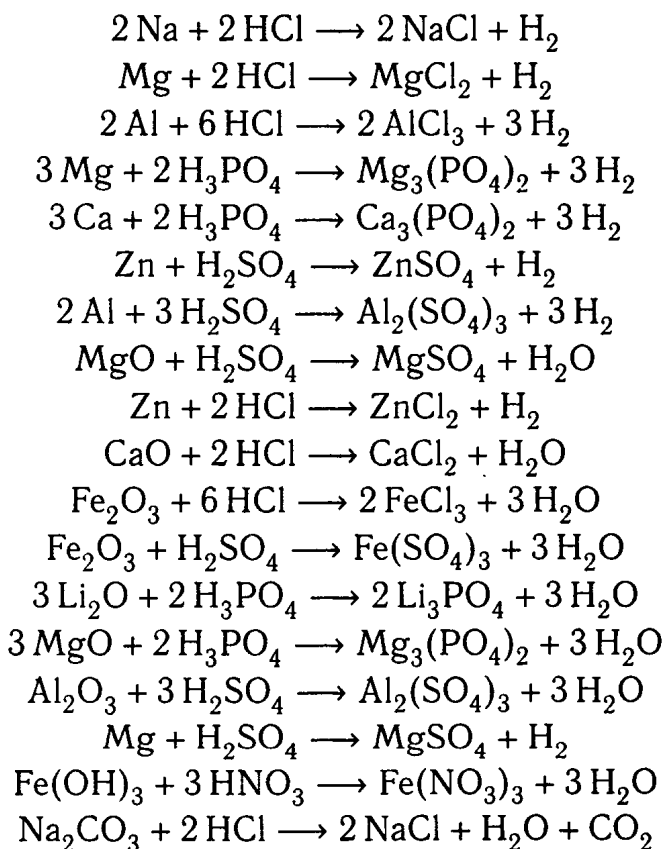


6. Изменяют окраску индикатора: лакмус краснеет, метиловый оранжевый розовеет.

Вопрос 7.



Вопрос 8.



Вопрос 9.

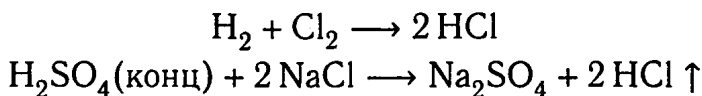
Соляная кислота HCl

Общая характеристика. Сильная одноосновная кислота.

Нахождение в природе. Входит в состав желудочного сока. На одном из Курильских островов есть озеро, заполненное концентрированным раствором серной и соляной кислот.

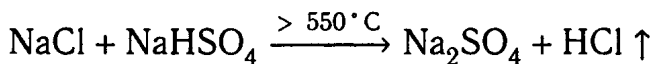
Получение.

а) в лаборатории:



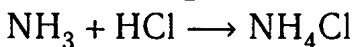
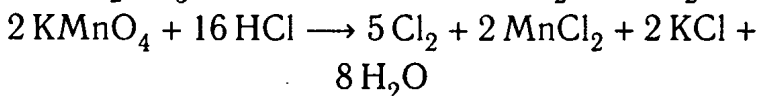
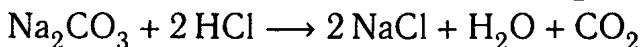
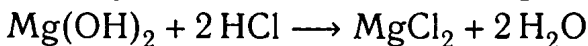
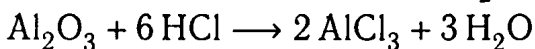
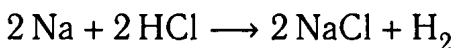
(этим способом соляную кислоту получают и в промышленности)

б) в промышленности:



Физические свойства. Бесцветная, «дымящая» на воздухе, едкая жидкость. Плотность раствора 1,19 г/см³. Молярная масса 36,46 г/моль. При затвердевании даёт кристаллогидраты составов HCl · H₂O, HCl · 2H₂O, HCl · 3H₂O, HCl · 6H₂O. Хлороводород растворим в воде. При попадании на кожу вызывает ожоги.

Химические свойства.



Применение. В промышленности для очистки поверхности металлов, для получения хлоридов, в пищевой промышленности в качестве БАД, в медицине для нормализации кислотности желудочного сока.

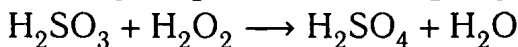
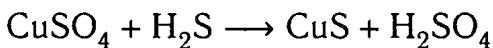
Серная кислота H_2SO_4

Общая характеристика. Сильная двухосновная кислота, содержащая атом серы в высшей степени окисления.

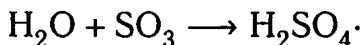
Нахождение в природе. В некоторых водах вулканического происхождения. В атмосфере Венеры и некоторых других небесных тел.

Получение.

а) в лаборатории:

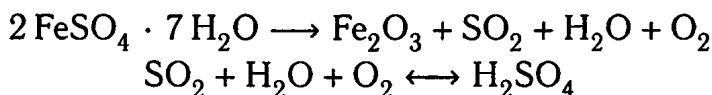


б) В промышленности сначала получают SO_3 , а затем проводят реакцию:



Реакция проходит с выделением тепла, поэтому H_2SO_4 смешивают с SO_3 .

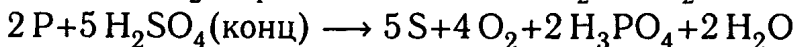
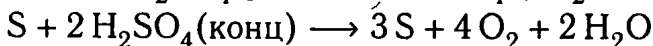
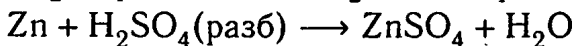
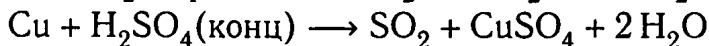
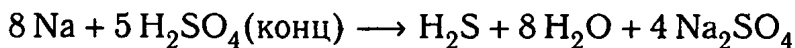
Так же получают серную кислоту из железного купороса:

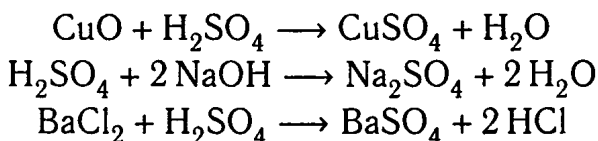


Физические свойства. При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха. Смешивается с водой и SO_3 во всех соотношениях. В водных растворах серная кислота практически полностью диссоциирует на H^+ , HSO_4^- , и SO_4^{2-} . Образует гидраты $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, где $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$.

Химические свойства.

Серная кислота — сильный окислитель.





Применение. Серную кислоту применяют в производстве минеральных удобрений, как электролит в свинцовых аккумуляторах, в химической промышленности для получения кислот и солей, в пищевой промышленности в качестве эмульгатора, в органическом синтезе.

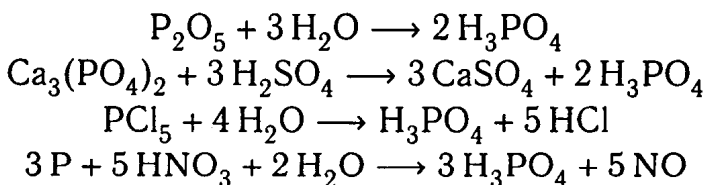
Ортофосфорная кислота H_3PO_4

Общая характеристика. Трехосновная кислота средней силы.

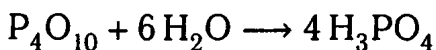
Нахождение в природе. В природе встречаются ортофосфаты — соли фосфорной кислоты в виде минералов — вивианит (Fe^{2+} , Fe^{3+}) $[\text{PO}_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, торбернит $\text{Cu}(\text{UO}_2)_2[\text{PO}_4]_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, отенит $\text{Ca}(\text{UO}_2)_2[\text{PO}_4]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, бирюза $\text{CuAl}_6[\text{PO}_4]_4(\text{OH})_8 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ и другие.

Получение:

а) в лаборатории:

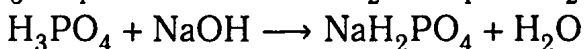
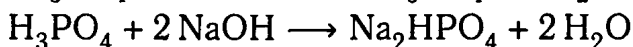
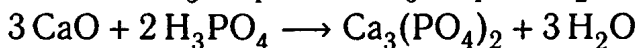
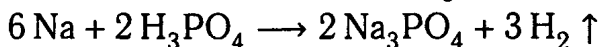
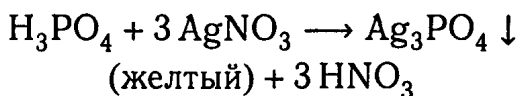


б) В промышленности получают сначала P_4O_{10} , затем производят гидратацию:



Физические свойства. При нормальных условиях представляет собой бесцветные гигроскопичные кристаллы. При температуре выше 213°C она превращается в пиррофосфорную кислоту $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Хорошо растворима в воде и этаноле.

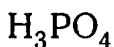
Химические свойства.



Применение. Применяется при пайке по черному металлу или нержавеющей стали, в составе фреонов в промышленных морозильных установках, для очищения поверхностей от ржавчины и для предотвращения коррозии металлов.

Задача 1.

Дано:



Найти:

$\omega(\text{P})$ в H_3PO_4 — ?

$\omega(\text{P})$ в HPO_3 — ?

Решение:

$$\omega = A_r/M_r$$

$$\omega(\text{P в H}_3\text{PO}_4) = 31/98 = 0,32$$

$$\omega(\text{P в HPO}_3) = 31/80 = 0,39$$

$$0,39 > 0,32$$

Ответ: Содержание фосфора больше в метафосфорной кислоте.

Задача 2.

Дано:

$$\omega(\text{Se}) = 3,95 \text{ м. ч.}$$

$$\omega(\text{H}) = 0,1 \text{ м. ч.}$$

Найти:

формулу соединения

Решение:

$$3,95 \text{ м. ч. Se} — 79 \text{ г}$$

$$0,1 \text{ м. ч. H} — x \text{ г}$$

$$x = 79 \cdot 0,1/3,95 = 2$$

$$A_r(\text{H}) = 1, \text{ значит формула } \text{H}_2\text{Se}.$$

Ответ: H_2Se .

Задача 3.

Дано:

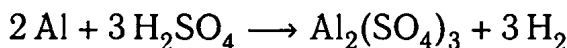
$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 3,42 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Al}) - ?$$

$$\nu(\text{Al}) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 3,42 / 342 = 0,01 \text{ (моль)}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / \nu(\text{Al}) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{Al}) = 0,01 \cdot 2 = 0,02 \text{ моль}$$

$$m(\text{Al}) = 0,02 \cdot 27 = 0,54 \text{ г}$$

Ответ: $\nu(\text{Al}) = 0,02 \text{ моль}$; $m(\text{Al}) = 0,54 \text{ г}$.

Задача 4.

Дано:

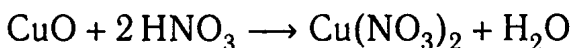
$$\nu(\text{CuO}) = 0,1 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) - ?$$

$$\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) - ?$$

Решение:



По уравнению реакции:

$$\nu(\text{CuO})/\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 1/1 \rightarrow \nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,1 \text{ моль}$$

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,1 \cdot 188 = 18,8 \text{ г}$$

Ответ: $\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,1 \text{ моль}$; $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 18,8 \text{ г}$.

§33

Вопрос 1.

Оксиды:

основные — Cu_2O , Li_2O ;

кислотные — N_2O_5 , SO_2 .

Основания:

растворимые — $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

нерастворимые — $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Кислоты — HBr , H_3BO_3 .

Соли:

средние — $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;

кислые — NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Вопрос 2.

Карбонат магния — MgCO_3 .

Гидрокарбонат железа (II) — $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$.

Сульфат железа (III) — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Гидрофосфат кальция — CaHPO_4 .

Основной хлорид магния — MgOHCl .

Дигидрофосфат кальция — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Вопрос 3.

NaCl — хлорид натрия;

NaNO_3 — нитрат натрия;

CaCl_2 — хлорид кальция;

KHSO_4 — гидросульфат калия;

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат алюминия;

K_3PO_4 — ортофосфат калия;

Na_2SO_4 — сульфат натрия;

Na_2S — сульфид натрия;

Na_2SO_3 — сульфит натрия;

$\text{Ca}(\text{HS})_2$ — гидросульфид кальция;

FeSO_4 — сульфат железа (II);

AgNO_3 — нитрат серебра;

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III);

Na_2CO_3 — карбонат натрия;

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат хрома (III);

NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия;

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат кальция.

Вопрос 4.

а) Условно соли соляной кислоты можно изобразить: MeCl , где Me — это какой-либо металл в соли. Например: NaCl — хлорид натрия, KCl — хлорид калия, CaCl_2 — хлорид кальция, NH_4Cl — хлорид аммония и другие.

б) Серной кислоты, соответственно — MeSO_4 . Например: Na_2SO_4 — сульфат натрия, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат алюминия, CuSO_4 — сульфат меди.

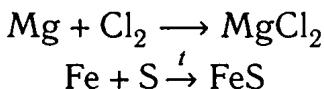
в) Азотной — MeNO_3 . Например: AgNO_3 — нитрат серебра, NaNO_3 — нитрат натрия, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат кальция.

г) Ортофосфорной — MePO_4 : K_3PO_4 — ортофосфат калия, AlPO_4 — ортофосфат алюминия, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — ортофосфат кальция.

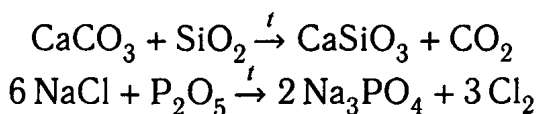
д) Угльной — MeCO_3 : Na_2CO_3 — карбонат натрия, NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — карбонат аммония.

Вопрос 5.

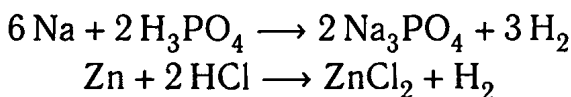
1. Взаимодействие металлов с неметаллами:



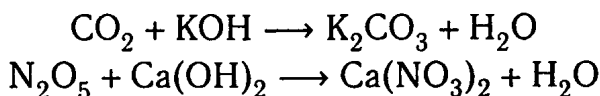
2. Взаимодействие соли с нелетучими кислотными оксидами:



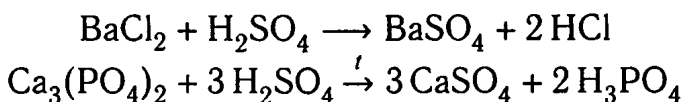
3. Взаимодействие металлов с кислотами:



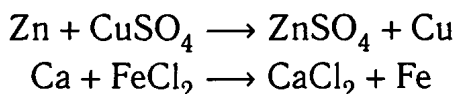
4. Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями:



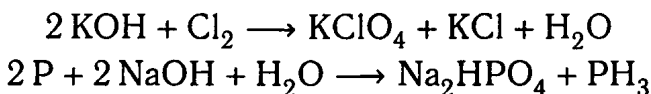
5. Взаимодействие солей с кислотами:



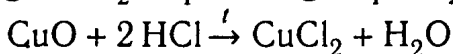
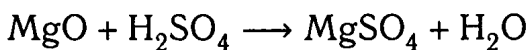
6. Взаимодействие более активного металла с солью менее активного:



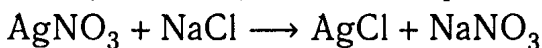
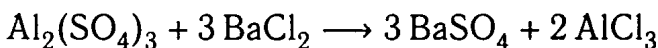
7. Взаимодействие неметаллов с основаниями:



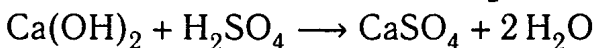
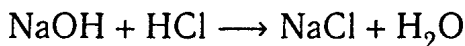
8. Взаимодействие основных оксидов с кислотами:



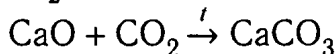
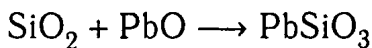
9. Взаимодействие солей между собой:



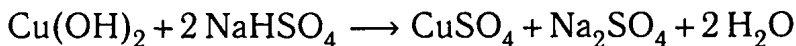
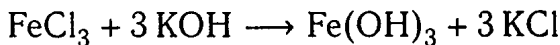
10. Взаимодействие кислот с основаниями:



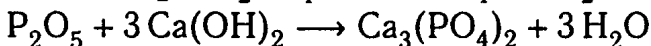
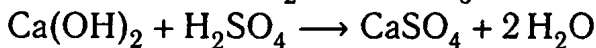
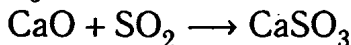
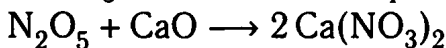
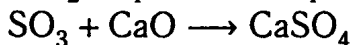
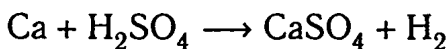
11. Взаимодействие кислотного оксида и основного:



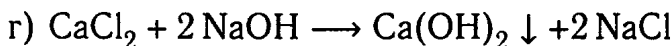
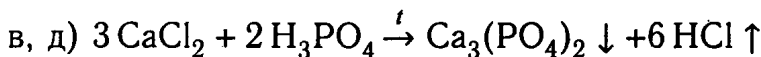
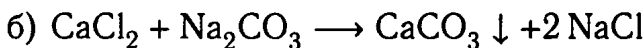
12. Взаимодействие солей с основаниями:



Вопрос 6.

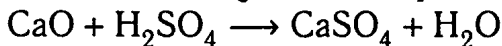
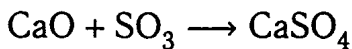


Вопрос 7.

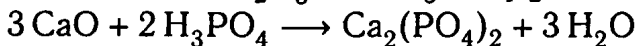
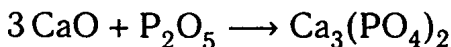


Вопрос 8.

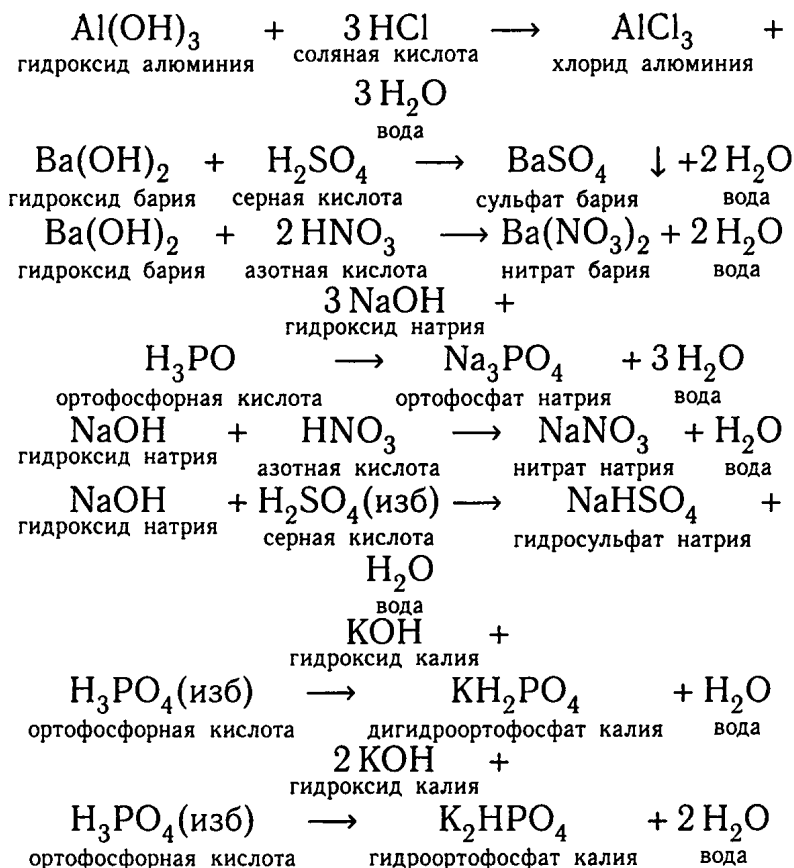
а) сульфат кальция



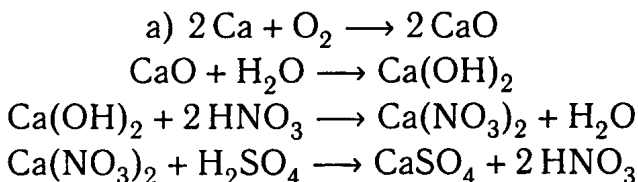
б) ортофосфат кальция

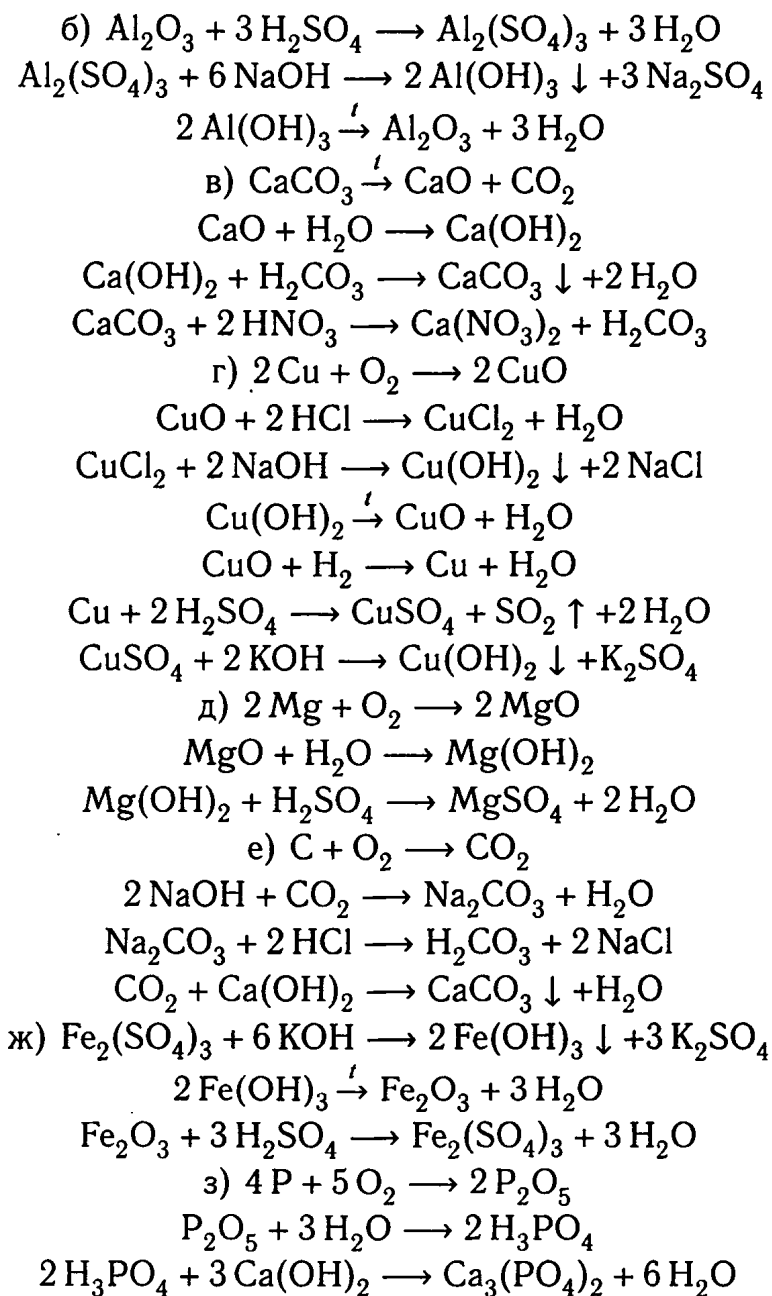


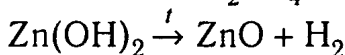
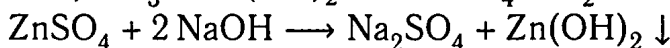
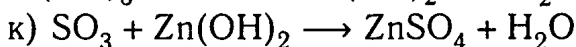
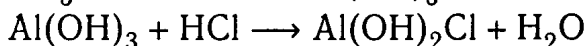
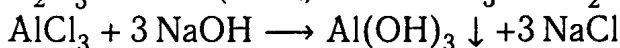
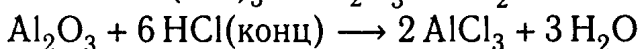
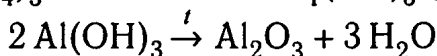
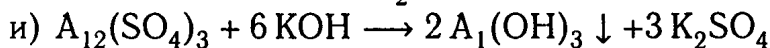
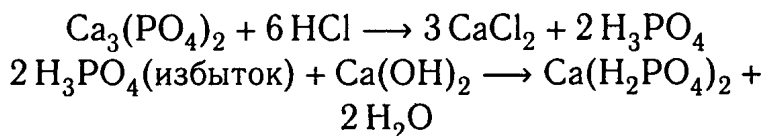
Вопрос 9.



Вопрос 10.

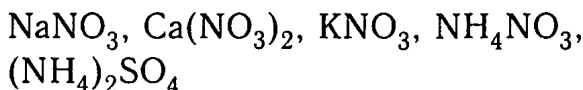






Задача 1.

Дано:



Найти:

Какое из соединений богаче азотом?

Решение:

$$\omega = A_r / M_r$$

$$\omega(\text{N в } \text{NaNO}_3) = 14/85 = 0,16$$

$$\omega(\text{N в } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 28/164 = 0,17$$

$$\omega(\text{N в } \text{KNO}_3) = 14/101 = 0,14$$

$$\omega(\text{N в } \text{NH}_4\text{NO}_3) = 28/80 = 0,35$$

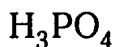
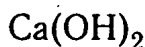
$$\omega(\text{N в } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 28/96 = 0,29$$

Значит, содержание азота выше в NH_4NO_3 .

Ответ: Содержание азота выше в NH_4NO_3 .

Задача 2.

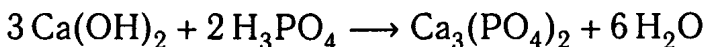
Дано:



Найти:

$$m(\text{Ca(OH)}_2)/m(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

Решение:



По уравнению реакции:

$$\nu(\text{Ca(OH)}_2) = 3 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \text{ моль}$$

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 99 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Ca(OH)}_2) = \nu(\text{Ca(OH)}_2) \cdot M_r(\text{Ca(OH)}_2) = \\ 3 \cdot 74 = 222 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \cdot 99 = 198 \text{ г}$$

$$m(\text{Ca(OH)}_2)/m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 222/198 = 37/33.$$

Ответ: $m(\text{Ca(OH)}_2)/m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 37/33.$

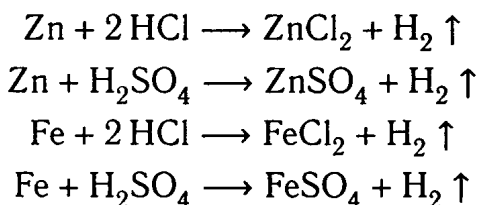
Лабораторные опыты

11. Действи кислот на индикаторы.

Необходимо к обоим растворам добавить индикатор лакмус или метилоранж. Лакмус краснеет, а метилоранж розовеет, там где находится кислота.

12. Отношение кислот к металлам.

В электрохимическом ряду напряжений металлов, металлы расположены по их способности вытеснять водород из растворов кислот: чем правее находится металл в этом ряду, тем менее активно он взаимодействует с кислотами. Металлы, находящиеся после водорода, с растворами кислот не взаимодействуют.

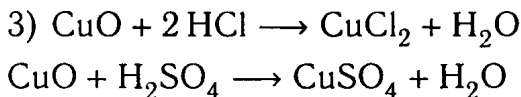


Наблюдаемые реакции относятся к реакциям замещения.

13. Взаимодействие кислот с оксидами металлов.

1) Происходит изменение окраски растворов и растворение оксидов.

2) CuCl_2 — хлорид меди (II); CuSO_4 — сульфат меди (II)



14. Свойства растворимых и нерастворимых оснований.

	NaOH	Ca(OH) ₂	Cu(OH) ₂	Fe(OH) ₃
Агрегатное состояние	Твердое	Твердое	Твердое	Твердое
Цвет	Белый	Белый	Синий	Бурий
При добавлении воды	Растворимый	Малорастворимый	Нерастворимый	Нерастворимый
Фильтрование	-	+	+	+
Реакция фенолфталеина	Розовое	Розовое	Розовое	Розовое

Основания имеют твердое агрегатное состояние. Обладают белым или другим цветами. Основания, образованные наиболее активными металлами растворяются в воде и изменяют окраску фенолфталеина.

15. Взаимодействие щелочей с кислотами.

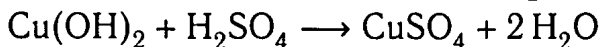
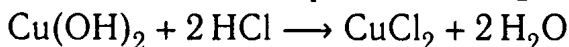
1) Потому что происходит термохимическая реакция, и вода вскипает, что сопровождается разбрызгиванием раствора.

2) Выделился хлорид натрия NaCl.

3) $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

16. Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами.

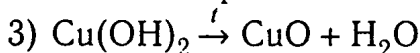
1) CuCl_2 — хлорид меди (II); CuSO_4 — сульфат меди (II).



17. Разложение гидроксида меди(II) при нагревании.

1) Гидроксид меди (II) находится в твердом агрегатном состоянии, имеет синий цвет.

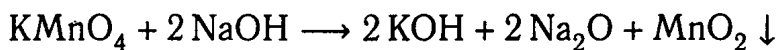
2) Гидроксид меди разлагается на воду и оксид, а CuO черного цвета.



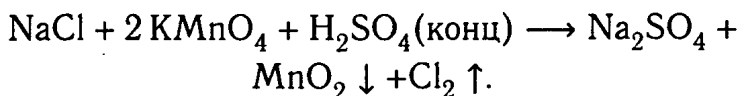
Практическая работа 5

Задача 1.

Соляную кислоту определяем добавлением раствора индикатора – метилоранжа. Он приобретает красно-оранжевый цвет в кислой среде. Затем нужно различить NaOH от NaCl . Для этого к обоим растворам добавляем раствор калия перманганата. Тогда в пробирке с гидроксидом натрия образуется осадок бурого цвета:

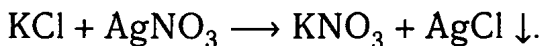


В пробирке с хлоридом натрия реакция не пойдет. Для этого можно добавить в пробирку концентрированный раствор серной кислоты, при этом также выделится осадок бурого цвета — MnO_2 , кроме того будет выделяться газообразный хлор:



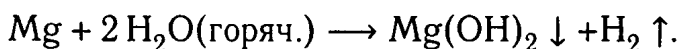
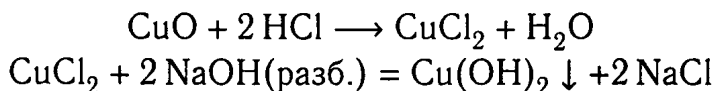
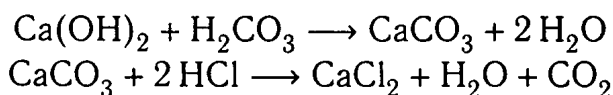
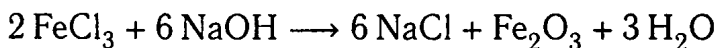
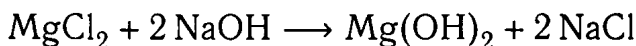
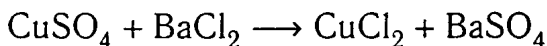
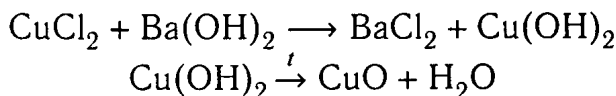
Задача 2.

Добавляем к растворам нитрат серебра, при этом в пробирке с водой реакция не пойдет, а в пробирке с хлоридом калия выделится белый творожистый осадок — хлорид серебра.



Задача 3.

Если ввести в пламя горелки оксид кальция, то пламя окрашивается в кирпично-красный цвет, а в случае с оксидом магния пламя не окрашивается.

Задача 4.**Задача 5.****Задача 6.****Задача 7.****Задача 8.****Задача 9.****Задача 10.**

Глава VI. Периодический закон и периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева.

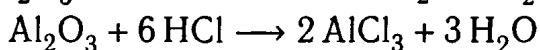
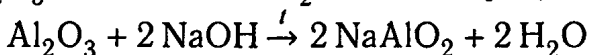
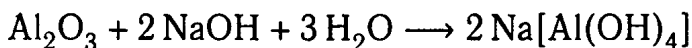
Строение атома

§34—35

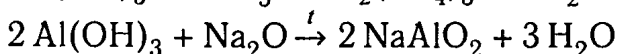
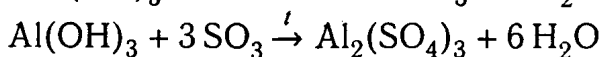
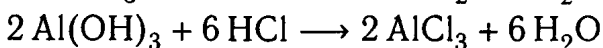
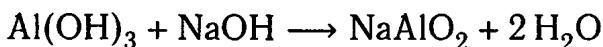
Вопрос 1.

Деление на металлы и неметаллы является условным, т. к. существуют амфотерные элементы, соединения которых проявляют двойственные свойства. Такими соединениями являются оксиды и гидроксиды цинка и алюминия.

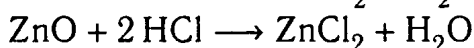
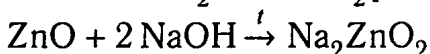
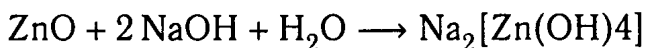
а) Al_2O_3 :



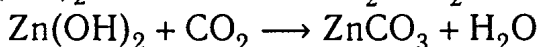
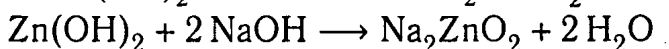
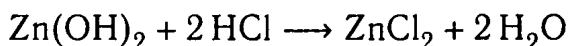
б) $\text{Al}(\text{OH})_3$:



г) ZnO :

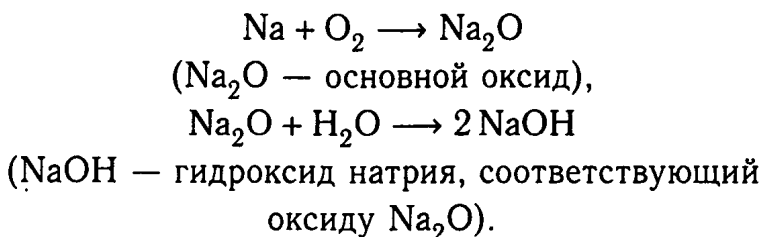


д) $\text{Zn}(\text{OH})_2$:

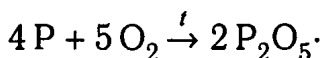


Вопрос 2.

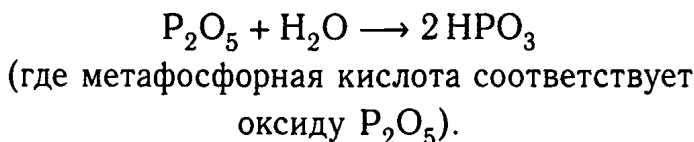
Подтверждением деления элементов на металлы и неметаллы является различие физических и химических свойств. Так, металлам свойственны следующие физические свойства: в большинстве случаев при нормальных условиях — твердые вещества, обладающие металлическим блеском, имеют металлическую кристаллическую решетку, обладают хорошей тепло — и электропроводностью, ковкие. Примеры: Fe, Au, Ag, Cu. Неметаллы при нормальных условиях имеют различные агрегатные состояния, большинством не обладает металлическим блеском (исключение — йод). Хрупкие и имеют тепло — и электропроводность ниже. Примеры: S, P, F₂, H₂, O₂. Различие химических свойств подтверждается способностью металлов образовывать основные оксиды, которым соответствуют основания:



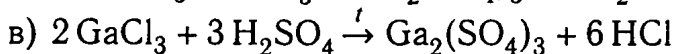
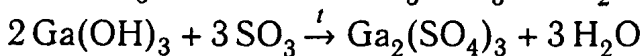
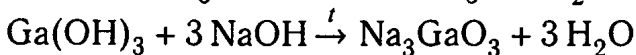
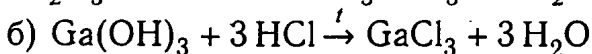
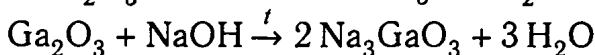
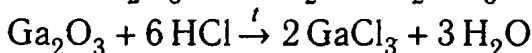
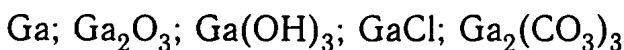
Неметаллы способны образовывать кислотные оксиды,

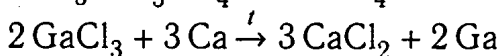
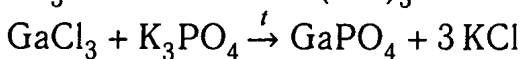
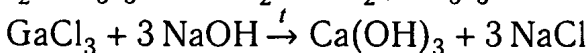
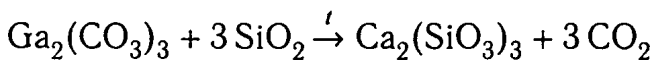


Им соответствуют кислоты:

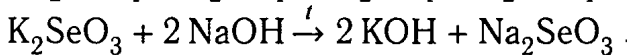
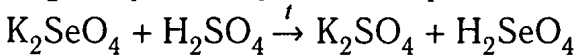
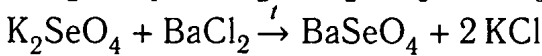
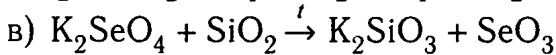
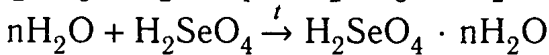
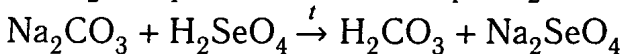
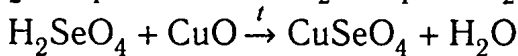
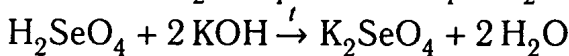
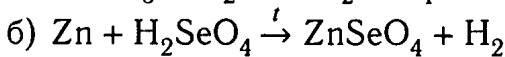
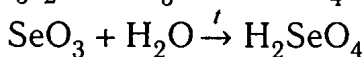
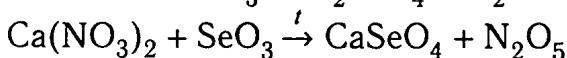
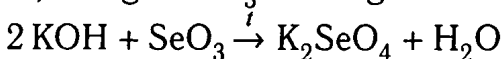
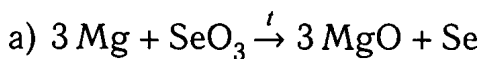


Вопрос 3.





2) Se; SeO₂; SeO₃; H₂Se; H₂SeO₃, H₂SeO₄,
K₂Se; K₂SeO₃, K₂SeO₄



Вопрос 4.

На основании проведенных исследований Менделеев сформулировал периодический закон: «Свойства простых тел, а также формы и свойства

соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

В современной трактовке закон звучит так: «Свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атомов этих элементов».

Трудности возникали у Менделеева в связи с тем, что было изучено мало элементов, а атомные массы уже открытых элементов были неточны. Однако Менделеев взял на себя смелость расположить элементы соответственно с их свойствами и предопределил открытие новых элементов.

Вопрос 5.

Менделеев назвал свой закон периодическим, т. к. в пределах рядов элементов свойства изменяются последовательно. Эти ряды были названы им периодами. А изменение свойств химических элементов по мере возрастания их атомной массы не совершается непрерывно в одном и том же направлении, а имеет периодический характер.

Рассмотрим ряды элементов от Li до Ne и от Na до Ag. Если расположить эти два ряда один под другим, то в вертикальные столбцы попадают элементы сходные по своим свойствам

и обладающие одинаковой валентностью. Так, например, Li и Na — типичные металлы, а Ne и Ar — инертные газы. В рядах же слева направо наблюдается ослабление металлических свойств и усиление неметаллических свойств элементов. Так, например, в ряду от Li до Ne Li — одновалентный металл, энергично разлагающий воду с образованием щелочи. У Be металлические свойства выражены слабее, оксид и гидроксид бериллия амфотерны. В — элемент со слабо выраженными неметаллическими свойствами, проявляющий некоторые свойства металла. От C до F неметаллические свойства усиливаются, F — самый активный из неметаллов. За F следует Ne — инертный газ, не проявляющих ни металлических, ни неметаллических свойств.

Также следует отметить, что по мере увеличения атомной массы валентность элементов по отношению к кислороду, начиная с Li, увеличивается на единицу для каждого следующего элемента (исключением является F, что связано с особенностями строения его атома). В следующем периоде закономерность прослеживается снова.

Задача 1.

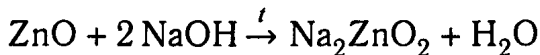
Дано:

$$m(\text{ZnO}) = 4,05 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{ZnO}_2) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$\nu(\text{ZnO}) = 4,05/81 = 0,05 \text{ моль}$$

По уравнению реакции $\nu(\text{ZnO}) = \nu(\text{Na}_2\text{ZnO}_2)$

$$\text{Тогда } m(\text{Na}_2\text{ZnO}_2) = 0,05 \cdot 143 = 7,15 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{ZnO}_2) = 7,15 \text{ г}$.

§36

Вопрос 1.

Горизонтальные ряды элементов таблицы Менделеева, в пределах которых свойства элементов изменяются последовательно, называются периодом. Как малые, так и большие периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются благородными газами. Во всех периодах с увеличением относительных атомных масс наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. В малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу проходит через 8, а в больших — через

18 и 32 элемента. Поэтому в больших периодах металлические свойства элементов ослабляются с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых периодах.

Вопрос 2.

Менделеевым были предложены две формы таблицы — короткопериодная и длиннопериодная. В последнем каждый период занимает одну строчку. В нашей стране большее распространение получил первый вариант таблицы. Его мы и рассмотрим. В настоящее время таблица предлагает 118 химических элементов, из которых не были еще найдены 113, 114, 115 и 116, а 118 элемент пока не был назван. Таблица разделена на периоды, ряды и группы. Периодом в периодической системе называется последовательность элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра, начинающаяся водородом или щелочным металлом и заканчивающаяся инертным газом. Первые три периода называются короткими. Следующие за ними периоды содержат по 18 элементов (четвертый и пятый) или по 32 элемента (шестой и седьмой) и поэтому называются длинными. Длинные периоды делят на два ряда. (В длинном варианте таблицы их располагают в один ряд). При этом второй ряд

будет начинаться элементом, валентность которого будет меньше, чем у последнего элемента первого ряда. Элементы, расположенные в одном вертикальном столбце короткой формы периодической таблицы, образуют одну группу. Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной (А) и побочной (Б). Символы элементов, относящихся к главной и побочной подгруппам одной группы, записывают со смещением к противоположным краям клетки, так что они образуют как бы две вертикальные последовательности в пределах одного столбца. Разделение на подгруппы обусловлено строением атомов элементов, расположенных в них, что влияет и на валентность соединений. Так, например, металлы Б-группы Au и Ag проявляют валентность I.

Вопрос 3.

Менделеев сравнивал атомные массы элементов. Он заметил, что свойства элементов зависят от их атомных масс. Также Менделеев обратил внимание на способность элементов образовывать соединения, проявляя при этом свойства металлов или неметаллов.

Вопрос 4.

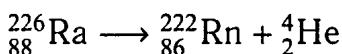
Трудности с бериллием возникли, т. к. атомная масса этого элемента была определена на

тот момент неверно. Однако, Менделеев поместил элемент на четвертое место. Исправленное значение атомной массы бериллия подтвердилось только через 10 лет.

§37—39

Вопрос 1.

Доказательством сложного строения атомов является их способность к радиоактивному распаду. Так, экспериментальным путем было доказано, что в результате излучения α -, β -частиц и γ -лучей атомы радия распадаются и образуются два новых элемента — радон Rn и гелий He:



Вопрос 2.

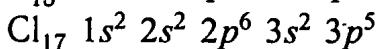
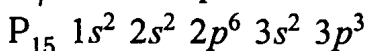
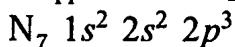
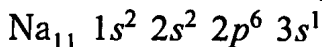
В химических реакциях атомы сохраняются, происходит лишь их перегруппировка. В ядерных реакциях происходит превращение одних атомов в другие.

Вопрос 3.

Изотопы различаются: 3) числом нейтронов.

Вопрос 4.

Энергетическим уровнем называют возможные значения энергии квантовых систем, подчиняющихся законам квантовой механики. Электроны, которые движутся в орбиталях близкого размера, образуют энергетические уровни.



Вопрос 5.

Периодичность элементов в таблице Менделеева характеризует заполненность электронами энергетических уровней. Первый энергетический уровень вмещает лишь два электрона, поэтому в первом периоде всего два элемента. Второй уровень вмещает 8 электронов, что соответствует восьми элементам во втором периоде. В третьем периоде тоже 8 элементов, так как после заполнения $3s$ — и $3p$ — подуровней начинается заполнение $4s$ — подуровня. Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов. Первый элемент каждого периода имеет на внешнем уровне один электрон, последний элемент периода — восемь электронов (за исключением гелия, у которого два электрона). При этом в первый ряд

длинного периода попадают элементы, у которых заполняются s — подуровни, а также 8 элементов, у которых заполняются d — подуровни. Остальные элементы периода — еще два d — элемента, а также 6 элементов, у которых происходит заполнение p — подуровней попадают в другой ряд. Причем количество электронов на внешнем уровне соответствует номеру группы.

Вопрос 6.

Сходство в строении атомов химических элементов одной А-группы обуславливают: 3) одинаковое число электронов на внешнем электронном слое.

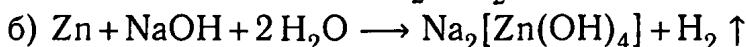
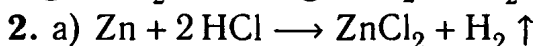
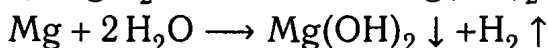
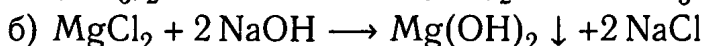
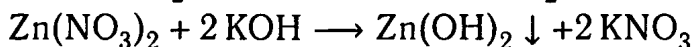
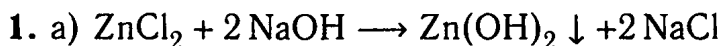
Вопрос 7.

Значение периодического закона:

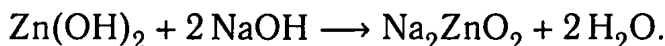
1. Менделеев доказал взаимосвязь химических элементов друг с другом.
2. Были открыты новые элементы, существование которых предположил Менделеев.
3. Были исправлены атомные массы некоторых элементов.
4. Закон способствовал дальнейшему изучению строения веществ. Было открыто строение атома.
5. Удалось предсказать и открыть трансурановые вещества.
6. Были открыты радиоактивные изотопы.

Лабораторные опыты

18. Взаимодействие гидроксида цинка с растворами кислот и щелочей

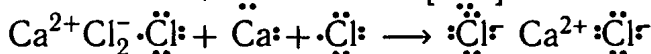
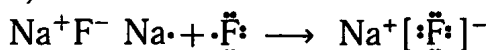


3. Гидроксид магния — нерастворимое слабое основание. Гидроксид цинка — амфотерный гидроксид, поэтому, в отличие от гидроксида магния может реагировать со щелочами, например:

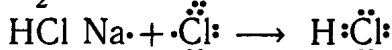
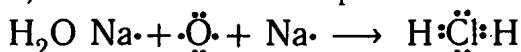


Вопрос 3.

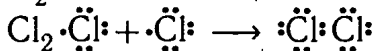
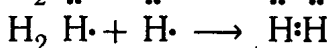
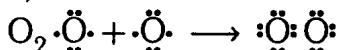
а) Ионная связь:



б) Ковалентная полярная связь:



в) Ковалентная неполярная связь:



Вопрос 4.

CaF_2 — ионная, электроотрицательности сильно различаются.

F_2 — ковалентная неполярная, электроотрицательности равны.

H_2S — ковалентная полярная, электроотрицательности различаются незначительно.

LiCl — ионная, электроотрицательности сильно различаются.

NH_3 — ковалентная полярная, электроотрицательности различаются незначительно.

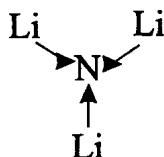
N_2 — ковалентная неполярная, электроотрицательности равны.

Вопрос 5.

а) кальций с водородом: Ca — 1,0; H — 2,1.



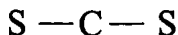
б) литий с азотом: Li — 1,0; N — 3,0.



в) кислород с фтором: O — 3,5; F — 4,0.



г) углерод с серой: C — 2,5; S — 2,5.



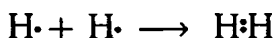
д) углерода с алюминием: Al — 1,5; C — 2,5.



Вопрос 6.

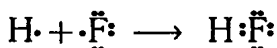
Ковалентной связью называется связь, образованная общей электронной парой. В результате образования общей электронной пары электроны образуют заполненный энергетический уровень.

В случае неполярной ковалентной связи каждый из атомов предоставляет по одному неспаренному электрону, которые образуют молекулярное электронное облако. Оно находится между центрами обоих ядер. Примером такой связи является молекула водорода. В ней каждый из атомов водорода предоставляет по одному неспаренному электрону для образования связи.



При этом образовавшееся электронное облако распределяется равномерно между ядрами обоих атомов.

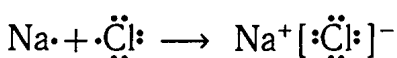
В случае полярной ковалентной связи электронное облако смещается к более электроотрицательному атому. Например, HF.



F — более электроотрицательный элемент, поэтому на нем накапливается избыток отрицательного заряда, а на H — положительного.

Электронное облако смещается к более электроотрицательному атому фтора.

Ионная связь образуется между атомами с большой разностью электроотрицательностей. Общая электронная пара полностью переходит к атому с большей электроотрицательностью. Например, NaCl.



В результате происходит соединение противоположно заряженных ионов Na^+ и Cl^- . Ионы удерживаются друг около друга за счет притяжения частиц с разными зарядами.

Однако, при ионной связи не происходит полного разделения положительных и отрицательных зарядов, поэтому можно говорить лишь о степени выраженности ионной связи. Также для ковалентной и ионной связи общим является участие в образовании связи внешних электронов и, как следствие, образования общего электронного облака.

Вопрос 7.

а) Более прочным является NaI, так как разность электроотрицательностей у $\text{NaI} = 2,5 - 0,9(\text{Na}) = 1,6$, а у $\text{KI} = 2,5 - 0,8 = 1,7$. Разность электроотрицательностей этих соединений

примерно одинакова, однако радиус атома Na меньше, чем K, поэтому силы электростатического притяжения выше.

б) Более прочным является NaF, так как разность электроотрицательностей у NaF $= 4,0 - 0,9 = 3,1$, а у NaCl $= 3,0 - 0,9 = 2,1$. Разность электроотрицательностей у NaF выше, поэтому соединение прочнее.

в) Более прочным является CaBr₂, так как разность электроотрицательностей у CaBr₂ $= 2,8 - 1,0 = 1,8$, а у CaI₂ $= 2,5 - 1,8 = 0,7$. Разность электроотрицательностей у CaBr₂ выше, поэтому соединение прочнее.

г) Соединения будут примерно одинаковой прочности, так как разность электроотрицательностей у CaF₂ $= 4,0 - 1,0 = 3,0$, а у KCl $= 3,0 - 0,8 = 2,2$. Однако, радиус атома кальция больше, чем калия.

§42—43

Вопрос 1.

В кристаллических веществах атомы расположены в узлах кристаллической решетки. В аморфных веществах атомы расположены беспорядочно. Кристаллические вещества имеют строго определенную температуру плавления. Аморфные вещества не имеют строго определенной температуры плавления.

Вопрос 2.

а) Вещества с ионными кристаллическими решетками имеют высокие температуры плавления, так как разноименно заряженные ионы сильно притягиваются друг к другу, между ионами возникает прочная химическая связь.

б) Вещества с атомными кристаллическими решетками имеют высокие температуры плавления, так как атомы прочно удерживаются вместе ковалентными связями.

в) Вещества с молекулярными кристаллическими решетками имеют низкие температуры плавления, так как молекулы не связаны химической связью.

Вопрос 3.

Для аммиака характерна кристаллическая решетка: 1) молекулярная.

Вопрос 4.

У вещества, полученного при взаимодействии металла и хлора: 3) ионная.

Вопрос 5.

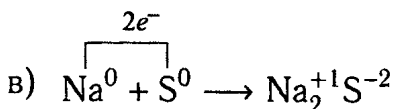
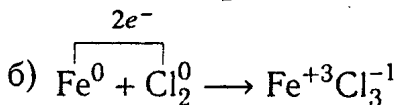
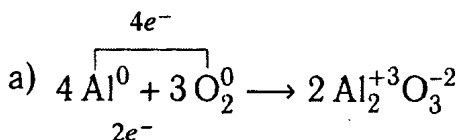
Степенью окисления называют условный заряд элемента, рассчитанный исходя из условия, что все связи в соединении ионные.

Валентность — это способность атомов образовывать связи. В соединениях, образованных при помощи ионных связей, валентность атомов определяется числом присоединённых или отданных электронов. Например, NaCl. Соединение с ионной связью. Валентность Na равна I, валентность Cl — I. Степень окисления хлора -1, степень окисления Na +1. Численно значения валентности и степени окисления совпали. Однако, степень окисления и валентность могут не совпадать, например, в молекуле метилового спирта CH₃OH валентность углерода равна IV, а степень окисления -2.

Вопрос 6.

Степень окисления марганца в соединении KMnO₄ равна: 2) +7.

Вопрос 7.



Вопрос 8.

- а) угольная $\begin{array}{c} \text{O}-\text{H} \\ \diagup \\ \text{O}=\text{C} \\ \diagdown \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$
- б) бромоводородная $\text{H}-\text{Br}$
- в) сернистая $\begin{array}{c} \text{O}-\text{H} \\ \diagup \\ \text{O}=\text{S} \\ \diagdown \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$
- г) хлорная $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Cl}-\text{O}-\text{H} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$

Задача 1.

Дано:

$$m(\text{Cu}) = 0,1 \text{ моль}$$

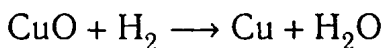
Найти:

$$m(\text{Cu}) - ?$$

$$m(\text{CuO}) - ?$$

$$\nu(\text{CuO}) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{Cu}) = 0,1 \cdot 64 = 6,4 \text{ г}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{Cu}) = \nu(\text{CuO})$$

$$\text{Значит, } \nu(\text{CuO}) = 0,1 \text{ моль}$$

$$m(\text{CuO}) = 0,1 \cdot 80 = 8 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ г}$, $\nu(\text{CuO}) = 0,1 \text{ моль}$,
 $m(\text{CuO}) = 8 \text{ г}$.

Задача 2.

Дано:

$$m(\text{CuO}) = 4 \text{ г}$$

Найти:

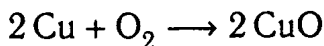
$$m(\text{Cu}) - ?$$

$$\nu(\text{Cu}) - ?$$

$$m(\text{O}) - ?$$

$$\nu(\text{O}) - ?$$

Решение:



$$m = \nu \cdot M$$

$$\nu(\text{CuO}) = 4/79,5 = 0,05 \text{ моль}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{CuO})/\nu(\text{Cu}) = 2/2 = 1/1$$

$$\nu(\text{Cu}) = 0,05 \text{ моль}$$

$$m(\text{Cu}) = 0,05 \cdot 63,5 = 3,175 \text{ г}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{CuO})/\nu(\text{O}) = 2/1$$

$$\nu(\text{O}) = 0,05 : 2 = 0,025 \text{ моль}$$

$$m(\text{O}) = 0,025 \cdot 32 = 0,8 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{Cu}) = 3,175 \text{ г}$; $\nu(\text{Cu}) = 0,05 \text{ моль}$;
 $m(\text{O}) = 0,8 \text{ г}$; $\nu(\text{O}) = 0,025 \text{ моль}$.

Лабораторные опыты

18. Составление моделей молекул и кристаллов...

1. Вещество с ионной кристаллической решеткой обладает сравнительно высокой твердостью, имеет высокую температуру плавления и кипения. Вещество с атомной кристаллической решеткой имеет высокую температуру плавления, прочное и твердое. Вещество с молекулярной кристаллической решеткой имеет малую твердость и низкую температуру плавления.

2. У веществ с ионными кристаллическими решетками в узлах решеток размещаются разноименно заряженные ионы, которые сильно притягиваются друг к другу, между ионами возникает прочная химическая связь. У веществ с атомными кристаллическими решетками в узлах решетки находятся атомы, которые прочно удерживаются вместе ковалентными связями. В узлах молекулярной кристаллической решетки находятся молекулы, которые не связаны химической связью.

Глава VIII. Закон Авогадро. Молекулярный объем газов

§44—45

Вопрос 1.

Правильность закона Авогадро подтверждает то, что все газы одинаково сжимаются и обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения. На основании этих наблюдений Авогадро сформулировал закон: «В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Вопрос 2.

При одних и тех же условиях расстояние между отдельными молекулами у всех газов примерно одинаковое. Объем самих молекул по сравнению с межмолекулярными расстояниями мал, поэтому в равных объемах газов одинаковое число молекул. Поэтому 1 моль любого газа занимает одинаковый объем. Объем 1 моль данного газа и называют молярным объемом газа.

Вопрос 3.

Закон Авогадро позволяет производить химические расчеты.

Вычисление молярной массы газа:

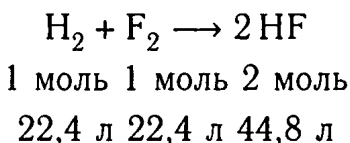
$$M = 22,4 \cdot \rho.$$

Возможность сравнивать массы газов, используя относительную плотность, например плотность по водороду:

$$D(\text{H}_2) = M/2.$$

Вопрос 4.

В химических реакциях коэффициенты показывают число объемов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ, например:



Если сократить численные значения объемов всех газов на число 22,4, то получаются простые целые числа, показывающие объемные отношения газов: 1 : 1 : 2.

Задача 1.

Дано:

$$M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{NO н. у.}) = 22,4 \text{ л/моль}$$

Найти:

$$D(\text{возд}) - ?$$

Решение:

$$M = V(\text{н.у.}) \cdot \rho$$

$$\rho = 30/22,4 = 1,34 \text{ г/л}$$

$$D(\text{возд}) = M(\text{NO})/M(\text{возд}) = 30/29 = 1,03 \text{ г/л}$$

Ответ: $D(\text{возд}) = 1,03 \text{ г/л}$.

Задача 2.

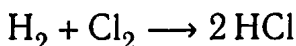
Дано:

$$\nu(\text{HCl}) = 0,25 \text{ моль}$$

Найти:

$$V(\text{Cl}_2) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{Cl}_2) = 0,25/2 = 0,125 \text{ моль}$$

$$V(\text{Cl}_2) = 0,125 \cdot 22,4 = 2,8 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{Cl}_2) = 2,8 \text{ л}$.

Задача 3.

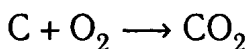
Дано:

$$m(\text{C}) = 6 \text{ кг}$$

Найти:

$$V(\text{CO}_2) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{C}) = m(\text{C})/M(\text{C}) = 6000/12 = 500 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{CO}_2) = 500 \text{ (моль)}$$

$$V(\text{CO}_2) = 500 \cdot 22,4 = 11200 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{CO}_2) = 11200 \text{ л}$.

Задача 4.

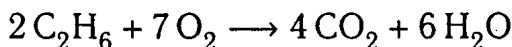
Дано:

$$V(\text{C}_2\text{H}_6) = 10 \text{ м}^3$$

Найти:

$$V(\text{O}_2) - ?$$

Решение:



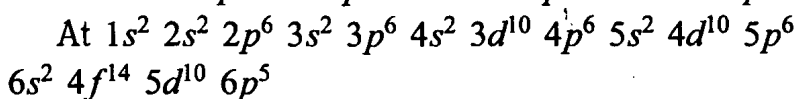
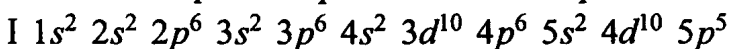
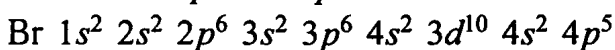
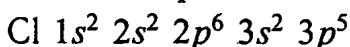
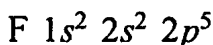
$$V(\text{C}_2\text{H}_6)/V(\text{O}_2) = 2/7 \rightarrow V(\text{O}_2) = 7 \cdot 10/2 = 35 \text{ м}^3$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 35 \text{ м}^3$.

Глава IX. Галогены

§46—47

Вопрос 1.



Самым сильным окислителем будет F, так как в ряду F — At увеличиваются радиусы атомов, электроотрицательность уменьшается, ослабевает окислительная способность элементов.

Вопрос 2.

F_2 — $\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}$ ковалентная неполярная связь.

HF — $\text{H:}\ddot{\text{F}}\text{:}$ ковалентная, сильнополярная связь.

Вопрос 3.

а) F — ковалентная неполярная связь;

HF — ковалентная полярная связь;

NaF — ионная связь.

б) F — молекулярная кристаллическая решетка;

HF — молекулярная кристаллическая решетка;

NaF — ионная кристаллическая решетка.

в) F — F₂ — окислитель, неметалл, проявляет неметаллические свойства;

HF — сильная кислота, проявляет кислотные свойства;

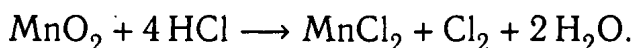
NaF — соль, проявляет свойства солей.

Вопрос 4.

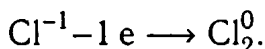
В природе хлор обычно встречается в виде хлоридов. Наиболее распространены хлориды натрия NaCl, калия KCl, магния MgCl₂. Они содержатся, в основном, в морской воде. Хлор — очень активный элемент, поэтому в свободном виде не встречается.

Вопрос 5.

В лабораторных условиях хлор получают действием на соляную кислоту сильными окислителями:

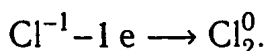


При этом происходит окисление ионов Cl⁻ в атомы хлора.



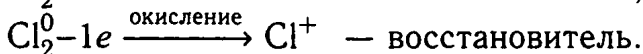
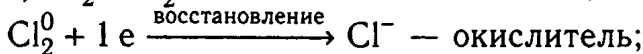
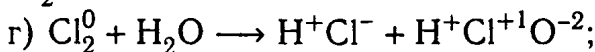
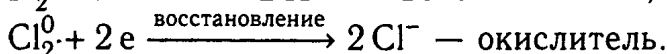
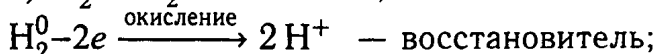
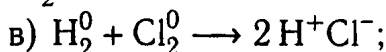
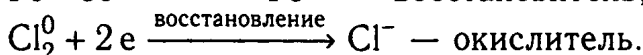
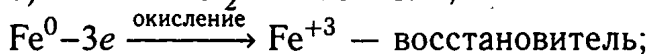
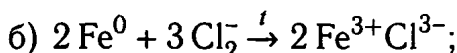
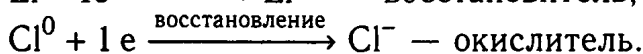
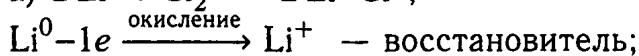
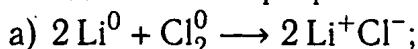
В промышленности хлор получают электролизом растворов хлоридов натрия или калия.

При этом также происходит окисление хлора:



Вопрос 6.

Хлор — типичный неметаллический элемент. Поэтому ему свойственно образование простых и сложных анионов. Хлор — активный окислитель. Реагирует с металлами и большинством неметаллов, легко окисляет сложные соединения. Восстановительные свойства проявляет лишь при взаимодействии с фтором.

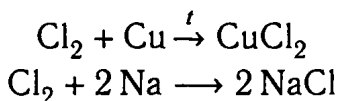


Вопрос 7.

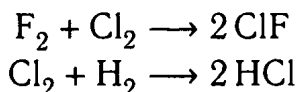
Хлор — сильный окислитель и разрушает многие органические красители. Лакмус — органический краситель. Хлорную воду часто используют для отбеливания тканей. Если хлорная вода длительно находится на свету, активные атомы объединяются в молекулы, газ выделяется в воздух, хлорная вода теряет свои окислительные свойства, среда кислая, поэтому лакмус краснеет.

Вопрос 8.

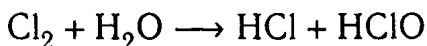
а) с металлами:



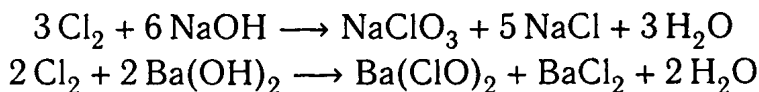
б) с неметаллами:



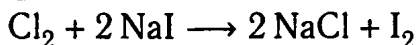
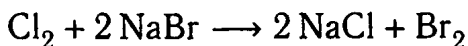
в) с водой:



г) с щелочами:

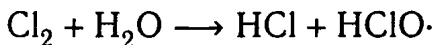


д) с галогенидами металлов:



Вопрос 9.

На практике применяют способность хлора при реакции с водой образовывать хлорноватистую кислоту — сильный окислитель



Поэтому хлор используют для обеззараживания питьевой воды, для отбеливания тканей и бумаги.

Задача 1.

Дано:

$$V(\text{Cl}_2) = 8 \text{ л}$$

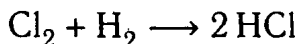
$$V(\text{H}_2) = 12 \text{ л}$$

Найти:

$$V(\text{HCl}) = ?$$

Какой газ в избытке?

Решение:



По уравнению, в реакцию вступают газы в одинаковом объеме. Значит, водорода взяли в избытке $12 - 8 = 4$ л (избыток водорода).
Взяли 1 объем хлора (8 л), получили 2 объема хлороводорода $8 \cdot 2 = 16$ (л)

Ответ: В избытке 4 л взяли водород, $V(\text{HCl}) = 16$ л.

Задача 2.

Дано:

$$m(\text{MnO}_2) = 17,4 \text{ г}$$

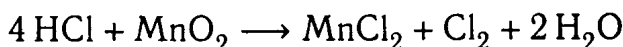
Найти:

$$m(\text{Cl}_2) — ?$$

$$V(\text{Cl}_2) — ?$$

$$\nu(\text{Cl}_2) — ?$$

Решение:



$$\nu(\text{MnO}_2) = 17,4/87 = 0,2 \text{ моль}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{MnO}_2)/\nu(\text{Cl}_2) = 1/1.$$

$$\nu(\text{Cl}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 0,2 \cdot 71 = 14,2 \text{ (г)}$$

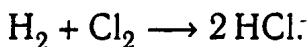
$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \cdot 0,2 = 4,48 \text{ (л)}$$

Ответ: $\nu(\text{Cl}_2) = 0,2$ моль; $m(\text{Cl}_2) = 14,2$ г;
 $V(\text{Cl}_2) = 4,48$ л.

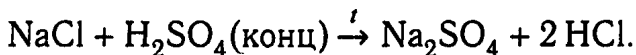
§48—49

Вопрос 1.

а) Сжиганием водорода в хлоре:



б) Нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой:

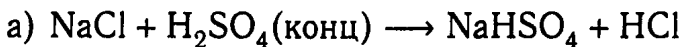


Вопрос 2

Хлороводород — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, хорошо растворимый в воде, во влажном воздухе дымит. Используется для производства соляной кислоты, пластмасс и каучука.

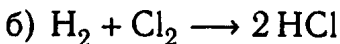
Вопрос 3.

1) В лаборатории:

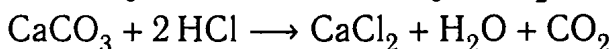
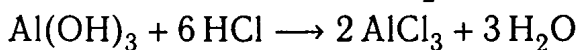
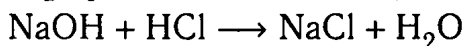
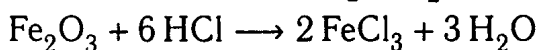
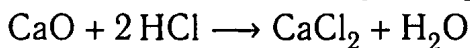
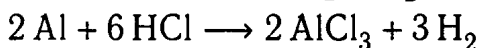
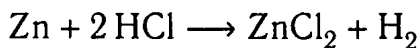


2) В промышленности:

а) Растворением хлороводорода в воде.



Вопрос 4.



Вопрос 5.

Применяют для очистки поверхности металлов при паянии и лужении, для получения хлоридов цинка, марганца, железа. Для очистки керамических и металлических изделий от загрязнений и дезинфекции. В качестве пищевой добавки. В медицине при недостаточной кислотности желудочного сока.

Задача 1.

Дано:

$$V(\text{H}_2 + \text{Cl}_2) = 100 \text{ мл}$$

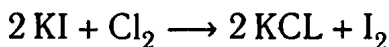
$$m(\text{I}_2) = 0,508 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega\%(\text{H}_2) - ?$$

$$\omega\%(\text{Cl}_2) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{I}_2) = m(\text{I}_2)/M(\text{I}_2) = 0,508/253,8 = 0,002 \text{ моль}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{I}_2) = \nu(\text{Cl}_2) = 0,002 \text{ моль}$$

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \cdot 0,002 = 0,0448 \text{ (л)} = 44,8 \text{ мл}$$

$$\omega(\text{Cl}_2) = 44,8/100 \cdot 100\% = 44,8\%$$

$$\omega\%(\text{H}_2) = 100\% - 44,8\% = 55,2\%$$

Ответ: $\omega(\text{Cl}_2) = 44,8\%$; $\omega\%(\text{H}_2) = 55,2\%$.

Задача 2.

Дано:

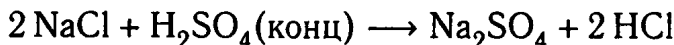
$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 146 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{HCl}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl})/M(\text{NaCl}) = 58,5/58,5 = 1 \text{ моль}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{NaCl}) = \nu(\text{HCl}) = 1 \text{ моль}$$

$$m(\text{HCl}) = 1 \cdot 36,5 = 36,5 \text{ г}$$

$$\omega(\text{HCl}) = 36,5/(36,5 + 146) \cdot 100\% = 20\%$$

Ответ: $\omega(\text{HCl}) = 20\%$.

Задача 3.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1$$

$$V(\text{HCl}) = 400$$

Найти:

$$\omega\%(\text{HCl}) - ?$$

Решение:

$$V(\text{раствора}) = 1 + 400 = 401$$

$$\omega\%(\text{HCl}) = 400/401 \cdot 100\% = 99,75\%$$

Ответ: $\omega\%(\text{HCl}) = 99,75\%$.

Задача 4.

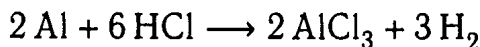
Дано:

$$V(\text{H}_2) = 5,6 \text{ л}$$

Найти:

$$\nu(\text{Al}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/22,4 = 5,6/22,4 = 0,25 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2)/\nu(\text{Al}) = 3/2 \rightarrow \nu(\text{Al}) = 0,25 \cdot 2/3 = 0,17 \text{ моль}$$

Ответ: $\nu(\text{Al}) = 0,17 \text{ моль}$.

Задача 5.

Дано:

$$V(\text{HCl}) = 140 \text{ мл}$$

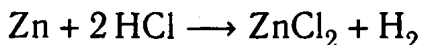
$$\rho(\text{HCl}) = 1,1 \text{ г/см}^3$$

$$m(\text{Zn}) = 13 \text{ г}$$

Найти:

Хватит ли соляной кислоты?

Решение:



$$\nu(\text{Zn}) = m(\text{Zn})/M(\text{Zn}) = 13/65 = 0,2 \text{ моль}$$

Для проведения реакции необходимо взять на 1 моль Zn 2 моль HCl.

$$\nu(\text{HCl}) = 0,2 \cdot 2 = 0,4 \text{ моль}$$

$m(\text{HCl}) = 0,4 \cdot 36,5 = 14,6 \text{ г}$ — такую массу соляной кислоты надо взять для реакции.

$$m(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) \cdot \rho(\text{HCl}) = 140 \cdot 1,1 = 154 \text{ г}$$

Значит, соляной кислоты взяли с избытком.

Ответ: хватит.

§50

Вопрос 1.

В природных соединениях почти все галогены содержатся в виде отрицательно заряженных ионов, поэтому почти все способы их получения

сводятся к окислению их ионов. Это осуществляется при помощи окислителей или действием электрического тока. В свободном состоянии труднее всего выделить аstat, так как этот элемент имеет очень короткий период полураспада.

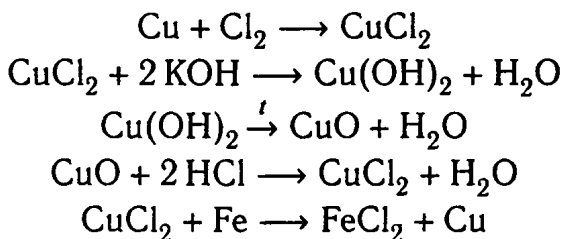
Вопрос 2.

С увеличением относительных атомных масс закономерно возрастают их температуры кипения, их окраска становится более интенсивной. Также происходит изменение химических свойств: в ряду от F — At ослабление признаков неметаллического элемента. Так, если F — ярко выраженный элемент неметалл, то At проявляет некоторые признаки металла. Окислительная активность уменьшается от F к At. Этот эффект проявляется в способности более легких галогенов в виде простых веществ окислять галогенид-ионы более тяжелых галогенов и в способности более тяжелых галогенов восстанавливать кислородные соединения более легких галогенов.

Вопрос 3.

Хлор вытесняет йод из йодида калия. При этом йод выделяется в свободном виде и взаимодействует с крахмалом. Это определяет фиолетово-синюю окраску раствора.

Вопрос 4.



Вопрос 5.

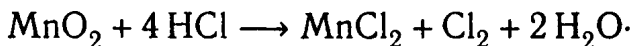
Хлор Cl₂

Общая характеристика. Элемент главной подгруппы VII группы периодической системы Менделеева. Галоген, типичный неметалл.

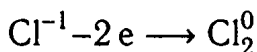
Нахождение в природе. В природе хлор обычно встречается в виде хлоридов: NaCl, KCl, MgCl₂. Они содержатся, в основном, в морской воде.

Получение.

а) в лаборатории. Действием на соляную кислоту сильными окислителями:

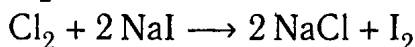
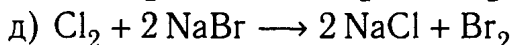
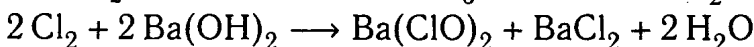
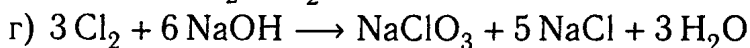
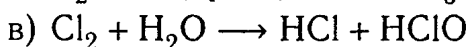
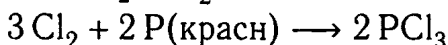
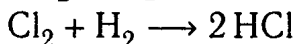
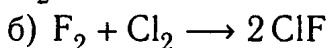
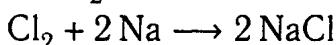
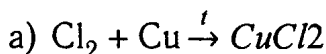


б) в промышленности. Электролизом растворов хлоридов натрия или калия. При этом происходит окисление хлора:



Физические свойства. При нормальных условиях хлор — газ желто-зеленого цвета с удушающим запахом. Газообразный хлор относительно легко сжижается. Температура кипения -34°C . Температура плавления -100°C . Ограниченно растворяется в воде.

Химические свойства.



Применение. В производстве поливинилхлорида, пластикатов, синтетического каучука. В качестве отбеливателя тканей, бумаги, картона. Производство хлорорганических инсектицидов. Для производства боевых отравляющих веществ. Для обеззараживания воды. В пищевой промышленности в качестве пищевой добавки. В химическом производстве хлоридов металлов, ядов, лекарств, удобрений.

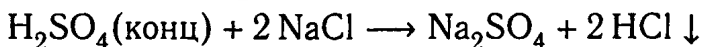
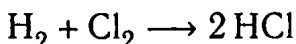
Соляная кислота HCl

Общая характеристика. Сильная одноосновная кислота.

Нахождение в природе. Входит в состав желудочного сока. На одном из Курильских островов есть озеро, заполненное концентрированным раствором серной и соляной кислот.

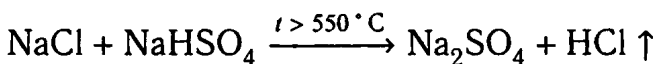
Получение.

а) в лаборатории



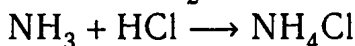
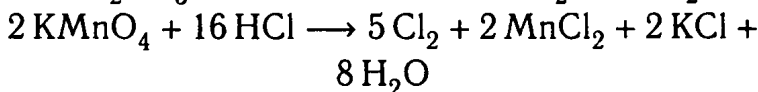
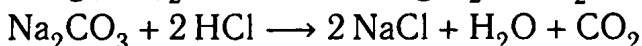
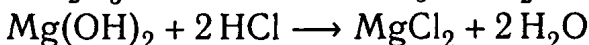
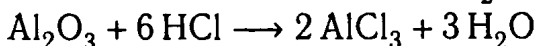
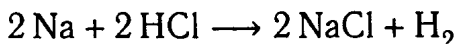
(этим способом соляную кислоту получают
и в промышленности)

б) в промышленности



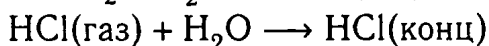
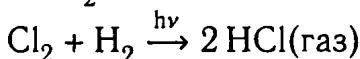
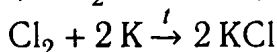
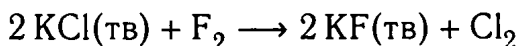
Физические свойства. Бесцветная, «дымящая» на воздухе, едкая жидкость. Плотность раствора $1,19 \text{ г/см}^3$. Молярная масса $36,46 \text{ г/моль}$. При затвердевании даёт кристаллогидраты составов $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Хлороводород растворим в воде. При попадании на кожу вызывает ожоги.

Химические свойства.



Применение. В промышленности для очистки поверхности металлов, для получения хлоридов, в пищевой промышленности в качестве БАД, в медицине для нормализации кислотности желудочного сока.

Вопрос 6.



Задача 1.

Дано:

F

Cl

Найти:

$$M_r(\text{F}_2)/M_r(\text{Cl}_2)$$

Решение:

$$M_r(\text{F}_2) = 38$$

$$M_r(\text{Cl}_2) = 71$$

$$M_r(\text{F}_2)/M_r(\text{Cl}_2) = 38/71 \approx 1/2$$

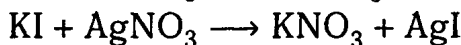
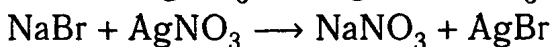
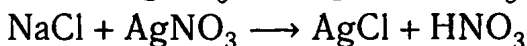
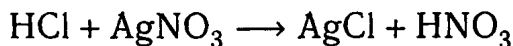
Ответ: Хлор тяжелее фтора почти в два раза.

Лабораторные опыты

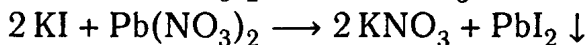
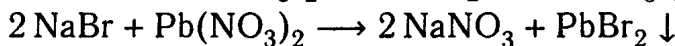
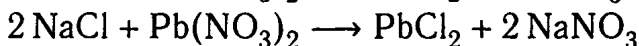
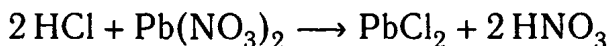
20. Распознавание соляной кислоты, хлоридов, бромидов, иодидов и иода.

Задание 1.

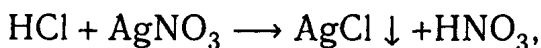
1.



или

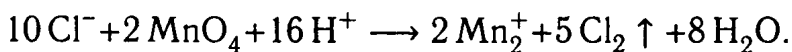


а) Соляную кислоту обнаруживают реакцией с азотнокислым серебром:



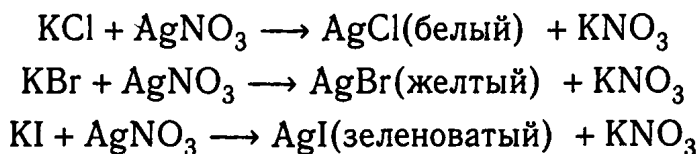
при этом выделяется AgCl — белый творожистый осадок.

б) Хлориды обнаруживают реакцией с концентрированным раствором перманганата калия в присутствии концентрированной серной кислоты. При этом происходит частичное или полное обесцвечивание раствора калия перманганата и выделение газообразного хлора. Выделяющийся хлор можно обнаружить по синему окрашиванию йодокрахмальной бумаги, характерному запаху хлора и др. В ионном виде уравнение будет выглядеть так:



в) Растворы хлоридов можно отличить от соляной кислоты с помощью индикаторов, которые изменяют свою окраску в зависимости от наличия гидрид-ионов.

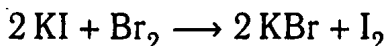
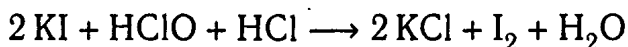
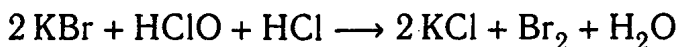
г) Эти соли можно отличить по реакции с азотнокислым серебром, при этом образуются осадки разного цвета:



Можно использовать раствор нитрата свинца (II), т.к. при взаимодействии данных веществ образуется характерный белый осадок.

2. Наличие свободного йода можно доказать с помощью крахмала, цвет которого становится синим. Так же можно обнаружить и крахмал в продуктах питания: можно добавить капельку раствора йода на продукт, если крахмал в нем имеется, то капля приобретет синий цвет.

21. Вытеснение галогенов друг другом из растворов их соединений.



Изменение цвета в пробирках свидетельствует о выделении галогенов. Галогены вытесняют друг друга в порядке увеличения их окислительных свойств.

Практическая работа 6

1. Получение соляной кислоты и опыты с ней.

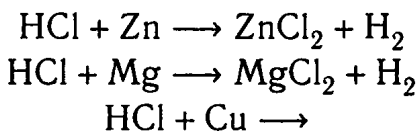
а) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$ (при комнатной температуре);

$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{'} 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании).

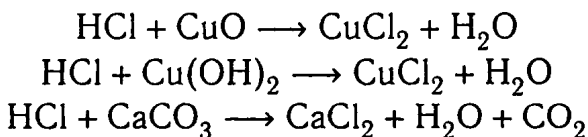
б) Появление струек вызвано растворением хлороводорода в воде, при этом образуется соляная кислота, плотность которой больше плотности воды. в) Чтобы не засосало воду в трубку.

2. Химические свойства соляной кислоты.

1. Соляная кислота взаимодействует с металлами, стоящими в электрохимическом ряду металлов до водорода с образованием соли и выделением газообразного водорода:



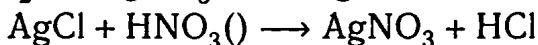
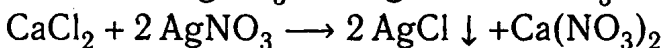
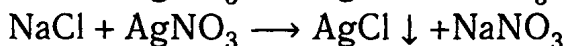
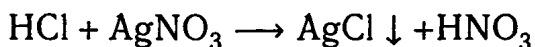
2.



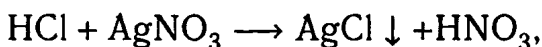
CuCl_2 синего цвета. CO_2 — газ, выделившийся в шестой пробирке.

3. Распознавание соляной кислоты и ее солей.

1.

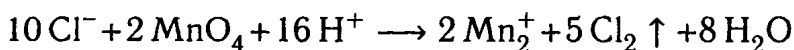


а) Соляную кислоту обнаруживают реакцией с азотнокислым серебром:



при этом выделяется AgCl — белый творожистый осадок.

б) Хлориды обнаруживают реакцией с концентрированным раствором перманганата калия в присутствии концентрированной серной кислоты. При этом происходит частичное или полное обесцвечивание раствора калия перманганата и выделение газообразного хлора. Выделяющийся хлор можно обнаружить по синему окрашиванию йодокрахмальной бумаги, характерному запаху хлора и др. В ионном виде уравнение будет выглядеть так:



2. Можно использовать раствор нитрата свинца (II), так как при взаимодействии данных веществ образуется характерный белый осадок.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Глава I. Первоначальные химические понятия	4
§1—3	4
§4—8	10
§9—10	21
§11—13	29
§14—17	39
Лабораторные опыты	46
 Глава II. Кислород. Горение	 51
§18—21	51
§22—24	60
Лабораторные опыты	68
Практическая работа 3	69
 Глава III. Водород	 71
§25—27	71
Лабораторные опыты	78

Глава IV. Растворы. Вода	80
§28	80
§29	85

Глава V. Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений	92
§30	92
§31	96
§32	106
§33	120
Лабораторные опыты	129
Практическая работа 5	132

Глава VI. Периодический закон и периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома	135
§34—35	135
§36	141
§37—39	144
Лабораторные опыты	147

Глава VII. Химическая связь. Строение вещества	148
§40—41	148

§42—43	153
Лабораторные опыты	158

Глава VIII. Закон Авогадро. Молекулярный объем газов 159

§44—45	159
------------------	-----

Глава IX. Галогены 163

§46—47	163
§48—49	169
§50	173
Лабораторные опыты	179
Практическая работа 6	182

Издательство «ЛадКом»
ladya-book@bk.ru

Все домашние работы
к учебнику
по химии для 8 класса
Г. Е. Рудзитиса

А. Р. Новицкий

*Компьютерная верстка
И.А. Каргин*

Формат 84х108 ¹/₃₂
Бумага типографская. Печать офсетная. 192 с.
Усл.печ.л. 8,4. Тираж 7000 экз. Зак. № 3503.
Издательство «ЛадКом» Москва 2012 г.

Отпечатано в ОАО «Тульская типография».
300600, г. Тула, пр. Ленина, 109.

Для заметок