

13-9-02

913

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

*Методические указания
к внеаудиторной самостоятельной работе
по химии для студентов 1-го курса всех специальностей*

Воронеж 2008

Составители О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова

УДК 54.00

ББК 24.00

Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений [Текст]: метод. указания к внеаудиторной самостоятельной работе по химии для студ. 1-го курса всех спец. / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова. – Воронеж, 2008. – 31 с.

Содержат краткие теоретические сведения по темам курса «Химия»: «Основные химические понятия и законы», «Основные классы неорганических соединений» и примеры решения типовых задач, задания для самостоятельного решения.

Предназначены для студентов 1-го курса всех специальностей.

Ил. 1. Табл. 3. Библиогр.: 3 назв.

УДК 54.00

ББК 24.00

Печатается по решению редакционно-издательского совета
Воронежского государственного архитектурно-строительного университета

Рецензент: А.М. Самойлов, докт. хим. наук, доц. кафедры
неорганической химии Воронежского государственного
университета

ВВЕДЕНИЕ

Современная химия базируется на электронных и квантовомеханических представлениях о строении вещества и закономерностях развития химических процессов. Конечно, главное внимание студентов должно быть сосредоточено на этих вопросах, иначе нельзя будет говорить о грамотном участии будущих специалистов в создании новых материалов, их эксплуатации, в управлении технологическими процессами производств. Однако прежде необходимо хорошо усвоить фундаментальные основы дисциплины, каковыми в химии и являются основные стехиометрические законы и классы неорганических соединений.

В методических указаниях даются краткие теоретические сведения по этим вопросам и рассматриваются решение типовых задач, выполнение упражнений по названным темам.

Методические указания составлены для помощи студентам в подготовке к лабораторным занятиям и контрольным работам и являются дополнением к Лабораторному практикуму по химии: учеб. пособие под общ. ред. В.В. Заречанской, по которому занимаются студенты ВГАСУ всех специальностей.

ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

1.1. Вопросы для подготовки к лабораторному занятию

1. Сущность понятий: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, атомные и молекулярные массы.
2. Моль, молярная масса атомов и молекул, молярный объем.
3. Валентность, составление формул сложных веществ по валентности.
4. Закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон Авогадро и следствия из него.
5. Абсолютная и относительная плотность газов.
6. Эквивалент, молярная масса эквивалента элемента и химического соединения, закон эквивалентов.
7. Закон объемных отношений, объединенный закон Гей-Люссака и Бойля-Мариотта.

Литература: [1 - §1, 3]; [2 - гл.1, § 4-16]; [3 – работы 1, 2, 3].

Химия – это наука о веществах и их превращениях. Она изучает состав и строение веществ, зависимость свойств веществ от их состава и строения, условия и пути превращения одних веществ в другие.

В мире огромное количество веществ. Отдельный вид материи, обладающий при данных условиях определенными свойствами, называют веществом.

Многие вещества состоят из отдельных очень малых частиц – молекул. Частицы одного вещества одинаковы, частицы различных веществ различны. Наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами – молекула. Молекулы в свою очередь состоят из атомов. Атом – наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами. Молекулы благородных газов (инертных: He, Ar и др.) одноатомны, других газов (H_2 , N_2 , Cl_2 и др.) – двухатомны, молекулы других веществ могут содержать в своем составе три, четыре и большее число атомов. При этом атомы могут соединяться друг с другом не только в различных соотношениях, но и различным образом, что и объясняет огромное число веществ.

Молекулы простых веществ состоят из атомов одного и того же элемента (Cl_2 , Fe, S, O_2), молекулы сложных веществ состоят из атомов различных элементов (H_2O , H_2SO_4 , NaCl и др.).

Химический элемент можно определить как вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств. Различие между простым веществом и элементом становится особенно ясным, когда мы встречаемся с несколькими простыми веществами, состоящими из одного и того же элемента (O_2 – кислород, O_3 – озон; P – фосфор красный, P – фосфор белый; C – алмаз, C – графит и др.). Существование химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией, а различные простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называются аллотропными видоизменениями этого элемента.

Соединение атомов в молекулы, взаимодействие между молекулами было количественно изучено и получило выражение в виде целого ряда законов.

1.2. Основные стехиометрические законы химии

Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (М.В. Ломоносов, 1748 г.).

Закон постоянства состава: соотношение между массами элементов, входящих в состав данного соединения, постоянно и не зависит от способа получения вещества, т.е. каждое вещество имеет строго определенный состав, не зависящий от метода его получения.

Закон объемных отношений: объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа (Гей-Люссак).

Закон Авогадро: в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул (Авогадро, 1811 г.).

Атомные и молекулярные массы являются важнейшей количественной характеристикой атомов и молекул. Первоначально за единицу массы принимали массу атома самого легкого элемента водорода и по отношению к нему вычисляли массы атомов других элементов. Поскольку атомные массы большинства элементов определяются исходя из состава их кислородных соединений, то фактически вычисления проводились по отношению к атомной массе кислорода, которая считалась равной 16; таким образом, за единицу атомной массы принималась 1/16 часть массы атома кислорода, получившая название кислородной единицы. В 1961 г. принята единая шкала относительных атомных масс, в основу которой положена 1/12 часть массы атома изотопа углерода ^{12}C , названная атомной единицей массы (а.е.м.). В соответствии с этим в настоящее время относительной атомной массой (A_r) элемента называют отношение массы его атома к 1/12 части массы атома ^{12}C . Аналогично относительной молекулярной массой (M_r) простого или сложного вещества называют отношение массы его молекулы к 1/12 части массы атома ^{12}C . Масса любой молекулы равна сумме масс образующих ее атомов.

$$A(Cu) = 64 \text{ а.е.м.}, A(Cl) = 35,5 \text{ а.е.м.},$$

$$M(CuCl_2) = 64 + 35,5 \cdot 2 = 135 \text{ а.е.м.}$$

Наряду с единицей массы в химии пользуются также единицей количества вещества, называемой молем. Моль – количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C . В настоящее время число структурных единиц, содержащихся в одном моле вещества, определено с большой точностью, в практических расчетах его принимают равным $6,02 \cdot 10^{23}$ (постоянная Авогадро). Молярная масса (M) вещества численно равна молекулярной массе, но выражаются они в разных единицах. Молекулярная масса выражается в атомных единицах массы, а молярная масса – в г/моль.

Согласно закону Авогадро, одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. С другой стороны, 1 моль любого вещества содержит одинаковое число частиц. Отсюда следует, что при определенной температуре и давлении 1 моль любого вещества в газообразном состоянии занимает один и тот же объем.

При нормальных условиях (давлении 1 атм. или 101,3 кПа, или 760 мм рт. ст. и температуре 0 °С или 273 К) объем 1 моль газообразного вещества равен 22,4 л.

Если вещество находится в газообразном состоянии, то его молярная масса, численно равная молекулярной массе, может быть найдена с помощью закона Авогадро. По закону Авогадро равные объемы газов, взятые при одинаковых условиях (р и Т), содержат равное число молекул. Отсюда следует, что массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу как их молекулярные, или молярные, массы.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где m_1 и m_2 – массы, а M_1 и M_2 – молярные массы первого и второго газов.

$$\frac{m_1}{m_2} = D_2(1) \text{ или } D_2(1) = \frac{M_1}{M_2}, \quad (1.1)$$

где $D_2(1)$ – относительная плотность первого газа по второму.

Тогда $M_1 = D_2(1) \cdot M_2$, т.е. молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

Нередко молярную массу газа вычисляют исходя из его плотности по воздуху. Хотя воздух представляет собой смесь нескольких газов, все же можно говорить о средней молярной массе воздуха, определенной из плотности воздуха по водороду, равной 29 г/моль.

Обозначив плотность исследуемого газа по воздуху через $D_{\text{возд}}(\Gamma)$, получим следующее уравнение для вычисления молярных масс:

$$M_1 = 29D_{\text{возд}}(\Gamma) \quad (1.2)$$

Молярную массу вещества можно определить, используя понятие о молярном объеме вещества в газообразном состоянии. Для этого находят массу определенного объема, приведенного к нормальным условиям, данного газа, а затем вычисляют массу 22,4 л этого вещества. Полученная величина является молярной массой вещества (г/моль).

Если измерения объемов газов проводят при условиях, отличных от нормальных, то для приведения объема газа к нормальным условиям можно воспользоваться уравнением, объединяющим газовые законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0}. \text{ Отсюда } V_0 = \frac{pVT_0}{Tp_0}, \quad (1.3)$$

где p, V, T – параметры состояния газа при эксперименте;

p_0, V_0, T_0 – параметры состояния газа при нормальных условиях.

Молярные массы газов можно вычислить, пользуясь уравнением состояния идеального газа (Клапейрон, Менделеев):

$$pV = \frac{mRT}{M}, \quad (1.4)$$

где p – давление газа, Па; V – объем газа, м³; m – масса газа в данном объеме, г; M – молярная масса газа, г/моль; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К; T – температура, К.

Все рассмотренные газовые законы приближенные, они строго соблюдаются при очень малых давлениях, когда расстояние между молекулами исключает их взаимодействие между собой.

1.3. Понятие эквивалентов. Закон эквивалентов. Валентность

Из закона постоянства состава следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях. Поэтому были введены понятия эквивалента и эквивалентной массы. В настоящее время **эквивалентом элемента** называют такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Например, в соединениях HCl, H₂S, NH₃, CH₄ эквивалент хлора, серы, азота, углерода равен соответственно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль, 1/4 моль атома. Масса 1 эквивалента элемента называется **молярной массой эквивалента** ($M_э$). В приведенных выше примерах молярные массы эквивалента хлора, серы, азота, углерода соответственно равны 35,5 г/моль, 32/2 = 16 г/моль, 14/3 = 4,67 г/моль, 12/4 = 3 г/моль.

Для определения эквивалента (или молярной массы эквивалента) элемента обязательно исходить из его соединений с водородом. Эквивалент можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим элементом, эквивалент которого известен. Значение этих понятий становится особенно важным, если сформулировать **закон эквивалентов**: массы (объемы) реагирующих веществ пропорциональны их молярным массам эквивалента (объемам).

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_э(1)}{M_э(2)}. \quad (1.5)$$

Многие элементы образуют различные по составу соединения друг с другом, т.е. проявляют разную валентность. **Валентность элемента** – это способность его атомов соединяться с другими атомами в определенных соотношениях. Первоначально за единицу валентности была принята валентность атома водорода. Валентность другого элемента выражается числом атомов водорода, которое присоединяет один атом данного элемента или замещает его в соединении. Определенная таким образом валентность называется валентностью по водороду: так, в соединениях HCl, H₂O, NH₃, CH₄ валентность хлора по водо-

роду равна единице, кислорода – двум, азота – трем, углерода – четырем. Валентность кислорода, как правило, равна двум. Поэтому, зная состав или формулу кислородного соединения того или иного элемента, можно определить его валентность как число атомов кислорода, умноженное на два, деленное на число атомов элемента. Например, в соединениях N_2O , CO , SiO_2 , SO_3 валентность азота равна единице, углерода – двум, кремния – четырем, серы – шести. Определенная таким образом валентность называется валентностью по кислороду.

У большинства элементов значения валентности, рассчитанные по водороду и кислороду, не совпадают. Например, валентность серы по водороду равна двум (H_2S), а по кислороду – шести (SO_3). Кроме этого, большинство элементов проявляют в различных своих соединениях различную валентность. Например, углерод (C) образует два соединения с кислородом – CO и CO_2 . В первом соединении углерод имеет валентность два, а во втором – четыре, поэтому **валентность элемента лучше выражать числом связей, образуемых им в конкретном соединении.**

Между валентностью элемента в данном соединении, молярной массой его атомов и молярной массой эквивалента существует соотношение: молярная масса эквивалента элемента равна молярной массе его атома, деленной на валентность элемента в данном соединении:

$$M_3 = \frac{M}{B} \quad \text{или} \quad B = \frac{M}{M_3}, \quad (1.6)$$

где M_3 – молярная масса эквивалента, M – молярная масса, B – валентность атомов элемента.

Отсюда следует, что в различных соединениях элемент может проявлять разную валентность, а следовательно, иметь разную молярную массу эквивалента.

Понятие об эквивалентах и молярных массах эквивалента распространяется и на сложные вещества. Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества в кислотно-основных или ионообменных реакциях, а также соответствует одному отданному или принятому электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Поэтому строгая формулировка закона эквивалентов гласит: **все вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.**

Важнейшим практическим следствием атомно-молекулярного учения явилась возможность проведения химических расчетов. Эти расчеты основаны на том, что состав индивидуальных веществ можно выразить химическими формулами, а взаимодействие между веществами – химическими уравнениями. Раздел химии, рассматривающий количественный состав веществ и количественные соотношения между реагирующими веществами, называется

стехиометрией, в основе которой лежат вышеперечисленные законы сохранения массы, постоянства состава, газовые законы (стехиометрические законы).

1.4. Расчеты по формулам веществ

Химическая формула показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента имеется в его молекуле.

Молекулярную массу вещества, формула которого известна, вычисляют как сумму атомных масс атомов, входящих в состав его молекулы.

Молекула серной кислоты состоит из 2-х атомов элемента водорода, 1-го атома элемента серы и 4-х атомов элемента кислорода – H_2SO_4 .

$$M(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ а.е.м.}$$

Моль серной кислоты имеет массу, равную 98 г/моль. По следствию из закона Авогадро известно, что 1 моль H_2SO_4 содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, значит масса 1 молекулы рассчитывается:

$$m_{\text{молекулы}}(H_2SO_4) = \frac{98}{6,02 \cdot 10^{23}} = 16,3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Молярную массу эквивалента вещества вычисляют исходя из его молярной массы. Молярная масса эквивалента кислоты равна ее молярной массе, деленной на основность кислоты, определяемой числом атомов водорода в ее молекуле:

$$M_3(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалента основания равна его молярной массе, деленной на валентность металла или на число гидроксильных групп в его молекуле:

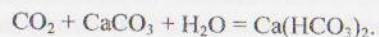
$$M_3(Ca(OH)_2) = \frac{M}{2} = \frac{40 + 2 \cdot (16 + 1)}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалента соли или оксида равна их молярной массе, деленной на произведение валентности металла на число его атомов в молекуле:

$$M_3(Al_2(SO_4)_3) = \frac{M}{2 \cdot 3} = \frac{27 \cdot 2 + 3 \cdot (32 + 16 \cdot 4)}{6} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

$$M_3(SiO_2) = \frac{M}{1 \cdot 4} = \frac{28 + 2 \cdot 16}{4} = \frac{60}{4} = 15 \text{ г/моль.}$$

Подобно молярной массе эквивалента элемента, молярная масса эквивалента сложного вещества может иметь несколько значений, если вещество способно вступать в реакции различного типа:



Одно и то же количество оксида углерода (IV) в первой реакции реагирует с одним молем основания, образованным одновалентным металлом (т.е. с одним его эквивалентом), а во второй – с одним молем соли (1 моль соли равен 2 молям эквивалентов).

Поэтому, в первом случае $M_2(\text{CO}_2) = M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$ г/моль,

а во втором $M_2(\text{CO}_2) = 44/2 = 22$ г/моль.

Процентный состав сложного вещества

Обычно состав вещества выражают в процентах по массе.

Пример 1. Вычислите массовую долю элементов и характерных групп атомов (более простых соединений) в гексагидрате трехкальциевого алюмината $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{C}_3\text{AH}_6)$. Для этого рассчитаем сначала молярную массу этого соединения:

$$M = 3(40 + 16) + 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 + 6(1 \cdot 2 + 16) = 378 \text{ г/моль.}$$

Приняв эту величину за 100 %, найдем процентное содержание кальция, алюминия, водорода, кислорода, оксида кальция, оксида алюминия и воды в данном соединении.

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$3(40+16) \text{ г CaO} - x \% (\text{CaO}); \quad x = \frac{3 \cdot (40+16) \cdot 100}{378} = 44,44 \%$$

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$(27 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \text{ г } \text{Al}_2\text{O}_3 - y \% (\text{Al}_2\text{O}_3); \quad y = \frac{(27 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \cdot 100}{378} = 26,99 \%$$

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$6(1 \cdot 2 + 16) \text{ г } \text{H}_2\text{O} - z \% (\text{H}_2\text{O}); \quad z = \frac{6 \cdot (1 \cdot 2 + 16) \cdot 100}{378} = 28,57 \%$$

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$3 \cdot 40 \text{ г Ca} - q \% (\text{Ca}); \quad q = \frac{3 \cdot 40 \cdot 100}{378} = 31,75 \%$$

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$2 \cdot 27 \text{ г Al} - p \% (\text{Al}); \quad p = \frac{2 \cdot 27 \cdot 100}{378} = 14,29 \%$$

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$3 \cdot 16 + 3 \cdot 16 + 6 \cdot 16 \text{ г O} - f \% (\text{O}); \quad f = \frac{12 \cdot 16 \cdot 100}{378} = 50,76 \%$$

$$378 \text{ г } \text{C}_3\text{AH}_6 - 100 \%,$$

$$1 \cdot 2 \cdot 6 \text{ г H} - d \% (\text{H}); \quad d = \frac{1 \cdot 2 \cdot 6 \cdot 100}{378} = 3,17 \%$$

Объем, занимаемый данной массой газа, или масса определенного объема газа

Если газ находится при нормальных условиях ($t = 0^\circ\text{C}$ и $p = 1$ атм.), то расчет можно произвести исходя из молярного объема газа (1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л).

Пример 2. Рассчитаем объем, занимаемый 1,5 кг углекислого газа, при нормальных условиях. Молярная масса CO_2 равна $12 + 16 \cdot 2 = 44$ г/моль. По следствию закона Авогадро

1 моль CO_2 при н.у. занимает объем 22,4 л, т.е.:

$$44 \text{ г } \text{CO}_2 - 22,4 \text{ л,}$$

$$1500 \text{ г } \text{CO}_2 - X \text{ л,} \quad X = \frac{1500 \cdot 22,4}{44} = 763,64 \text{ л.}$$

Также можно рассуждать следующим образом:

$$1 \text{ моль } \text{CO}_2 - 44 \text{ г,}$$

$$X \text{ моль } \text{CO}_2 - 1500 \text{ г,} \quad X = \frac{1500 \cdot 1}{44} = 34,09 \text{ моль.}$$

Так как 1 моль CO_2 занимает объем 22,4 л,

$$34,09 \text{ моль } \text{CO}_2 \text{ занимают объем } Y \text{ л: } Y = \frac{34,09 \cdot 22,4}{1} = 763,4 \text{ л.}$$

Рассчитаем массу, которую будут иметь 5 м³ хлора (Cl₂). Молярная масса хлора равна 35,5 · 2 = 71 г/моль.

71 г хлора при н.у. занимает объем 22,4 л,

X г хлора при н.у. занимает объем 5000 л.

$$X = \frac{71 \cdot 5000}{22,4} = 15848,2 \text{ г или } 15,85 \text{ кг.}$$

Или найдем число моль (ν), занимающее при н.у. объем 5 м³:

$$\nu = \frac{5000}{22,4} = 223,21 \text{ моль.}$$

Затем определим массу, зная, что масса одного моля равна 35,5 · 2 = 71 г/моль:

$$m(\text{Cl}_2) = 223,21 \cdot 71 = 15848 \text{ г или } 15,85 \text{ кг.}$$

При проведении таких расчетов пользуемся соотношениями

$$\nu = \frac{m}{M}, \quad \nu = \frac{V_0}{22,4} \text{ моль при н.у.,}$$

где m – масса газа, M – молярная масса газа, V₀ – объем газа,

ν – количество вещества или число моль газа.

Абсолютная плотность газа (D_{н.у.}) – это масса единицы объема газа (1 л), измеренного при нормальных условиях (н.у.). Рассчитать ее можно, исходя из формулы

$$D_{\text{н.у.}} = \frac{m}{V_0} \text{ или } \frac{M}{22,4},$$

где V₀ – объем газа, приведенный к нормальным условиям по формуле

$$V_0 = \frac{pVT_0}{Tp_0}.$$

Отсюда легко рассчитать M газа:

$$M = D_{\text{н.у.}} \cdot 22,4.$$

Если газ находится при условиях, отличных от нормальных, то все расчеты проводят по уравнению Менделеева - Клапейрона

$$pV = \frac{m}{M} RT.$$

Пример 3. Масса 0,36 л паров вещества при 98 °С и 98,64 кПа равна 1,8 г. Вычислить молярную массу вещества.

Решение

Из уравнения Менделеева - Клапейрона следует:

$$M = \frac{mRT}{pV}.$$

При расчете необходимо привести единицы измерения данных величин в соответствии с формулой (1.4):

$$M = \frac{1,8 \cdot 8,314 \cdot 371}{98,64 \cdot 10^3 \cdot 0,36 \cdot 10^{-3}} = 156,35 \text{ г/моль.}$$

Пример 4. Вычислить, при каком давлении 50 кг хлора займут объем 120 л при 35 °С.

Решение

Из уравнения Менделеева - Клапейрона следует:

$$p = \frac{mRT}{VM} = \frac{50000 \cdot 8,314 \cdot 208}{0,12 \cdot (35,5 \cdot 2)} = 10148,5 \text{ кПа.}$$

Пример 5. Вычислить массу 1 м³ воздуха при 43 °С и давлении 83200 Па.

Решение

Учитывая, что молярная масса воздуха принимается за 29 г/моль, по уравнению Менделеева - Клапейрона рассчитываем массу заданного его объема при названных условиях:

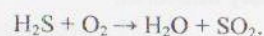
$$m = \frac{pVM}{RT} = \frac{83200 \cdot 1 \cdot 29}{8,314 \cdot 216} = 1325,16 \text{ г.}$$

1.5. Расчеты по химическим уравнениям

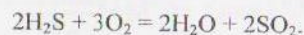
Химическая реакция состоит в том, что молекулы исходных веществ разрушаются и превращаются в молекулы продуктов реакции. Зная состав исходных веществ и продуктов реакции, можно любую реакцию выразить химическим уравнением.

Написав формулы взаимодействующих и образующихся веществ, по закону сохранения массы вещества уравнивают числа атомов в левой и правой частях схемы реакции. При этом изменять формулы веществ нельзя и уравнивание достигается только правильным подбором коэффициентов, стоящих перед формулами веществ.

Например, зная, что при горении сероводорода образуется вода и оксид серы (IV), напишем схему реакции



Уравнивая с помощью коэффициентов число атомов различных элементов в правой и левой частях схемы реакции, получим химическое уравнение:



Каждая формула в уравнении химической реакции изображает 1 моль соответствующего вещества. Поэтому, зная молярные массы веществ - участников реакции и коэффициенты в уравнении, можно найти количественные соотношения между взаимодействующими и образующимися веществами.

Пример 6. Сколько литров кислорода, взятого при нормальных условиях, израсходуется при сжигании 10 г этилового спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) и сколько при этом образуется воды?

Решение

Запишем уравнение реакции горения спирта



Согласно уравнению реакции, при сгорании 1 моля спирта расходуются 3 моля кислорода и образуются 3 моля воды.

Молярная масса этилового спирта равна $12 \cdot 2 + 1 \cdot 5 + 16 + 1 = 46$ г/моль, кислорода - $16 \cdot 2 = 32$ г/моль, воды - $1 \cdot 2 + 16 = 18$ г/моль. Следовательно, для сжигания 46 г этилового спирта потребуется $(32 \cdot 3)$ г кислорода или $(22,4 \cdot 3)$ л, т.е. 96 г или 67,2 л при нормальных условиях. Если спирта сжигали 10 г, то

$$m(\text{O}_2) = \frac{10 \cdot 3 \cdot 32}{46} = 20,87 \text{ г};$$

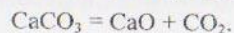
$$V(\text{O}_2) = \frac{10 \cdot 3 \cdot 22,4}{46} = 14,61 \text{ л}, \quad V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot 22,4 = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} \cdot 22,4 = 14,61 \text{ л};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{10 \cdot 3 \cdot 18}{46} = 11,74 \text{ г}.$$

Пример 7. Какой объем углекислого газа необходимо отвести из печи при обжиге 1 т кальцита CaCO_3 при 800°C и давлении 1,4 атм., и какова будет масса образующейся извести?

Решение

При термическом разложении кальцита протекает реакция



При этом из 1 моля CaCO_3 получается по 1 молю CaO и CO_2 . Молярные массы участников реакции: $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$ г/моль; $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$ г/моль; $M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56$ г/моль.

Составим пропорции:

$$100 \text{ г CaCO}_3 - 56 \text{ г CaO},$$

$$1000 \text{ г CaCO}_3 - x \text{ г CaO}, \quad x = \frac{1000 \cdot 56}{100} = 560 \text{ г CaO};$$

$$100 \text{ г CaCO}_3 - 44 \text{ г CO}_2,$$

$$1000 \text{ г CaCO}_3 - y \text{ г CO}_2, \quad y = \frac{1000 \cdot 44}{100} = 440 \text{ г CO}_2.$$

Для расчета объема образовавшегося CO_2 воспользуемся уравнением Менделеева - Клапейрона:

$$V(\text{CO}_2) = \frac{mRT}{pM} = \frac{440 \cdot 8,314 \cdot 1073}{1,4 \cdot 101325 \cdot 44} = 48,1 \text{ м}^3.$$

Пример 8. Какова истинная формула соединения А, содержащего 6,75 % водорода, 39,97 % углерода и кислород? Относительная плотность паров этого вещества по углекислому газу равна 4,091.

Решение

По относительной плотности соединения А по углекислому газу, молярная масса которого равна 44 г/моль, находим молярную массу вещества А.

$$M(\text{A}) = M(\text{CO}_2) \cdot D_{\text{CO}_2}(\text{A}) = 4 \cdot 4,091 = 180 \text{ г/моль}.$$

Исходя из процентного содержания каждого элемента, в соединении найдем его массу в 1 моле вещества.

$$180 \text{ г (A)} - 100 \%,$$

$$m(\text{H}) - 6,75 \%; \quad m(\text{H}) = \frac{180 \cdot 6,75}{100} = 12,15 \text{ г}.$$

$$180 \text{ г (A)} - 100 \%,$$

$$m(\text{C}) - 39,97 \%; \quad m(\text{C}) = \frac{180 \cdot 39,97}{100} = 71,95 \text{ г}.$$

Содержание кислорода в процентах равно $100 - 6,75 - 39,97 = 53,28 \%$, отсюда имеем: $180 \text{ г (A)} - 100 \%$,

$$m(\text{O}) - 53,28 \%; \quad m(\text{O}) = \frac{180 \cdot 53,28}{100} = 96 \text{ г}.$$

Зная массу каждого элемента в 1 моле соединения и их атомную массу, находим число атомов в молекуле вещества, т.е. его истинную формулу:

$$n_H = \frac{12,15}{A_H} = \frac{12,15}{1} = 12; \quad n_C = \frac{71,95}{A_C} = \frac{72}{12} = 6; \quad n_O = \frac{96}{A_O} = \frac{96}{16} = 6.$$

Истинная формула вещества - $C_6H_{12}O_6$

Пример 9. Сколько литров водорода, приведенного к нормальным условиям, потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Какова молярная масса эквивалента металла?

Решение

Найдем массу металла и кислорода в 112 г оксида металла:

$$112 \text{ г (MeO)} - 100 \%,$$

$$m(\text{Me}) - 71,43 \%; \quad m(\text{Me}) = \frac{112 \cdot 71,43}{100} = 80 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = 112 - 80 = 32 \text{ г}.$$

По закону эквивалентов определяем молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{O})} = \frac{M_3(\text{Me})}{M_3(\text{O})}; \quad M_3(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_3(\text{O})}{m(\text{O}_2)} = \frac{80 \cdot 8}{32} = 20 \text{ г/моль}.$$

$$M_3(\text{O}) = \frac{A(\text{O})}{B} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}.$$

Отсюда следует, что 112 г оксида содержит 4 Э(Me) и 4 Э(O) и на их восстановление требуется 4 Э(H). 1 Э(H) = 1 г, а 4 Э(H) = 4 г.

Известно, что 4 г водорода – это 2 моля, и при нормальных условиях они занимают объем $22,4 \cdot 2 = 44,8$ л.

Ответ: $V(\text{H}_2) = 44,8$ л; $M_3(\text{Me}) = 20$ г/моль.

Пример 10. Стальная конструкция находится в контакте со слабокислой средой. Коррозия металла протекает согласно следующей реакции:



Рассчитайте:

1) количество серной кислоты (грамм, моль), необходимое для растворения 0,56 г железа;

2) выход продукта коррозии $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, %, если в результате данного процесса образовалось 1,8 г сульфата железа (III), и массовую долю (процентное содержание) железа в нем;

3) количество (грамм, моль, молекул) и объем, измеренный при нормальных условиях, выделившегося при этом водорода;

4) абсолютную массу молекулы водорода (грамм);

5) эквивалентные массы исходных веществ и продуктов реакции.

Решение

Определим молярные массы (M) и количества всех участников реакции (v) и запишем их под формулами веществ в уравнении:



т.е. для растворения 2 молей железа потребуются 3 моля серной кислоты, при этом образуется 1 моль сульфата железа и 3 моля водорода.

Отсюда следует, что массы исходных и конечных продуктов реакции будут следующие:

$$m(\text{Fe}) = nM = 2 \cdot 56 = 112 \text{ г}; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \cdot 98 = 294 \text{ г};$$

$$m[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 100 \text{ г}; \quad m(\text{H}_2) = 6 \text{ г}.$$

По условию задачи в реакции участвовало 0,56 г железа. Составляя пропорции, рассчитаем количества остальных веществ.

$$112 \text{ г (Fe)} - 294 \text{ г (H}_2\text{SO}_4),$$

$$0,56 \text{ г (Fe)} - X \text{ г (H}_2\text{SO}_4); \quad X = \frac{0,56 \cdot 294}{112} = 1,47 \text{ г};$$

$$112 \text{ г (Fe)} - 400 \text{ г [Fe}_2(\text{SO}_4)_3],$$

$$0,56 \text{ г (Fe)} - Y \text{ г [Fe}_2(\text{SO}_4)_3]; \quad Y = \frac{0,56 \cdot 400}{112} = 2 \text{ г};$$

$$112 \text{ г (Fe)} - 6 \text{ г (H}_2),$$

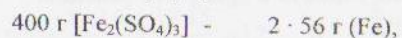
$$0,56 \text{ г (Fe)} - Z \text{ г (H}_2); \quad Z = \frac{0,56 \cdot 6}{112} = 0,03 \text{ г}.$$

Рассчитаем выход сульфата железа (η), составив пропорцию по уравнению реакции.

$$2 \text{ г [Fe}_2(\text{SO}_4)_3] - 100 \%,$$

$$1,8 \text{ г [Fe}_2(\text{SO}_4)_3] - \eta; \quad \eta = \frac{1,8 \cdot 100}{2} = 90 \%.$$

Массовую долю железа (ω) в сульфате железа (III) рассчитаем по пропорции исходя из формулы соли:



$$100 \% - \omega, \quad \omega = \frac{100 \cdot 112}{400} = 28 \%$$

Образовавшиеся в реакции 0,03 г водорода составят:

$$0,03 \text{ г} - \nu \text{ моль},$$

$$2 \text{ г} - 1 \text{ моль}, \quad \nu = \frac{1 \cdot 0,03}{2} = 0,015 \text{ моль}.$$

Исходя из закона Авогадро, рассчитаем объем выделившегося водорода при нормальных условиях:

1 моль (H_2) занимает объем 22,4 л,

0,015 молей (H_2) занимают объем V н.у. л,

$$V = \frac{0,015 \cdot 22,4}{1} = 0,336 \text{ л};$$

1 моль (H_2) содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул или 2 г - $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул;

0,015 молей (H_2) - n молекул, 0,03 г - n молекул.

Отсюда следует:

$$n = \frac{0,015 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1} = \frac{0,03 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{2} = 0,09 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Рассчитаем абсолютную массу молекулы водорода (m_M):

$$m_M = \frac{M}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{2 \cdot 1}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,33 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Молярные массы эквивалента веществ определим по формулам, приведенным ранее (в разделе 1.4):

$$M_{\text{э}}(\text{Fe}) = \frac{A}{B} = \frac{56}{3} = 18,6 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{n_{\text{H}}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{400}{3 \cdot 2} = 66,7 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{э}}(\text{H}_2) = \frac{M}{2} = \frac{2}{2} = 1 \text{ г/моль}.$$

1.6. Задачи для самостоятельного решения

1. Определите молярную массу и абсолютную плотность газа, если его плотность по воздуху равна 1,0.

2. Рассчитайте объем 100 кг хлора при нормальных условиях и при $T = 295 \text{ К}$ и $p = 97800 \text{ Па}$.

3. Образец известняка (CaCO_3), содержащий 15 % примесей, взаимодействует с избытком соляной кислоты. Рассчитайте количество и массу образовавшегося хлорида кальция, массовую долю кальция в нем. Определите объем выделившегося углекислого газа при 18°С и $p = 720 \text{ мм рт. ст.}$

4. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих веществ: Na_2CO_3 , SiO_2 , FeO , HNO_3 и N в NH_3 , C в CS_2 .

5. Рассчитайте молярную массу эквивалента двухвалентного металла и его атомную массу, если 20 г его вытесняют из кислоты 65 мл водорода при нормальных условиях.

ТЕМА 2. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.1. Вопросы для подготовки к лабораторному занятию

1. Назовите основные классы сложных неорганических веществ.
2. Какие соединения называются оксидами? На какие типы они делятся? Приведите примеры.
3. Каков характер оксидов, образуемых металлами? Приведите примеры и охарактеризуйте их химические свойства.
4. Каков характер оксидов, образуемых неметаллами? Приведите примеры и охарактеризуйте их химические свойства.
5. Какие элементы образуют амфотерные оксиды? Приведите примеры и охарактеризуйте их химические свойства.
6. Какие соединения называются гидроксидами? Приведите примеры их получения. Приведите примеры оснований и их химических свойств.
7. Приведите примеры кислот и опишите их химические свойства.
8. На какие типы делятся соли?
9. На примере химических реакций покажите, как можно получить средние соли.
10. Какие атомы и группы атомов входят в состав кислых и основных солей?
11. Рассмотрите взаимосвязь различных классов неорганических соединений и их взаимное превращение.

Литература: [1 - гл. 4, § 4.1 - 4.4]; [2 - гл. 1, § 15]; [3 - работы 4, 5].

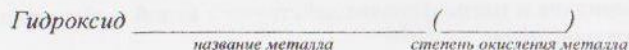
Основания – сложные вещества, молекулы которых состоят из положительного иона металла или иона аммония NH_4^+ и одной или нескольких гидроксильных групп (ОН⁻).

Общая формула оснований



где n – число гидроксильных групп, равное валентности (заряду иона) металла (Me^{n+}).

Названия гидроксидов дают по следующей схеме:

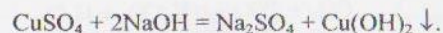


Например: гидроксид натрия - NaOH, гидроксид кальция - Ca(OH)₂, гидроксид железа (III) - Fe(OH)₃.

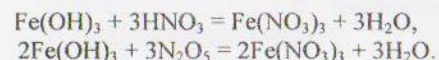
Гидроксиды, образованные элементами I и II группы главной подгруппы периодической системы элементов (за исключением бериллия и магния), в отличие от остальных гидроксидов растворимы в воде и получают взаимодействием соответствующих оксидов с водой:



Нерастворимые гидроксиды могут быть получены воздействием щелочей на соответствующие соли:

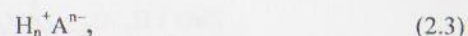


Все основания взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами:



Кислоты – сложные вещества, молекулы которых состоят из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка.

Общая формула кислот



где A – кислотный остаток,

n – число атомов водорода, равное заряду кислотного остатка.

Например:

соляная кислота - HCl, серная кислота - H₂SO₄, фосфорная кислота - H₃PO₄.

$n = 1$

$n = 2$

$n = 3$

При составлении названия кислот используется корень русского названия элемента, образующего кислоту (центрального атома), с добавлением суффикса, окончания или приставки в зависимости от состава кислоты и степени окисления центрального атома (примеры некоторых кислот указаны в табл. 2.1).

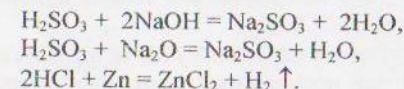
Таблица 2.1

Некоторые кислотные оксиды и соответствующие им кислоты

| Кислотный оксид | Кислота | Название кислоты |
|-------------------------------|---|---------------------------|
| SO ₃ | H ₂ SO ₄ | Серная |
| SO ₂ | H ₂ SO ₃ | Сернистая |
| CO ₂ | H ₂ CO ₃ | Угльная |
| SiO ₂ | H ₂ SiO ₃ | Кремниевая |
| N ₂ O ₅ | HNO ₃ | Азотная |
| N ₂ O ₃ | HNO ₂ | Азотистая |
| P ₂ O ₅ | H ₃ PO ₄ | Ортофосфорная |
| CrO ₃ | H ₂ CrO ₄ | Хромовая |
| | H ₂ Cr ₂ O ₇ | Двухромовая |
| - | HCl | Хлороводородная (соляная) |
| - | H ₂ S | Сероводородная |

По наличию атома кислорода в кислотном остатке различают бескислородные кислоты (HCl, H₂S) и кислородосодержащие (HNO₃, H₂SO₃).

Кислоты взаимодействуют с основаниями, основными оксидами и с активными металлами с образованием солей:



Амфотерные гидроксиды – это сложные вещества, которые проявляют свойства кислот и свойства оснований. Поэтому формулы амфотерных гидроксидов можно записывать и в форме оснований, и в форме кислот.

Примеры амфотерных гидроксидов даны в табл. 2.2.

Реакции амфотерного гидроксида с щелочью в растворе и в расплаве идут по-разному. В растворе образуются гидроксокомплексы:



в расплаве – обычные соли:

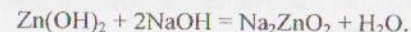


Таблица 2.2

Примеры некоторых амфотерных гидроксидов

| Амфотерный гидроксид в форме основания | Амфотерный гидроксид в форме кислоты | Кислотные остатки | Названия кислотных остатков |
|--|--|---------------------|-----------------------------|
| $\text{Be}(\text{OH})_2$ Гидроксид бериллия | H_2BeO_2 Бериллиевая кислота | BeO_2^{2-} | Бериллат |
| $\text{Zn}(\text{OH})_2$ Гидроксид цинка | H_2ZnO_2 Цинковая кислота | ZnO_2^{2-} | Цинкат |
| $\text{Al}(\text{OH})_3$ Гидроксид алюминия | H_3AlO_3 Ортоалюминивая кислота | AlO_3^{3-} | Орто-алюминат |
| $\text{Cr}(\text{OH})_3$ Гидроксид хрома | H_3CrO_3 Ортохромистая кислота | CrO_3^{3-} | Орто-хромит |

2.3. Соли

Соли – сложные вещества, состоящие из основного и кислотного остатков.

Кислотный остаток – часть молекулы, которая остается, если от кислоты мысленно отнять один или несколько атомов водорода. Например, SO_3^{2-} , HSO_3^- – остатки кислоты H_2SO_3 .

Основной остаток – часть молекулы, которая остаётся при мысленном отрыве от неё одной или нескольких гидроксильных групп. Например, Mg^{2+} , MgOH^+ – остатки основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Пример. Составьте химическую формулу хлорида алюминия:

а) запишите основной и кислотный остатки, которые должны войти в состав данной соли, и укажите их валентности:



б) найдите наименьшее общее кратное (НОК) для чисел 3 и 1, выражающих валентность соответственно Al и Cl; в этом случае НОК = 3;

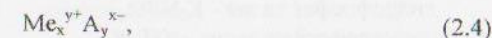
в) разделите наименьшее общее кратное 3 на валентность Al (III) и получите число атомов алюминия (число основных остатков): $3 : 3 = 1$;

г) разделите НОК на валентность кислотного остатка Cl (I) и получите число кислотных остатков: $3 : 1 = 3$;

д) полученные индексы 1 и 3 напишите соответственно внизу справа у символов основного и кислотного остатков: AlCl_3 . Таким образом, формула хлорида алюминия – AlCl_3 .

Соли бывают **средние, кислые и основные**. Средние соли образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксильных групп в основании кислотными остатками. Примеры средних солей смотрите в табл. 2.3.

Общая формула средних солей



где x – число атомов металла, равное заряду кислотного остатка;
 y – число кислотных остатков, равное заряду атомов металла.

Например:

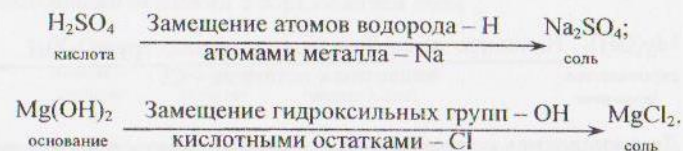


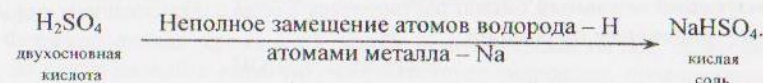
Таблица 2.3

Названия средних кислотных остатков и солей

| Кислотные остатки | Название средних кислотных остатков | Примеры средних солей и их названия |
|------------------------------|-------------------------------------|--|
| Cl^- | Хлорид | FeCl_2 – хлорид железа (II) |
| NO_3^- | Нитрат | AgNO_3 – нитрат серебра |
| NO_2^- | Нитрит | NaNO_2 – нитрит натрия |
| SO_4^{2-} | Сульфат | MgSO_4 – сульфат магния |
| SO_3^{2-} | Сульфит | K_2SO_3 – сульфит калия |
| S^{2-} | Сульфид | CuS – сульфид меди (II) |
| CO_3^{2-} | Карбонат | CaCO_3 – карбонат кальция |
| SiO_3^{2-} | Силикат | Na_2SiO_3 – силикат натрия |
| PO_4^{3-} | Фосфат | K_3PO_4 – фосфат калия |
| CrO_4^{2-} | Хромат | CaCrO_4 – хромат кальция |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | Бихромат | $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – бихромат калия |

Кислые соли образуются при неполном замещении атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

Например:



Двухосновная кислота с любым металлом образует одну среднюю соль и одну кислую. Трехосновная кислота с любым металлом образует одну среднюю и две кислые соли.

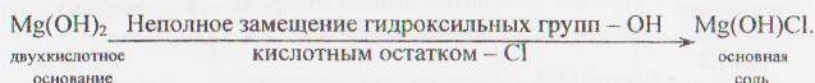
Примеры кислых солей:

гидросульфит лития - LiHSO_3 ,
гидрофосфат калия - K_2HPO_4 ,
дигидрофосфат калия - KH_2PO_4 .

Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Основные соли образуются при неполном замещении гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками.

Например:



Двухкислотное основание может образовывать одну среднюю и одну основную соль с данным кислотным остатком. Трехкислотное основание образует одну среднюю и две основные соли с данным кислотным остатком.

Примеры основных солей:

гидроксокарбонат меди - $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$,
гидроксохлорид железа - Fe(OH)Cl_2 ,
дигидроксохлорид железа - $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$.

Однокислотные основания основных солей не образуют.

При рассмотрении химических свойств оксидов и гидроксидов необходимо помнить, что возможно взаимодействие только тех соединений, которые проявляют противоположные свойства, то есть соединения с основными свойствами могут взаимодействовать только с веществами кислотного или амфотерного характера, и наоборот.

2.4. Примеры выполнения упражнений

Пример 1. Составьте формулы оксидов калия, серы (IV), хрома (VI). Определите характер оксида. Запишите соответствующие им гидроксиды. Подтвердите химическими реакциями химические свойства соответствующих оксидов.

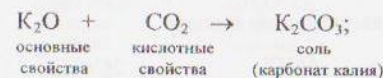
Решение

1. Формула оксида калия: K_2O , т.к. валентность калия равна I. Это солеобразующий основной оксид; растворяется в воде с образованием гидроксида калия – основания по реакции

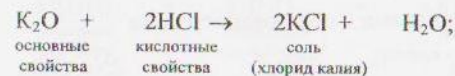


Основные оксиды взаимодействуют:

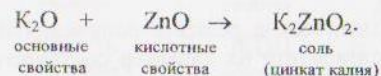
а) с кислотными оксидами с образованием соли



б) с кислотами с образованием соли и воды



в) с амфотерными оксидами с образованием соли



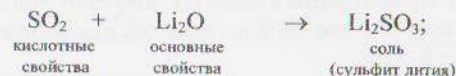
2. Формула оксида серы (IV): SO_2 , т.к. валентность серы равна (IV).

Это солеобразующий кислотный оксид, растворяется в воде с образованием гидроксида – кислоты (сернистой) по реакции



Кислотные оксиды взаимодействуют:

а) с основными оксидами с образованием соли



б) с основаниями с образованием соли и воды



в) с амфотерными оксидами и гидроксидами



3. Формула оксида хрома (VI): Cr_2O_3 – амфотерный оксид, солеобразующий, не растворимый в воде. Ему соответствует гидроксид, проявляющий

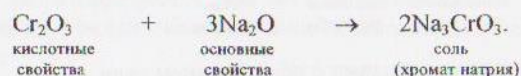
как основные свойства ($\text{Cr}(\text{OH})_3$ – основание), так и кислотные свойства (H_3CrO_3 – ортохромистая кислота).

Амфотерные оксиды взаимодействуют:

а) с кислотами с образованием соли и воды



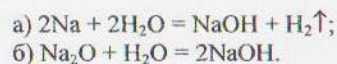
б) с основными оксидами с образованием соли



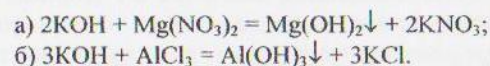
Пример 2. Составьте химические реакции получения гидроксидов натрия, магния, алюминия и подтвердите их характер соответствующими реакциями.

Решение

NaOH – растворимое в воде основание (щелочь), получают растворением металла или его оксида в воде:

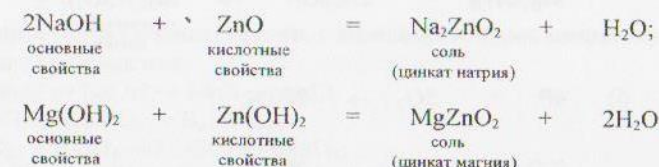
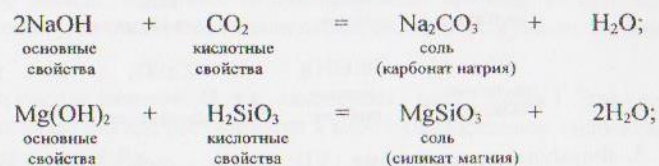


$\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ нерастворимы в воде. Их получают при взаимодействии растворимого основания с солью данного металла, в результате образуются нерастворимое основание и соль:

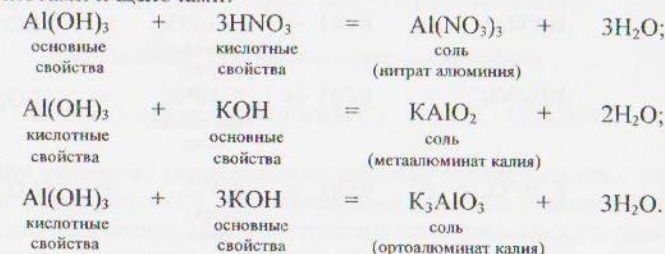


NaOH – основной гидроксид; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – основной гидроксид; $\text{Al}(\text{OH})_3$ – амфотерный гидроксид.

Основные гидроксиды могут взаимодействовать с кислотными оксидами, кислотами, амфотерными оксидами и амфотерными гидроксидами:

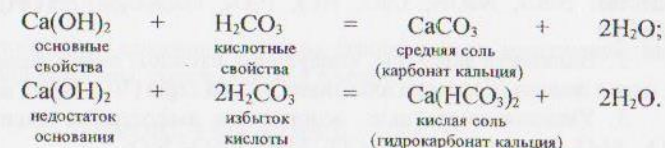


Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с оксидами (кислотными и основными), кислотами и щелочами:

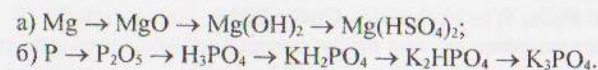


Пример 3. Получите все возможные соли при взаимодействии гидроксида кальция и угольной кислоты.

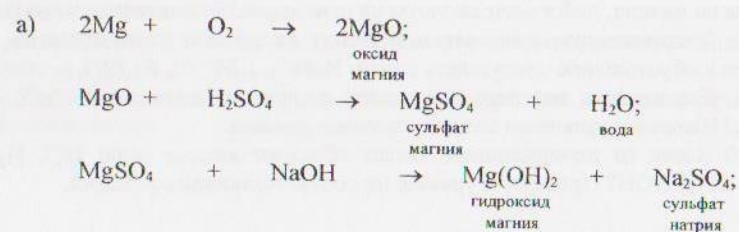
Решение

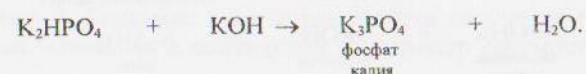
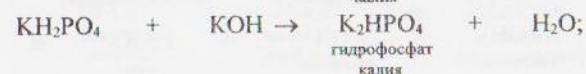
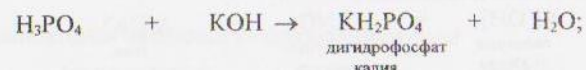
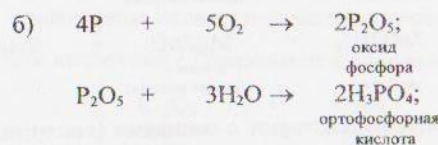


Пример 4. Напишите химические реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения и назовите продукты реакций:



Решение





2.5. Упражнения для самостоятельной работы

1. К каким классам неорганических соединений относятся следующие вещества: NaCl, NaOH, CaO, HCl, P₂O₅, Cu(NO₃)₂, Zn(OH)₂, Al₂O₃, CrCl₃, K₂ZnO₂?

2. Напишите формулы следующих оксидов: оксид калия, оксид фосфора, оксид железа (II), оксид алюминия, оксид серы (VI), оксид никеля (II).

3. Укажите кислотные, основные и амфотерные оксиды: SO₃, Na₂O, N₂O₅, Al₂O₃, BeO, CaO, Cl₂O₇, CO₂, MgO, Cr₂O₃, SiO₂.

4. Напишите формулы и названия гидроксидов, которые соответствуют следующим оксидам: NiO, K₂O, CuO, CaO.

5. Напишите формулы и названия гидроксидов, которые соответствуют следующим оксидам: P₂O₅, SO₂, N₂O₅, CO₂, Cr₂O₃, SiO₂.

6. Получите все возможные соли при взаимодействии:

а) Al(OH)₃ и HCl; б) NaOH и H₃PO₄; в) LiOH и HNO₃.

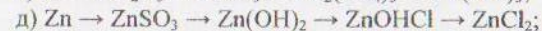
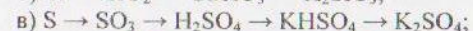
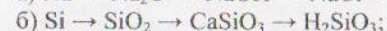
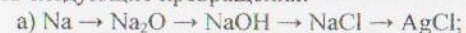
7. Составьте уравнения реакций получения сульфата бария действием кислоты на металл, действием кислоты на основание, действием соли на соль.

8. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящие к образованию следующих солей: NaNO₃, LiHCO₃, Fe₂(SO₄)₃.

9. Как доказать амфотерный характер следующих соединений: ZnO, Al₂O₃, Cr(OH)₃? Напишите уравнения соответствующих реакций.

10. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HCl, H₂SiO₃, H₂CO₃, CH₃COOH? Приведите уравнения соответствующих реакций.

11. Напишите молекулярные реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



2.6. Типовые задачи к контрольной работе

✓ По теме 1 для специальностей ПЗ, АД, ПБ, АТП, БЖТ

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида кальция с оксидом серы (IV) и вычислите массу образовавшегося продукта реакции, если в реакцию вступили 11,2 л оксида серы, измеренного при нормальных условиях.

2. При гашении воздушной извести (CaO) водой образуется гидроксид. Вычислите массу воды, необходимую для гашения 56 кг извести, если её следует брать в полтора раза больше, чем требуется по химической реакции.

✓ По теме 1 для специальностей ПГС, ПСК, ЭУС, ИСиТ, ЭУН, МТТ, ВВ, СДМ

Гидроксид кальция, входящий в состав строительных материалов, взаимодействует с оксидом серы, содержащимся в воздухе:



Во взаимодействие вступают 74 кг извести.

Рассчитайте:

а) молярную массу, массу 1 моля и 1 молекулы сульфата кальция;

б) объем оксида серы, измеренный при нормальных условиях, а также при температуре 20 °С и давлении 0,9 · 10⁵ Па, требующийся для взаимодействия с известью;

в) массу фактически образовавшегося сульфата кальция, если массовая доля выхода составляет 75 %;

г) число молекул SO₃, вступивших в реакцию, и массовую долю серы в оксиде;

д) эквиваленты и молярные массы эквивалентов исходных веществ и продуктов реакции.

- ✓ По теме 2 для специальностей ПЗ, АД, ПГС, ПСК, ЭУС, ПБ, АТП, БЖТ, ЭУН, МТТ, ИСиТ, ВВ, СДМ

1. Напишите формулы оксидов натрия, серы и кремния (валентность элементов примите равной номеру группы в периодической системе, в которой стоит элемент). Какие из оксидов реагируют с водой? Напишите уравнения этих реакций. Назовите полученные соединения. Напишите реакции, подтверждающие химические свойства оксида натрия.

2. Приведите две реакции получения нерастворимых в воде оснований и напишите их названия.

3. Какие соли (среднюю, кислую, основную) можно получить при взаимодействии гидроксида натрия с угольной кислотой? Напишите уравнения реакций и назовите полученные соли.

4. Напишите реакцию получения нитрата магния из соответствующих:

- кислоты и основания;
- кислотного оксида и основного оксида;
- основания и кислотного оксида;
- основного оксида и кислоты.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите все полученные соединения.

- ✓ По теме 1 и 2 для специальностей ГСХ, ТВ, СС

1. Масса 500 мл газа при н.у. равна 0,625 г. Определите молярную массу газа и массу его одной молекулы.

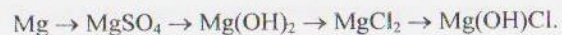
2. Сколько моль содержится в 10 м³ любого газа при н.у. и какой объем он будет занимать под давлением 506 кПа и температуре 30 °С?

3. Зная относительную плотность газа по гелию, равную 8, найдите молярную массу и абсолютную плотность этого газа.

4. Составьте уравнения реакций получения всех возможных солей из фосфорной кислоты и гидроксида магния.

5. Среди предложенных соединений выберите оксиды и с помощью химических реакций докажете их характер: HNO_2 , N_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuO , K_2CO_3 .

6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения и назовите все соединения:



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

- Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для техн. направ. и спец. вузов / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2000. – 558 с.
- Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 1985. – 704 с.
- Лабораторный практикум по химии: учеб. пособие / И.И. Грекова, О.Р. Сергуткина, С.И. Тарановская и др. ; под общ. ред. В.В. Заречанской; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т. – Воронеж, 2005. – 179 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

| | |
|--|----|
| Введение..... | 3 |
| Тема 1. Основные химические понятия и законы | 3 |
| 1.1. Вопросы для подготовки к лабораторным занятиям | 3 |
| 1.2. Основные стехиометрические законы химии | 4 |
| 1.3. Понятие эквивалентов. Закон эквивалентов. Валентность ... | 7 |
| 1.4. Расчеты по формулам веществ | 9 |
| 1.5. Расчеты по химическим уравнениям | 13 |
| 1.6. Задачи для самостоятельного решения | 19 |
| Тема 2. Классы неорганических соединений | 19 |
| 2.1. Вопросы для подготовки к лабораторным занятиям | 19 |
| 2.2. Оксиды и гидроксиды | 20 |
| 2.3. Соли | 24 |
| 2.4. Примеры выполнения упражнений | 26 |
| 2.5. Упражнения для самостоятельной работы | 30 |
| 2.6. Типовые задачи к контрольной работе | 31 |
| Библиографический список рекомендуемой литературы | 33 |

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Методические указания
к внеаудиторной самостоятельной работе
по химии
для студентов 1-го курса всех специальностей

Составители: к. хим. н., доц. Артамонова Ольга Владимировна,
к. хим. н., доц. Барсукова Лариса Георгиевна

Корректор Толоконникова Н.А.

Подписано в печать 08.10.2008. Формат 60 × 84 1/16. Уч.- изд. л.2,1.
Усл.-печ. л. 2,2. Бумага писчая. Тираж 400 экз. Заказ № 540.

Отпечатано: отдел оперативной полиграфии
Воронежского государственного архитектурно-строительного университета
394006 Воронеж, ул. 20-летия Октября, 84