

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ УКРАИНЫ
Национальный университет кораблестроения
имени адмирала Макарова

С. Ю. Кельина, В. В. Машенко, Е. И. Личко

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Методические указания

Рекомендовано Методическим советом НУК

Николаев 2008

Кельина С. Ю., Мащенко В. В., Личко Е. И. Классы неорганических соединений: методические указания. Николаев: НУК, 2008. – 36 с.

Кафедра химии

Методические указания содержат справочные данные по основным химическим понятиям и раздел "Классы неорганических соединений", которые необходимы для подготовки к изучению университетского курса химии; рассмотрены методы решения основных типов задач из соответствующих разделов и предложены упражнения и задачи для самостоятельной подготовки и самоконтроля знаний.

Указания предназначены для студентов всех специальностей и иностранных слушателей.

Рецензент канд. техн. наук, доц. Матвиенко В.Н.

Згідно з наказом ректора НУК № 08 від 09.01.2008 "навчально-методичні посібники, методичні вказівки друкуються в авторській редакції" і відповідальність за їх редагування несе автор.

1. Основные химические понятия

Химия – это наука о составе и строении веществ, их свойствах и взаимных превращениях. Отдельный вид материи, который при определенных условиях имеет постоянные физические и химические свойства, называется **веществом**. Вещество состоит из элементарных частиц, которые имеют массу покоя. Любые изменения вещества называют явлениями. Физическими явлениями называются такие, во время которых не изменяется состав вещества, но могут изменяться форма, агрегатное состояние, температура, и т.п. Химические явления связаны с изменением состава и свойств вещества. Любое химическое вещество состоит из химических элементов. **Элементом** называется совокупность атомов, которые имеют одинаковый заряд ядра. Каждый элемент имеет свое название и химический символ. Носителем свойств элемента есть атом. **Атом** – химически неделимая электронейтральная частица вещества, которая состоит из протонов нейтронов и электронов. Ядро (центральная часть атома) состоит из протонов и нейтронов. Протон – положительно заряженная частица, нейтрон – электрически нейтральная частица. Ядро окружают электроны – отрицательно заряженные частицы. Массы атомов разных видов составляют $10^{-25} - 10^{-27}$ кг. Масса электрона почти в 2000 раз меньше массы протона и нейтрона. Практически вся масса атома сосредоточена в ядре. Электроны образуют электронную оболочку, размеры которой определяют размеры атома ($\approx 10^{-10}$ м). Размер ядра значительно меньше -10^{-15} м Положительный заряд ядра, который

отвечает числу протонов, равняется отрицательному заряду электронной оболочки, которая определяется числом электронов. Количественными характеристиками атома есть его масса и заряд ядра, которое совпадает с порядковым номером (Z) элемента в Периодической системе. Элементы могут образовывать атомы с разным количеством нейтронов в ядре. Такие атомы одного элемента называются изотопами. Например, элемент водород состоит из изотопов трех видов: Протия (${}^1_1\text{H}$, т.е. в состав ядра входит только протон), Дейтерия (${}^2_1\text{D}$, в состав ядра входит один протон и один нейтрон) и Трития (${}^3_1\text{T}$, в состав ядра входят один протон и два нейтрона). Каждый элемент имеет несколько изотопов, поэтому в Периодической системе приведено среднюю атомную массу элементов с учетом их распространения в природе.

Атомная единица массы – это современная внесистемная единица измерения атомных и молекулярных масс (обозначается а.е.м.) Она составляет $1/12$ часть массы атома изотопа углерода ${}^{12}\text{C}$. Масса этого изотопа равняется $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Из этого следует, что

$$1 \text{ а.е.м} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Эта величина – одна из фундаментальных физических постоянных.

Относительная атомная масса (A_r , r – relative – относительный) – это величина, которая определяется отношением массы атома элемента к величине 1 а.е.м:

$$Ar(\text{ат}) = m(\text{ат}) / 1 \text{ а.е.м}$$

$$Ar(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} / 1 \text{ а.е.м.} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,008$$

$$Ar(\text{U}) = 3,9513 \cdot 10^{-25} \text{ кг} / 1 \text{ а.е.м.} = 3,9513 \cdot 10^{-25} \text{ кг} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 238,03.$$

Основным свойством атомов химических элементов есть их склонность к соединению с образованием химических веществ. **Молекула** – способная к самостоятельному существованию частица вещества, которая сохраняет химические свойства вещества.

Молекулы состоят из атомов, которые соединены между собой химическими связями в определенной последовательности и определенным образом ориентированы в пространстве. Число атомов в молекулах может быть от двух (H_2 , O_2) до нескольких тысяч (гормоны, белки). Атомы инертных газов иногда называют одноатомными молекулами (He, Ar). Все молекулы одного вещества молекулярного строения имеют одинаковый состав, размеры, массу и свойства. Молекулы разных вещества различаются по этим характеристикам. Молекулы всех веществ находятся в непрерывном тепловом движении. В твердых веществах они осуществляют колебательное движение вокруг положений равновесия, в жидких – также колебательные и поступательные прямолинейные перемещения в новые положения равновесия, в газах – осуществляется прямолинейное хаотичное движение. Во время физических явлений молекулы сохраняются, во время химических преобразований – разрушаются, объединяются в новые комбинации, образуя новые вещества.

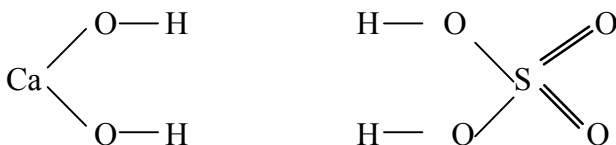
Соединения, которые состоят из атомов одного элемента, называются гомосоединениями. Наиболее стойкое при обычных условиях гомосоединение элемента называется простым веществом. Например, углерод образует графит и алмаз; кислород образует атомарный кислород O, молекулярный кислород O_2 и озон O_3 . Среди этих соединений простыми веществами являются графит и молекулярный кислород, как наиболее стойкие при обычных условиях. Явление существования нескольких гомосоединений одного элемента называется **аллотропией**.

Соединения, которые состоят из атомов разных элементов, называются гетеросоединениями или сложными веществами, например, вода (H_2O), аммиак (NH_3), серная кислота (H_2SO_4) и т.п.

Важнейшей характеристикой молекулы есть ее состав, который описывается химическими формулами. Используют несколько видов химических формул. Для соединений с молекулярным строением используются **молекулярные** формулы, которые отображают качественный состав и количественные соотношения атомов в молекуле. Например, молекула CO_2 состоит из атомов углерода и кислорода в соотношении 1:2.

В **электронных** формулах изображают связи между атомами в молекуле, которые образуются общими электронными парами, например, $\text{H}:\text{H}$, $\text{O}::\text{O}$, $\text{H}:\text{O}:\text{H}$. Такими формулами пользуются, когда необходимо рассмотреть механизмы образования связей в молекуле.

Структурные формулы показывают порядок соединения атомов в молекулах:



Молекулярное строение имеют большинство органических веществ и часть неорганических, например, простые вещества: водород (H_2), кислород (O_2), йод (I_2); сложные – галогениды, сульфиды, гидриды, оксиды неметаллов (CO_2 , SO_3 , PCl_3 , H_2S , AsH_3) и безводные неорганические кислоты (HBr , HI).

Большинство твердых неорганических веществ (основные оксиды, щелочи, соли) состоят из ионов или поляризованных атомов. Носителем химических свойств вещества в них есть совокупность частичек, количественное соотношение которых отображает состав вещества, например, NaCl , KOH , K_2SO_4 . Формулы немолекулярных соединений базируются на результатах элементного анализа и также показывают качественный и количественный состав совокупности частичек, которые образуют эти вещества. Например, вещество калий карбонат состоит из совокупности атомов калия, углерода и кислорода в соотношении 2:1:3, поэтому формула этого вещества имеет вид – K_2CO_3 .

Количество связей, которые образует элемент в данном соединении, называется *валентностью*. Например, в оксиде углерода $\text{C}=\text{O}$, оба элемента образуют по две связи и при этом проявляют валентность – II. В диоксиде углерода $\text{O}=\text{C}=\text{O}$, Карбон имеет четыре связи и проявляет валентность – IV., а Кислород – валентность – II.

Ионом называется заряженная частица, которая образуется вследствие потери или присоединения электронов, а также при электролитической диссоциации. Положительно заряженный ион

называется катионом (K^+ , H^+), отрицательно заряженный – анионом (OH^- , CO_3^{2-}).

Степень окисления – это условный заряд, который возникает на атоме, если считать, что все связи ионные. Например, $C^{+2}O^{-2}$, $C^{+4}O_2^{-2}$.

Для вычисления степени окисления элемента в соединениях следует исходить из следующих положений:

1) степень окисления атома в простых веществах принимается равной нулю, например, K^0 , P^0 , O_2^0 ;

2) алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы равна нулю;

3) постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы, входящие в первую группу главную подгруппу (+1); щелочно-земельные металлы, входящие во вторую группу главную подгруппу (+2);

4) водород, проявляет степень окисления (+1), кроме гидридов металлов (NaH CaH_2), где его степень окисления равна –1;

5) степень окисления кислорода в соединениях равна –2, за исключением пероксидов H_2O_2 , где степень окисления кислорода равна –1.

Исходя из указанного, легко, например, установить, что в соединениях NH_3 N_2O HNO_2 NO_2 HNO_3 степень окисления Нитрогена соответственно –3, +1, +3, +4, +5.

Относительная молекулярная масса – это величина, которая определяется отношением массы молекулы к величине 1 а.е.м. Относительная молекулярная масса рассчитывается в соответствии с химической формулой и равняется сумме относительных атомных масс всех атомов, которые входят в состав молекулы.

$$M_r(A_aB_b) = a A_r(A) + b A_r(B)$$

$$\text{Например, } M_r(H_2O) = 2A_r(H) + 1A_r(O) = 2 \cdot 11,008 + 1 \cdot 115,99 = 17,9916 \text{ (18)}.$$

Относительные атомные и молекулярные массы – безразмерные величины. Они численно равны атомной и молекулярной массам, выраженным в а.е.м. Например, молекулярная масса воды $M(H_2O) = 18$ а.е.м.

Количество вещества (ν) определяется числом частичек –

структурных единиц вещества, из которых оно состоит: молекул, атомов, ионов, электронов, протонов, и т.п. Единицей измерения количества вещества является моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько структурных или формульных единиц, сколько атомов содержится в изотопе углерода ^{12}C массой 0,012 кг. Один моль содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц. Эта величина называется постоянной Авогадро, обозначается N_A и имеет **размерность моль $^{-1}$** .

Например, 1 моль воды H_2O содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, 1 моль хлорида натрия NaCl содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ формульных единиц, 1 моль ионов меди Cu^{2+} содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов меди.

$$\nu = m/M; \nu = N/N_A; \nu = V/V_M$$

где m – масса вещества, г; M – молярная масса вещества, г/моль; N – число частиц вещества, N_A – число Авогадро, моль $^{-1}$; V – объем вещества, л; V_M – молярный объем вещества, л/моль.

Молярная масса – это масса одного моля вещества, обозначается через M и имеет размерность г/моль (кг/моль, кг·моль $^{-1}$). В г/моль она численно равняется относительной молекулярной массе, что следует из выражения:

Пусть $\nu = 1$ моль., тогда масса 1 моля является массой N_A молекул; m – масса одной молекулы, $m = M_r \times 1$ а.е.м.

$$M = M_r \times (1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}) \times (6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}) = M_r \cdot (\text{г} \times \text{моль}^{-1})$$

Молярный объем – объем газообразного вещества или смеси газов, в котором содержится один моль вещества ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) $V_M = V/\nu$.

В отличие от молярной массы, молярный объем газа зависит от условий – (давления и температуры). В химии используют молярный объем газа при нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$, $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$).

2. Классы неорганических соединений

Химические элементы являются предметом изучения химии. Различают элементы с металлическими и неметаллическими свойствами.

Более 80 элементов Периодической системы имеют металли-

ческие свойства. Химические свойства металлических элементов обусловлены способностью их атомов отдавать электроны и превращаться в катионы (положительно заряженные ионы), т.е. проявлять восстановительные свойства: $Me - ne \rightarrow Me^{n+}$. К металлам принадлежат все элементы побочных подгрупп Периодической системы, элементы IA (кроме водорода), IIA групп. Из элементов IIIA–VIIIA групп, те, которые размещаются ниже диагонали, проведенной через B–Si–As–Te–At, принадлежат к металлам. Элементы, которые расположены выше диагонали, относятся к неметаллам. Например, к металлическим элементам принадлежат Литий, Калий, Кальций, Ферум, Купрум. Элементы, которые размещены близ указанной границы, проявляют свойства одновременно металлов и неметаллов.

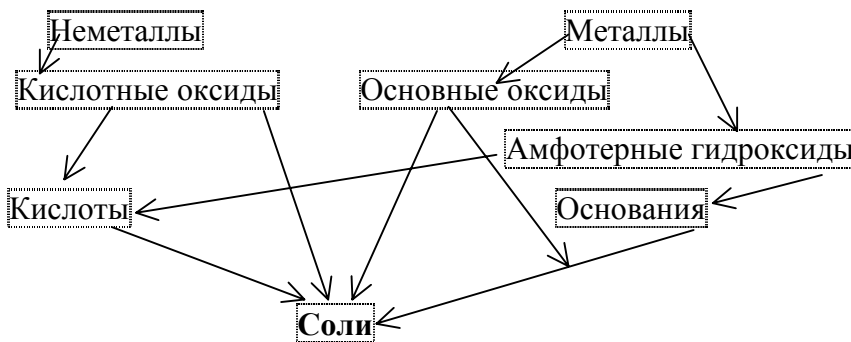
К элементам – неметаллов относятся Гидроген, Нитроген, Оксиген, галогены (F, Cl, Br, I), инертные газы (He, Ar, Ne и др.), Сульфур, Фосфор. Для большинства из них характерной особенностью является способность принимать электроны и образовывать анионы: $S^0 + 2e \rightarrow S^{2-}$, т.е. проявлять окислительные свойства. Большинство инертных газов не образуют ионы.

Простые соединения металлов, или просто металлы отличаются от неметаллов своими физическими, химическими и механическими свойствами. Для металлов характерны высокие электро- и теплопроводность, металлический блеск, твердость, ковкость, способность к пластической деформации и т.п. Все металлы, кроме ртути, при обычных условиях являются твердыми веществами.

Среди простых соединений неметаллов существуют газы (H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 , F_2), жидкости (Br_2), твердые вещества (S, P, Si). Большинство из них являются диэлектриками (хотя графит, кремний проводят электрический ток), не имеют металлического блеска, обладают низкой прочностью, и значительной хрупкостью.

Классификация неорганических соединений составлена в соответствии с классификацией элементов согласно Периодического закона Д.И.Менделеева, а также учитывает свойства образованных соответствующими элементами соединений. Химические свойства элементов проявляются в химических реакциях.

Основными классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли. Генетическую связь между классами неорганических соединений можно показать в виде следующей схемы:



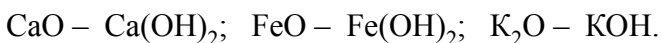
Оксиды

Оксидами называются соединения элементов с кислородом. Например: Na_2O – оксид натрия, Al_2O_3 – оксид алюминия, ZnO – оксид цинка. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия указывается его степень окисления в скобках римскими цифрами, например, FeO – оксид железа (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), Cl_2O_7 – оксид хлора (VII) .

Названия оксидов можно построить с помощью числовых префиксов: Sb_2O_3 – дистибий триоксид (оксид сурьмы (III)), CO_2 – диоксид углерода, CO – монооксид углерода.

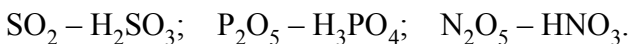
Оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие (CO , NO , N_2O). Первые делятся, в свою очередь, на основные, кислотные и амфотерные.

Основными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. Им отвечают основания:



Основными могут быть только оксиды металлов.

Кислотными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или с основными оксидами. Им отвечают кислоты соответственно:



Эти оксиды называются ангидридами кислот. Кислотные оксиды образуются неметаллами и некоторыми металлами, которые проявляют высшую степень окисления. Например: оксиду марганца (VII) Mn_2O_7 отвечает марганцовая кислота HMnO_4 , оксиду хрома (VI) CrO_3 – отвечает хромовая кислота H_2CrO_4 .

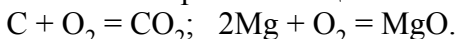
Амфотерными называются оксиды, которые образуют соли как с кислотами, так и с основаниями, например: ZnO ; Al_2O_3 ; PbO ; Cr_2O_3 .

Свойства оксидов связаны с положением элементов в Периодической системе. Так, свойства оксидов элементов III периода (Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7) изменяются с увеличением порядкового номера элемента от основных (Na_2O , MgO) через амфотерные (Al_2O_3) к кислотным (SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7).

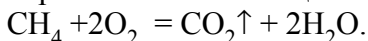
Некоторые металлы могут проявлять переменные степени окисления, которые влияют на свойства оксидов. Оксиды элементов в низшей степени окисления проявляют основные свойства, в промежуточной – амфотерные, в высшей – кислотные. Например: CrO – основной оксид, Cr_2O_3 – амфотерный, CrO_3 – кислотный.

Способы получения оксидов

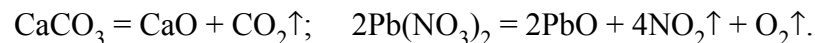
1. Окисление простых веществ:



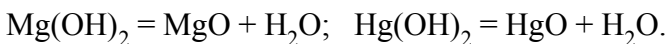
2. Горение сложных веществ:



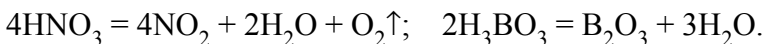
3. Разложение солей:



4. Разложение оснований:

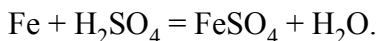


5. Разложение кислот:



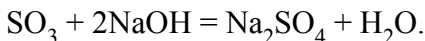
Химические свойства оксидов

1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:

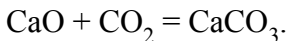


2. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями с обра-

зованием соли и воды:



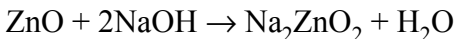
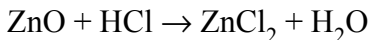
3. При взаимодействии кислотных и основных оксидов образуется соль:



4. Большинство кислотных оксидов и оксидов щелочных и щелочно-земельных металлов (IA и IIA группы) взаимодействуют с водой:

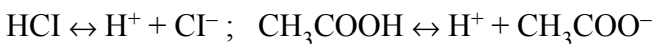


5. Амфотерные оксиды реагируют с кислотами и основаниями:



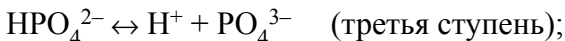
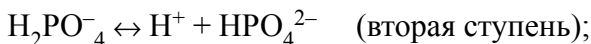
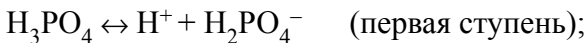
Кислоты

Кислотами называются вещества, которые при электролитической диссоциации из катионов образуют только катионы водорода. Например:



Кислоты классифицируют по количеству образованных при диссоциации ионов водорода; наличия в их составе кислорода, а также в соответствии с их окислительными свойствами.

Основность кислоты определяется числом образованных при диссоциации ионов водорода. В соответствии с этим выделяют кислоты одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2SO_4 , H_2S), трехосновные (H_3PO_4). Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Например:



Диссоциация проходит в большей степени по первой ступени, меньше – по второй и еще меньше – по третьей. Поэтому в растворе фосфорной кислоты есть молекулы H_3PO_4 и ионы H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} и H^+ .

Различают кислоты кислородсодержащие (HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_3PO_4), которые являются гидратами соответствующих оксидов, и **бескислородные** (HCl ; H_2S ; HCNS).

В соответствии со способностями кислот к электролитической диссоциации различают сильные кислоты – HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 ($\alpha > 30\%$), слабые кислоты – H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , HNO_2 ($\alpha < 3\%$) и кислоты средней силы – H_3PO_4 и другие.

В соответствии с окислительными способностями выделяют обычные кислоты, в которых окислителем выступает ион водорода и кислоты-окислители, где окислителем является элемент, который образует кислоту. Кислотами – окислителями являются азотная кислота любой концентрации и серная кислота концентрированная. Все другие кислоты, в том числе и серная кислота разбавленная являются обычными (простыми) кислотами.

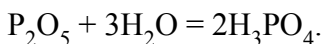
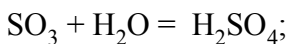
Номенклатура кислот

Систематические названия кислот производят от элемента, образующего кислоту. В случае бескислородных кислот к названию элемента, образующего кислоту, прибавляют окончание "водородная", например, HF – фтороводородная, H_2S – сероводородная.

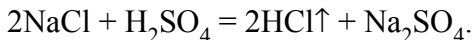
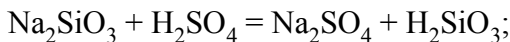
Названия кислородсодержащих кислот производят от названия неметалла с прибавлением окончания -ная, -вая, если степень окисления неметалла равна номеру группы. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: -оватая, -истая, оватистая, например, HNO_3 – азотная кислота, HNO_2 – азотистая, H_2SO_4 – серная кислота, H_3PO_4 – фосфорная кислота, HClO_4 – хлорная кислота, HClO_3 – хлорноватая кислота, HClO_2 – хлористая кислота, HClO – хлорноватистая кислота. Справочная таблица названий кислот и солей приводится в приложении.

Способы получения кислот

1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:

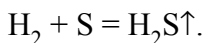
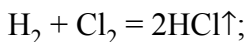


2. Взаимодействие солей с кислотами:



Полученная кислота должна быть более слабой, менее растворимой или более летучей, чем взятая.

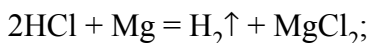
3. Взаимодействие неметаллов с водородом:



Химические свойства кислот

1. Взаимодействие с металлами:

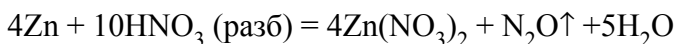
а) металлы, которые находятся в ряду напряжений до Гидрогена, реагируют с обычными кислотами (HCl , H_2SO_4 разб., H_2S), вытесняя водород:



б) металлы, которые находятся в ряду напряжений после Гидрогена, с обычными кислотами не реагируют :

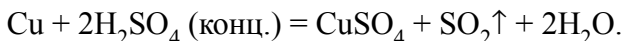
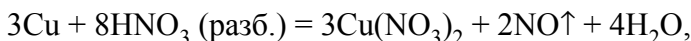
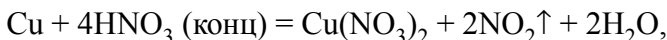


в) кислоты-окислители (HNO_3 , H_2SO_4 конц.) реагируют с большинством металлов, при этом восстанавливаются Нитроген (V) и Сульфур (VI). Глубина восстановления зависит от активности металлов и от концентрации. Активные металлы (стоящие до Цинка включительно в ряду напряжений) восстанавливают азотную кислоту до солей аммония NH_4NO_3 , свободного азота, N_2O , а серную кислоту до H_2S и S° .

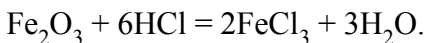
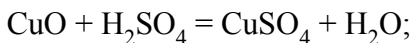


Металлы средней активности (от Цинка до Свинца) восстанавливают азотную кислоту до N_2O , NO , а серную – до S° и SO_2 .

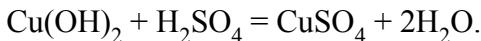
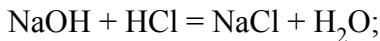
Малоактивные металлы стоящие за Гидрогеном, восстанавливают HNO_3 до NO и NO_2 , а H_2SO_4 – до SO_2 или солей H_2SO_3 . Благородные металлы (Au , Pt , Pd) не реагируют с этими кислотами. С концентрированными HNO_3 и H_2SO_4 не реагирует железо вследствие образования нерастворимых в этих кислотах первичных продуктов окисления. Примеры:



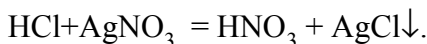
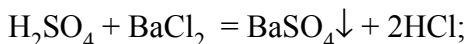
2. Взаимодействие с основными оксидами:



3. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации):



4. Взаимодействие с солями:



Основания

Основаниями называются вещества, при электролитической диссоциации которых образуются анионы только в виде гидроксид-ионов (OH^-). Основаниями являются гидраты основных оксидов. Общая формула оснований – $\text{Me}(\text{OH})_n$. Количество гидроксильных групп равно степени окисления металла и определяет кислотность основания. Так, NaOH – однокислотное, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание.

Многokислотные основания диссоциируют ступенчато:





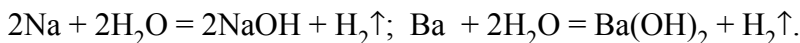
Номенклатура оснований

Название состоит из слова "гидроксид" и названия катиона в родительном падеже. Например: KOH – гидроксид калия. Если элемент образует несколько оснований, то указывают степень его окисления: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид ферума (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид ферума (III).

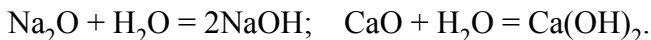
Основания, растворимые в воде, называют щелочами. Это гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов: LiOH; NaOH; KOH; RbOH; CsOH; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (три последние соединения – малорастворимы).

Способы получения оснований

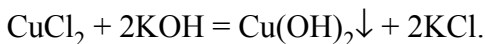
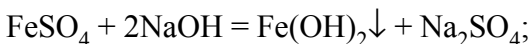
1. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:



2. Взаимодействие оксидов щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:

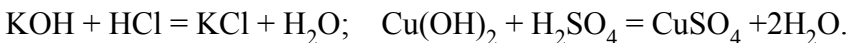


3. Взаимодействие солей со щелочами. Этот способ используется для получения нерастворимых в воде оснований:

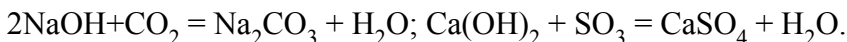


Химические свойства оснований

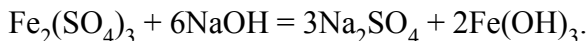
1. Взаимодействие с кислотой (реакция нейтрализации):



2. Взаимодействие с кислотными оксидами (ангидридами кислот):

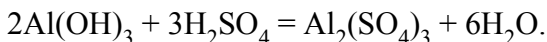
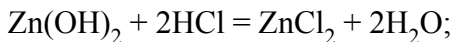


3. Взаимодействие с солями:

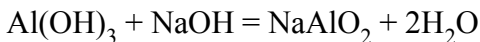
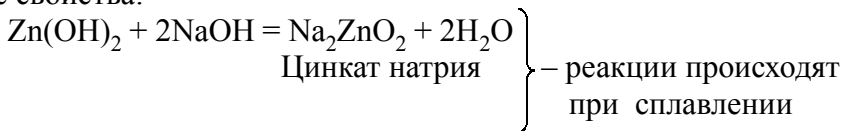


Амфотерные гидроксиды

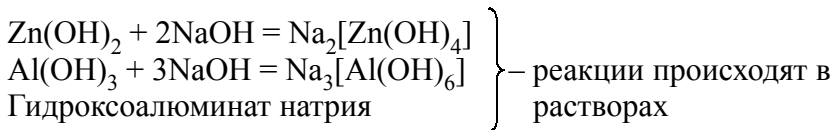
Гидраты амфотерных оксидов (Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 ; Cr(OH)_3 ; Sn(OH)_2 и другие) проявляют амфотерные свойства. При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют основные свойства:



При взаимодействии с основаниями они проявляют кислотные свойства:



Алюминат натрия

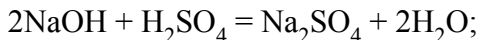


Соли

Солью называют продукт замещения атомов водорода в кислоте на металл. В водных растворах соли диссоциируют на катион металла и анион кислотного остатка:

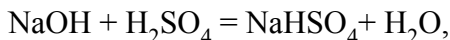


Различают средние, кислые, основные, двойные соли. Любую соль можно представить, как продукт взаимодействия основания с кислотой:

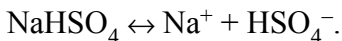


Na_2SO_4 – средняя соль – продукт полной нейтрализации.

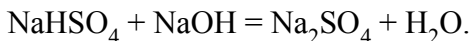
При недостаточном для полной нейтрализации количестве щелочи получают кислую соль:



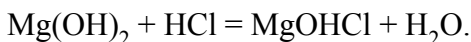
которая диссоциирует в соответствии с уравнением:



Кислые соли могут образовывать многоосновные кислоты. Перевести кислые соли в средние можно, действуя на них основаниями:



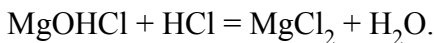
Основные соли можно представить как продукт неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки. Они могут получаться при взаимодействии с многокислотными основаниями:



Диссоциирует основная соль с образованием катиона MgOH^+ :



Перевести основные соли в средние можно, действуя на них кислотой:



Номенклатура солей

Названия средних солей образуется из названия кислотного остатка и катиона металла. Если ион металла может иметь разные степени окисления, указывается степень окисления металла: Na_2CO_3 – карбонат натрия, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат алюминия, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат ферума (II).

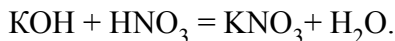
Названия кислых солей образуется добавлением к аниону приставки гидро-, а если необходимо, то с соответствующим числительным: NaHSO_4 – гидросульфат натрия, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия.

Названия основных солей образуют, прибавляя к названию аниона приставку гидроксо-: $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – гидроксохлорид алюминия, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигидроксонитрат ферума (II).

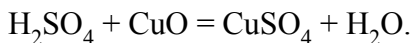
Двойные соли состоят из ионов двух разных металлов и кислотного остатка: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – калий алюминий сульфат; $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – аммоний ферум (III) сульфат. Таблица кислот и солей (см. приложение).

Способы получения солей

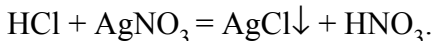
1. Реакция нейтрализации:



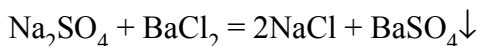
2. Взаимодействие кислот с основными оксидами:



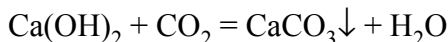
3. Взаимодействие кислот с солями:



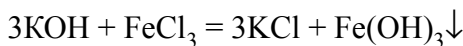
4. Взаимодействие солей:



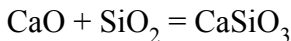
5. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



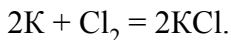
6. Взаимодействие солей со щелочами:



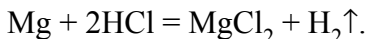
7. Взаимодействие основных оксидов с кислотными:



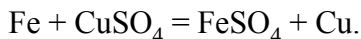
8. Взаимодействие металлов с неметаллами:



9. Взаимодействие металлов с кислотами:



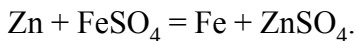
10. Взаимодействие металлов с солями:



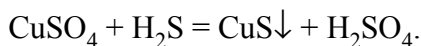
Химические свойства солей

1. Соли взаимодействуют с металлами.

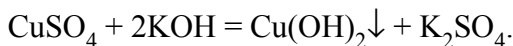
Более активный металл вытесняет из соли менее активный металл:



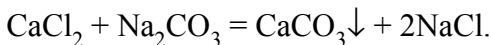
2. Соли взаимодействуют с кислотами:



3. Соли взаимодействуют со щелочами:



4. Соли взаимодействуют между собой:



Три последние типа взаимодействий происходят в случае, когда образуются газы (SO_2 , CO_2) или нерастворимые вещества ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, CaCO_3).

3. Примеры решений некоторых типичных задач

I. Определение массовой доли элементов в соединениях

Пример1. Определить массовую долю Фосфора в $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (суперфосфате).

Решение:

1. $M \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - ?$

$$M \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 40,1 \cdot 3 + 31,2 + 16,8 = 120,3 + 62 + 128 = 310,3 \text{ (г/моль)}$$

2. $\omega(\text{P})$ в $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - ?$

$$\omega(\text{P}) = \frac{2A(\text{P})}{M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{31 \cdot 2}{310,3} = 0,20 \text{ (20,0 \%)}$$

Ответ: $\omega(\text{P})$ в $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 20,0 \%$.

II. Определение массовой, объемной или мольной доли газов в смесях

Пример 2. Есть газовая смесь, массовые доли газов в которой составляют: Водород – 35%, Азот – 65%. Определить объемные доли газов в смеси.

Решение:

1. Определяем количества газов в смеси: $v(\text{H}_2) - ?$ $v(\text{N}_2) - ?$

Пусть m (смеси) составляет 100 г. Тогда $m(\text{H}_2) = 35 \text{ г}$; $m(\text{N}_2) = 65 \text{ г}$.

$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$; $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$.

$v(\text{H}_2) = m(\text{H}_2)/M(\text{H}_2) = 35 \text{ г} / 2 \text{ г/моль} = 17,5 \text{ моль}$

$$v(N_2) = m(N_2)/M(N_2) = 65 \text{ г}/28 \text{ г/моль} = 2,32 \text{ моль}$$

2. Определяем мольные доли газов в смеси: $\chi(H_2) - ?$ $\chi(N_2) - ?$

$$\chi(H_2) = v(H_2) / [v(N_2) + v(H_2)] = 17,5 : (17,5 + 2,32) = 0,883 \text{ или } 88,3 \%$$

$$\chi(N_2) = v(N_2) / [v(N_2) + v(H_2)] = 2,32 : (17,5 + 2,32) = 0,117 \text{ или } 11,7 \%$$

3. $\varphi(H_2) - ?$ $\varphi(N_2) - ?$

Известно, что объемные доли газов равны их мольным долям (в соответствии с законом Авогадро), $\varphi(H_2) = \chi(H_2) = 88,3\%$; $\varphi(N_2) = \chi(N_2) = 11,7\%$.

Ответ: объемные доли газов в смеси составляют $\varphi(H_2) = 88,3\%$, $\varphi(N_2) = 11,7\%$.

III. Определение молекулярной формулы соединения

Пример 3. Соединение Бора с Флуором содержит 84 % флуора. Плотность по воздуху – 2,34. Определить молекулярную формулу соединения.

Решение:

1. Определяем молярную массу M (соединения) – ?

$$M(\text{соединения}) = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}} = 2,34 \cdot 29 = 67,0 \text{ г/моль}$$

2. Определяем соотношение атомов в соединении $x : y - ?$ ($B_x F_y$)

$$x : y = , \text{ т.е. } \frac{\omega(A)}{A(A)} : \frac{\omega(F)}{A(F)} = \frac{0,16}{10} : \frac{0,84}{19} = 0,016 : 0,045 =$$

$$= \frac{0,016}{0,016} : \frac{0,045}{0,016} = 1 : 2,85 \approx 1 : 3$$

Элементарная формула соединения – BF_3

3. Истинная молекулярная формула – ?

Молярная масса $BF_3 = 10 + 19 \cdot 3 = 67 \text{ г/моль}$, поэтому формула BF_3 является истинной молекулярной формулой

Ответ: молекулярная формула соединения BF_3 .

IV. Определение массы, объема, количества исходных или конечных веществ

Пример 4. Рассчитайте количество вещества, массу и объем аммиака, полученного в результате нагревания смеси, состоящей из 14 г азота и 14 г водорода.

Решение:

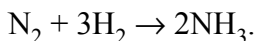
1. Определяем количество вещества азота и водорода

$$\nu(\text{N}_2) = m(\text{N}_2)/M(\text{N}_2) = 14 \text{ г} : 28 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2) = m(\text{H}_2)/M(\text{H}_2) = 14 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 7 \text{ моль}$$

2. Определяем какое вещество в избытке – ?

Используя уравнение реакции, определим стехиометрическое соотношение количеств реагирующих веществ:



Соотношение молей реагирующих веществ (согласно уравнению реакции) составляет:

$$\nu(\text{N}_2) : \nu(\text{H}_2) = 1:3$$

Соотношение согласно условию задачи составляет:

$\nu(\text{N}_2) : \nu(\text{H}_2) = 0,5:7 = 1:14$, т.е. количество водорода по условию задачи в избытке, расчет следует вести по веществу, которое в недостатке (т.к оно полностью прореагирует). Количество продукта реакции рассчитывают, исходя из количества азота.

3. $\nu(\text{NH}_3) - ?$

$$\nu(\text{NH}_3) = 2\nu(\text{N}_2) = 0,5 \cdot 2 = 1 \text{ моль}$$

4. $m(\text{NH}_3) - ?$ $V(\text{NH}_3) - ?$

$$m(\text{NH}_3) = \nu(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 17 \text{ г}$$

$$V(\text{NH}_3) = \nu(\text{NH}_3) \cdot V_M(\text{NH}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

Ответ: количество, масса и объем образованного аммиака составляют соответственно: 1 моль, 17 г, 22,4 л.

V. Определение атомной массы элемента

Пример 5. При взаимодействии 34,25 г двухвалентного металла с водой выделилось 5,6 л водорода при н.у. Определить металл.

Решение:

1. Определяем количество вещества водорода в реакции $\nu(\text{H}_2) - ?$

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

2. Определяем количество вещества металла $\nu(\text{Me}) - ?$



Стехиометрическое соотношение количеств реагентов (в соответствии уравнением реакции) составляет:

$$v(\text{H}_2) : v(\text{Me}) = 1:1, \text{ поэтому } v(\text{Me}) = v(\text{H}_2) = 0,25 \text{ моль.}$$

3. $A(\text{Me}) - ?$

$$A(\text{Me}) = m(\text{Me})/v(\text{Me}) = 34,25 \text{ г} : 0,25 \text{ моль} = 137 \text{ г/моль.}$$

По Периодической таблице находим элемент с металлическими свойствами. Это – элемент Барий, которому отвечает простое соединение барий.

Ответ: В реакции принимал участие металл барий.

VI. Типовой расчет задач, в которых используются вещества, содержащие примеси. Определение выхода от теоретически возможного (коэффициент полезного действия).

Пример 6. Руда содержит 10 % халькопирита CuFeS_2 . Из одной тонны руды выплавляют 33 кг меди. Определить массовую долю выхода меди от теоретически возможного.

Решение:

1. Определение массы чистого вещества – $m(\text{вещества } \text{CuFeS}_2 \text{ в 1 тоне руды})$

$$m(\text{CuFeS}_2) = 1000 \text{ кг} \cdot 0,1 = 100 \text{ кг}$$

2. Определяем массу меди $m(\text{Cu})$, которую можно добыть из 100 кг CuFeS_2 (теоретическая масса добытой меди)

$$M(\text{CuFeS}_2) = 163,5 + 1 \cdot 56 + 2 \cdot 32 = 183,5 \text{ г/моль}$$

183,5 кг CuFeS_2 содержат – 63,5 кг Cu

100 кг CuFeS_2 содержат – x кг Cu;

$$x = (100 \cdot 63,5) / 183,5 = 34,5 \text{ кг Cu}$$

3. Определяем выход от теоретически возможного – ω (выхода) – ?

$$\omega = (m_{\text{прак}} / m_{\text{теор}}) \cdot 100 \% = 33 \text{ кг} / 34,5 \text{ кг} \cdot 100 \% = 95,6 \%.$$

Ответ: Массовая доля выхода от теоретического составляет 95,6 %.

Пример 7. При действии раствора серной кислоты на 1 кг тех-

нического карбоната магния выделилось 224 л углекислого газа при н.у. Определите массовую долю примесей в образце технического карбоната магния.

Решение:

1. Определяем m MgCO_3 , при взаимодействии с которой выделилось 224 л CO_2 . Используя уравнение реакции составляем пропорцию:



$$M(\text{MgCO}_3) = 24 + 12 + 3 \cdot 16 = 84 \text{ г/моль}$$

84 г MgCO_3 образуют 22,4 л CO_2

x г MgCO_3 образуют 224 л CO_2 ; $x = 840$ г

(22,4 л – объем одного моля газа при н.у.)

2. Определяем долю примесей в техническом образце (ω – ?)

$$\omega (\text{примесей}) = (m_{\text{прак}}/m_{\text{теор}}) \cdot 100 \% = (840:1000) \cdot 100 = 84 \%$$

Ответ: массовая доля примесей в образце технического карбоната магния составляет 84 %.

VII. Задачи, связанные с приготовлением растворов

Пример 8. Вычислить массу серной кислоты, которая содержится в 400 мл раствора с массовой долей кислоты 60 % и плотностью 1,5 г/см³.

Решение:

1. Определяем массу m 400 мл раствора H_2SO_4 – ?

$$m(\text{раств.}) = V\rho = 400 \text{ мл} \cdot 1,5 \text{ г/мл} = 600 \text{ г}$$

2. Определяем массу чистой кислоты в растворе

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 600 \text{ г} \cdot 0,6 = 360 \text{ г.}$$

Ответ: масса серной кислоты в растворе составляет 360 г.

Пример 9. Медный купорос массой 25 г растворили в воде массой 175 г. Определить массовую долю сульфата меди в полученном растворе.

Решение.

1. Определяем массу сульфата меди $m(\text{CuSO}_4)$ в медном купоросе ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) – ?

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}; M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$$

250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержат 160 г CuSO_4

25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержат x г CuSO_4 ;

$$x = 16 \text{ г.}$$

2. Определяем m (раствора) – ?

$$m \text{ (раствора)} = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г.}$$

3. Определяем массовую долю $\omega(\text{CuSO}_4)$ в растворе – ?

200 г раствора составляют 100 %

$$16 \text{ г CuSO}_4 - x \% ;$$

$$x = 8 \ \%.$$

Ответ: массовая доля CuSO_4 в растворе составляет 8 %.

Пример 10. Определить массы растворов m_1 и m_2 с концентрациями кислоты соответственно $\omega_1 = 10 \%$ и $\omega_2 = 90 \%$, которые необходимые для приготовления 160 г (m_3) раствора кислоты с массовой долей кислоты $\omega_3 = 30 \%$.

Решение.

Задачу можно решить, используя систему математических уравнений с двумя неизвестными.

Масса конечного раствора равняется сумме масс исходных растворов, т.е. $m_1 + m_2 = m_3$. Масса кислоты в конечном растворе равняется сумме масс кислот в исходных растворах, т.е. $\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2 = \omega_3 m_3$. То есть имеем систему уравнений:

$$\begin{cases} m_1 + m_2 = m_3 \\ \omega_1 m_1 + \omega_2 m_2 = \omega_3 m_3, \end{cases}$$
$$\begin{cases} m_1 + m_2 = 160 \\ 0,1m_1 + 0,9m_2 = 0,3 \cdot 160, \end{cases}$$

решив которую, найдем массы исходных растворов

$$m_1 = 160 - m_2; 0,1(160 - m_2) + 0,9m_2 = 48; m_2 = 40 \text{ (г)}; m_1 = 120 \text{ (г)}.$$

Ответ: массы исходных растворов составляют $m_1 = 120$ г, $m_2 = 40$ г.

Вопросы и задачи:

1. Что называют оксидом, основанием, кислотой, солью?

2. Привести конкретные примеры классификации оксидов, оснований, кислот, солей.

3. Напишите уравнение реакций получения оксидов, оснований, кислот, солей.

4. Какие химические свойства имеют оксиды, кислоты, основания, соли?

5. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить взаимные переходы между классами неорганических соединений.

6. Укажите, к какому классу неорганических соединений принадлежат такие вещества: Mg ; Hg ; FeCl_3 ; ZnOHCl ; SO_3 ; AlCl_3 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; H_3PO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; HBr ; Mn_2O_7 ; CO ; CO_2 . Дайте им названия.

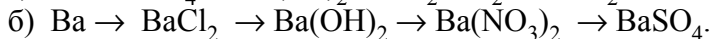
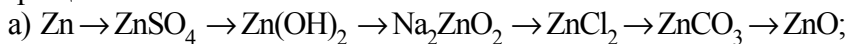
7. Напишите формулы ангидридов кислот: HNO_3 ; H_2SiO_3 ; H_3PO_4 ; H_3BO_3 ; HMnO_4 ; HNO_2 .

8. Какие оксиды можно получить нагреванием следующих веществ: $\text{Pb}(\text{NO})_2$; H_2SiO_3 ; BaCO_3 ; CaSO_4 ?

9. Как диссоциируют средние, кислые, основные соли? Приведите примеры.

10. Составьте уравнение реакций, с помощью которых можно получить основные и кислые соли: KHCO_3 ; AlOHCl_2 ; $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$; NaHSO_3 ; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. и перевести их в средние. Назвать соединения.

11. Напишите уравнение реакций, с помощью которых, используя натрий, серу, кислород и водород, можно получить три средние соли, три кислые соли и три кислоты. Как осуществить такие превращения:



12. Сколько граммов кислой соли образуется при взаимодействии 10 г гидроксида натрия с 19,6 г серной кислоты?

13. К раствору, который содержит 6,8 г хлорида цинка, долили раствор, содержащий 5 г гидроксида натрия. Определите массу осадка ?

14. Определите, какая масса меди необходима для реакции с избытком концентрированной азотной кислоты для получения

2,1 л (н.у.) оксида азота (IV), если выход от теоретически возможного составляет 94 %.

15. Определите объем углекислого газа, который выделится при сжигании 500 кг угля, который содержит 8 % негорючих примесей.

16. Соединение содержит 75,56 % Арсена и 24,24 % Оксигена. Относительная плотность его паров по воздуху составляет 13,65. Определить молекулярную формулу соединения.

17. Определить массовую долю каждого из элементов в соли CaCO_3 .

18. Смесь состоит из трех газов: углекислого газа, азота и аргона. Объемные доли газов составляют соответственно – 20, 50, 30 %. Определить массовые доли газов в смеси.

19. Какой объем карбона (II) оксида можно получить из 50 г угля при н.у., если массовая доля негорючих примесей составляет 4 % ?

20. Какой объем воздуха необходим для полного сжигания каменного угля массой 10 кг, в котором массовая доля Карбона составляет – 80 %, Водорода – 6 %, негорючих примесей – 14 %?

21. Из 500 г раствора нитрата натрия с массовой долей соли 29 % испарили 100 г воды. Определить массовую долю соли в растворе после выпаривания.

Приложение

(задания для самостоятельной работы иностранных слушателей)

Раздел 1.

1. Назовите химические элементы: N, F, Na, O, Cl, K, Si, I, Ca, P, Br, Mg, C, S, Fe, Ag, Mn, Au, Ni, Cr, Cu.

2. Назовите соединения: CO , KCl , SO_2 , CO_2 , Na_2SO_3 , NO_2 , NaCl , CaCO_3 , Al_2O_3 , SiO_2 , FeSO_3 и распределите их по классам.

3. Приведите уравнения реакций сгорания в кислороде следующих веществ: хлора, углерода, магния, серы, водорода, хлороводорода, оксида азота, аммиака.

4. Рассчитать молярную массу веществ: CH_4 , MgSO_4 , CO_2 , Na_2SO_3 , NO_2 , CaCl_2 , CaCO_3 , Al_2O_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

5. Укажите число протонов и нейтронов в ядрах атомов приве-

денных элементов:

Бор, Углерод, Нитроген, Кислород, Фтор, Алюминий, Кремний, Фосфор, Сера, Хлор, Хром, Марганец, Железо, Кобальт, Никель. Подчеркнуть металлы одной чертой, неметаллы – двумя.

6. В атомах приведенных элементов укажите общее число электронов, число электронных энергетических уровней, число электронов на внешнем (последнем) энергетическом уровне

Бор, Карбон, Нитроген, Оксиген, Флуор, Алюминий, Кремний, Фосфор, Сульфур, Хлор, Калий, Кальций, Арсен, Бром, Селен.

7. Составьте формулы оксида, гидроксида, и, если это возможно, кислородсодержащей кислоты, в соответствии с положением приведенных элементов в Периодической системе. Назовите все вещества

- 1) Магний, Кальций, Бериллий, Стронций, Барий;
- 2) Кремний, Титан, Германий, Станнум, Плюмбум;
- 3) Алюминий, Бор, Фосфор, Силиций, Хлор

8. Составьте формулы оксида, гидроксида, кислородсодержащей кислоты и какой-либо соли указанного элемента, с учетом его валентности.

- 1) Бор (III), Карбон (IV), Нитроген (V), Силиций (IV).
- 2) Фосфор (V), Сульфур (IV), Сульфур (VI), Хлор (VII).
- 3) Титан (II), Хром (III), Хром (VI), Манган (II).

9. Напишите формулы кислоты, основания и образуемой ими соли:

- 1) Хлороводородная кислота, гидроксид натрия.
- 2) Азотная кислота, гидроксид калия.
- 3) Серная кислота, гидроксид лития.
- 4) Сероводородная кислота, гидроксид калия.
- 5) Бромоводородная кислота, гидроксид алюминия.
- 6) Серная кислота, гидроксид железа (II).

10. Рассчитайте массовую долю каждого элемента в фосфорной кислоте, в карбонате натрия, оксиде магния, гидроксиде кальция, диоксиде углерода.

11. Составьте формулы высших оксидов железа, хрома, углерода, марганца, алюминия, кремния, фосфора. Рассчитайте количество вещества в 100 г каждого оксида.

12. Рассчитать массу и объем 4 моль диоксида серы, сероводорода, аммиака.

13. В реакцию с соляной кислотой вступило 12 г магния. Рассчитайте количество вещества, объем и массу образующегося водорода.

14. В реакции цинка с серной кислотой образовалось 100 г сульфата цинка. Определить массу и объем образовавшегося водорода.

15. Даны вещества: алюминий, оксид кальция, серебро, диоксид азота, гидроксид алюминия. С какими из них будет реагировать соляная кислота? Напишите уравнения реакций и дайте названия образующимся солям.

16. Составьте уравнения реакций взаимодействия с водой следующих веществ:

натрия, оксида калия, диоксида углерода, оксида лития, диоксида азота, триоксида серы.

17. Даны вещества диоксид серы, гидроксид натрия, соляная кислота, оксид кальция, вода. Какие из этих веществ будут взаимодействовать между собой? Напишите уравнения реакций и укажите названия образующихся веществ

18. Даны вещества оксид фосфора (V), гидроксид кальция, серная кислота, оксид бария, вода. Какие из этих веществ будут взаимодействовать между собой? Напишите уравнения реакций и укажите названия образующихся веществ.

19. Даны вещества: натрий, диоксид углерода, гидроксид меди, иодоводородная кислота, оксид бария, вода. Какие из этих веществ будут взаимодействовать между собой? Напишите уравнения реакций между этими веществами и их продуктами, укажите названия образующихся веществ в каждой реакции.

20. Как осуществить следующие превращения:

1) кальций $\rightarrow$ оксид кальция $\rightarrow$ гидроксид кальция $\rightarrow$ нитрат кальция;

2) гидроксид меди (II) $\rightarrow$ оксид меди (II) $\rightarrow$ хлорид меди (II) $\rightarrow$ гидроксид меди (II);

3) сера $\rightarrow$ триоксид серы $\rightarrow$ серная кислота $\rightarrow$ сульфат натрия $\rightarrow$ хлорид натрия;

4) фосфор → оксид фосфора (V) → фосфат кальция → карбонат кальция → оксид кальция;

5) алюминий → гидроксид алюминия → оксид алюминия → металалюминат натрия;

6) железо → сульфат железа (II) → гидроксид железа (II) → оксид железа (II) → нитрат железа (II).

21. Какая соль и в каком количестве получится при взаимодействии:

1) 40 г гидроксида натрия и 49 г серной кислоты.?

2) 22,4 л сероводорода и 56 г гидроксида калия?

3) 74 г гидроксида кальция и 1 моля соляной кислоты?

Характеристики элементов

Наименование элемента		Химический знак	Порядковый номер	Валентность
Русское	Латинское			
Азот	Nitrogenium	N	7	3,4,5
Алюминий	Aluminium	Al	13	3
Аргон	Argon	Ar	18	0
Барий	Barium	Ba	56	2
Бериллий	Beryllium	Be	4	2
Бор	Borum	B	5	3
Бром	Bromum	Br	35	1,5
Ванадий	Vanadium	V	23	3,4,5
Водород	Hydrogenium	H	1	1
Вольфрам	Wolfram	W	74	2,6
Галлий	Gallium	Ga	31	3
Гелий	Helium	He	2	0
Германий	Germanium	Ge	32	4
Железо	Ferrum	Fe	26	2,3
Золото	Aurum	Au	79	1,3
Иод	Iodum	I	53	1,5,7
Кадмий	Cadmium	Cd	48	2
Калий	Calium	K	19	1
Кальций	Calcium	Ca	20	2
Кислород	Oxygenium	O	8	2
Кобальт	Cobaltum	Co	27	2,3
Кремний	Silicium	Si	14	4

Наименование элемента		Химический знак	Порядковый номер	Валентность
Русское	Латинское			
Криптон	Krypton	Kr	36	0
Литий	Lithium	Li	3	1
Магний	Magnesium	Mg	12	2
Марганец	Manganum	Mn	25	2,4,6,7
Медь	Cuprum	Cu	29	1,2
Молибден	Molybdenum	Mo	42	3,4,6
Мышьяк	Arsenicum	As	33	3,5
Натрий	Natrium	Na	11	1
Неон	Neon	Ne	10	0
Никель	Niccolum	Ni	26	2,3
Олово	Stannum	Sn	50	2,4
Палладий	Palladium	Pd	46	2,4
Платина	Platinum	Pt	78	2,4
Ртуть	Hydrargyrum	Hg	80	2
Рубидий	Rubidium	Rb	37	1
Свинец	Plumbum	Pb	82	2,4
Селен	Selenium	Se	34	2,4,6
Сера	Sulfur	S	16	2,4,6
Серебро	Argentum	Ag	47	1
Скандий	Scandium	Sc	21	3
Стронций	Strontium	Sr	38	2
Сурьма	Stibium	Sb	51	2,4
Тантал	Tantalum	Ta	73	2,5
Теллур	Tellurium	Te	52	2,4,6
Титан	Titanium	Ti	22	2,3,4
Углерод	Carboneum	C	6	2,4
Фосфор	Phosphorus	P	15	3,5
Фтор	Fluorum	F	9	1
Хлор	Chlorum	Cl	17	1,3,5,7
Хром	Chromium	Cr	24	2,3,6
Цинк	Zincum	Zn	30	2
Цирконий	Zirconium	Zr	40	4

Номенклатура кислот и их средних солей

Кислота	Название	
	кислоты	средней соли
H_3BO_3	Борная	Бораты
HBr	Бромоводородная	Бромиды
HCN	Циановодородная (синильная)	Цианиды
H_2CO_3	Угольная	Карбонаты
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлориды
HClO_4	Хлорная	Перхлораты
H_2CrO_4	Хромовая	Хроматы
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Дихроматы
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фториды
HI	Йодоводородная	Иодиды
HIO_3	Йодноватая	Иодаты
HMnO_4	Марганцовая	Перманганаты
HNO_2	Азотистая	Нитриты
HNO_3	Азотная	Нитраты
H_3PO_4	Фосфорная	Фосфаты
H_2S	Сероводородная	Сульфиды
H_2SO_3	Сернистая	Сульфиты
H_2SO_4	Серная	Сульфаты
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикаты

СОДЕРЖАНИЕ

1. Основные химические понятия	3
2. Классы неорганических соединений	8
3. Примеры решений некоторых типичных задач	20
Вопросы и задачи	25
Приложение	27
Характеристики элементов	30
Номенклатура кислот и их средних солей	32

Навчальне видання

**КЕЛЬЇНА Світлана Юріївна
МАЩЕНКО Валентина Василівна
ЛІЧКО Олена Іванівна**

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Методичні вказівки

(російською мовою)

Комп'ютерна правка та верстка А.Й. Лихіна
Коректор М.О. Паненко

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавців,
виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції
ДК № 2506 від 25.05.2006 р.

Підписано до друку 03.06.08. Папір офсетний. Формат 60×84/16.
Друк офсетний. Гарнітура "Таймс". Ум. друк. арк. 2,0. Обл.-вид. арк. 2,1.
Тираж 100 прим. Вид. № 29. Зам. № 180. Ціна договірна

Видавець і виготівник Національний університет кораблебудування,
54002, м. Миколаїв, вул. Скороходова, 5

[illegible]

This image shows a single sheet of white paper with horizontal ruling lines. The lines are evenly spaced and run across the width of the page. There are no margins, text, or other markings on the paper.