

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ



КЕМЕРОВСКИЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ
ПИЩЕВОЙ ПРОМЫШЛЕННОСТИ

Кафедра общей и неорганической химии

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Методические указания
для студентов всех специальностей
и всех форм обучения

Кемерово 2009

Составители:

Л.Я. Пыжова, доцент; **Р.Н. Сенова**, доцент

*Рассмотрено и утверждено на заседании кафедры
общей и неорганической химии*

Протокол № 9 от 30.05.08

Рекомендовано методической комиссией технологического факультета

Протокол № 1 от 03.09.08

Содержат систематизированный материал по темам: «Основные понятия и законы химии» и «Классы неорганических соединений», а также рекомендуемую литературу.

Предназначены для студентов всех специальностей и всех форм обучения.

*Охраняется законом об авторских правах,
не может быть использовано любым незаконным способом
без письменного договора*

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящие методические указания составлены в помощь студентам всех специальностей по переходному курсу «школа - ВУЗ», а также слушателям факультативов по химии средних школ.

Методические указания содержат систематизированный материал по темам:

- основные понятия и законы химии;
- классы неорганических соединений;

Целью этих методических указаний является:

- во-первых, привести в систему знания, полученные в школе;
- во-вторых, подготовить студентов к восприятию вузовского материала по химии;
- в-третьих, выработать у студентов начальные навыки самостоятельной работы с литературой.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

1.1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

Представление о первоматерии, ее элементах и мельчайших неделимых частицах - атомах сформировалось еще в I тысячелетии до нашей эры. Однако воззрения древних натурфилософов не были обоснованы практикой.

Разрыв теории с практикой привел, несмотря на многие гениальные идеи, к духовному упадку и техническому застою. Преодоление шло медленно в течение почти двух тысячелетий, пройдя другую крайность - алхимию, когда господствовал опыт без теоретических обоснований. Понятие об атомах как о мельчайших частицах, из которых состоят вещества, в XVIII веке легло в основу фундамента создания химии как естественной науки и способствовало отделению ее от алхимии. Над созданием этого фундамента трудились многие поколения естествоиспытателей: М.В. Ломоносов, А. Лавуазье, Ж.Л. Пруст, Дж. Дальтон, А. Авогадро, Д.И. Менделеев и др. Шла коллективная систематизация громадного материала, глубокие теоретические обобщения.

Окончательно атомно-молекулярное учение как научная теория утвердилось в середине XIX века. Основные положения атомно-молекулярного учения можно сформулировать следующим образом:

1. Все вещества состоят из атомов.
2. Атомы каждого вида (элемента) одинаковы между собой, но отличаются от атомов другого вида (элемента).
3. При взаимодействии атомов образуются молекулы: гомоядерные (при взаимодействии атомов одного элемента) или гетероядерные (при взаимодействии атомов разных элементов).
4. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических - разрушаются; при химических реакциях атомы в отличие от молекул сохраняются.
5. Химические реакции заключаются в образовании новых веществ из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества.

1.2. ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Понятия *атом* и *молекула* были приняты на Международном съезде химиков в городе Карлсруэ в 1860 году.

Атом - электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атом - наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ. Химические свойства элемента определяются строением атома.

Изотопы - атомы одного элемента, то есть атомы с одинаковым зарядом ядра, но с разной массой.

Химический элемент хлор имеет два изотопа:

$^{35}_{17}\text{Cl}$ - в ядре содержит 17 протонов (положительно заряженных частиц) и 18 нейтронов (нейтральных частиц);

$^{37}_{17}\text{Cl}$ - в ядре содержит 17 протонов и 20 нейтронов.

$$\begin{array}{ccccccc} A & = & Z & + & N & & \\ \text{массовое число} & & \text{заряд ядра} & & \text{число нейтронов} & & \end{array}$$

Химический элемент - совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением.

Простые вещества - это вещества, образованные из атомов одного элемента, например, простое вещество железо *Fe* состоит из атомов железа, простое вещество H_2 образовано атомами водорода.

Сложные вещества - это вещества, образованные атомами разных элементов, например: вода H_2O , оксид углерода (IV) CO_2 , азотная кислота HNO_3 .

Степень окисления - это условный заряд, который возник бы на атоме, исходя из предположения, что все связи в соединении ионные, то есть все связывающие электронные пары полностью смещены к более электроотрицательному атому.

При определении степени окисления атома элемента исходят из того, что водород в соединениях имеет, как правило, степень окисления +1, а кислород -2, металлы группы IA (щелочные металлы) - +1, а металлы IIА группы - +2. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в молекуле должна быть равной нулю. Поэтому степень окисления элементов находят из уравнений:

- в оксидах

$$^x \text{S} ^{-2} \text{O}_3 : x + 3 \cdot (-2) = 0; x = +6$$

степень окисления атома серы +6;

- в водородных соединениях

$$^x \text{N} ^{+1} \text{H}_3 : x + 3 \cdot (+1) = 0; x = -3$$

степень окисления атома азота -3;

- в кислотах

$$^{+1} \text{H}_3 ^x \text{P} ^{-2} \text{O}_4 : 3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0; x = +5$$

степень окисления атома фосфора +5.

Валентность - это способность атома элемента образовывать определенное число химических связей.

Валентность и степень окисления атома элемента очень часто совпадают, но это разные понятия, например: элемент *кислород*:

- в оксиде кальция CaO: степень окисления атома кислорода -2, валентность 2;
- в кислороде O₂: степень окисления 0, валентность 2;
- в перексиде водорода H₂O₂: степень окисления -1, валентность 2.

1.3. ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ АТОМНЫЕ И МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ

Современные методы исследования позволяют рассчитать чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Установлено:

Масса атома, кг	Водорода $1,674 \cdot 10^{-27}$	Кислорода $2,667 \cdot 10^{-26}$	Углерода $1,993 \cdot 10^{-26}$
-----------------	------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------

Использовать в расчетах такие цифры очень неудобно, поэтому в химии используют не абсолютные значения атомных масс, а относительные.

За единицу относительной атомной массы принята **атомная единица массы** (а.е.м.), которая представляет собой 1/12 часть массы атома углерода ¹²C.

Относительной атомной массой химического элемента называют величину, равную отношению средней массы атома естественного изотопного состава к 1/12 части массы атома изотопа ¹²C.

Относительные атомные массы элементов обозначаются: Ar(H), Ar(O), где r - первая буква английского слова *relative* (относительно):

$$Ar(\text{Э}) = \frac{m_{\text{сред.}}(\text{атома Э})}{1/12m(^{12}\text{C})}.$$

Так,

$$Ar(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 15,999.$$

Относительные атомные массы являются безразмерными величинами: Ar(Cl) = 35,45; Ar(Na) = 23.

Значения относительных атомных масс элементов приведены в периодической таблице элементов Д.И. Менделеева.

Относительной молекулярной массой вещества называют величину, равную отношению средней массы молекулы естественного изотопного состава вещества к 1/12 части массы атома изотопа ¹²C, то есть к одной а.е.м.

$$Mr(\text{В}) = \frac{m_{\text{сред.}}(\text{молекулы В})}{1/12m(^{12}\text{C})}$$

Относительную молекулярную массу вещества находят как сумму относительных атомных масс элементов, которые входят в состав молекулы вещества:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 + 32 + 64 = 98.$$

1.4. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЬ. МОЛЯРНАЯ МАССА

Для количественной оценки исследуемых явлений в разных областях науки и техники применяют единицы принятых средств измерения. Естественные науки, а особенно химические, применяют в расчетах одну из величин СИ - *количество вещества*. За единицу измерения количества вещества принят *МОЛЬ*. Количество вещества обозначается $n(B)$.

Моль - это количество вещества, содержащее столько его структурных единиц (атомов, молекул, ионов и т.д.), сколько содержится атомов в 0,012 кг ^{12}C .

Зная массу одного атома углерода ^{12}C , легко вычислить число атомов в 0,012 кг углерода:

$$\frac{0,012 \text{ кг}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов}.$$

N_A , равное $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$, называется **постоянной Авогадро** и показывает число структурных единиц в моль любого вещества:

1 моль вещества водорода H_2 содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул;

1 моль вещества меди Cu содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов;

1 моль ионов Na^+ содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов натрия.

Отношение числа частиц $N(B)$ в системе к постоянной Авогадро N_A определяет количество вещества:

$$n(B) = \frac{N(B)}{N_A}, \text{ моль}.$$

Зная количество вещества в системе, можно определить число частиц:

$$N(B) = n(B) \cdot N_A.$$

Молярная масса - это величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества:

$$M(B) = \frac{m(B)}{n(B)}, \text{ г/моль (кг/моль)}.$$

Молярную массу вещества легко вычислить, если известна масса его молекулы в граммах: масса молекулы воды $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг.

Тогда: $M(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{молекулы}) \cdot N_A = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 0,018 \text{ кг/моль} = 18 \text{ г/моль}.$

Числовое значение молярной массы вещества, выраженное в г/моль, совпадает с числовым значением относительной молекулярной массы вещества:

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

Зная молярную массу и число молекул в 1 моль, можно вычислить массу одной молекулы в граммах.

Например, относительная молекулярная масса CO_2 $M_r(\text{CO}_2) = 44$, следовательно, молярная масса $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$, а масса одной молекулы в граммах:

$$m(\text{молекулы}\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{N_A} = \frac{44 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 7,34 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

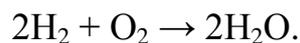
2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

2.1. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВА

Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

С точки зрения атомно-молекулярного учения видно, что закон сохранения массы вещества заключается в том, что в химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего, их число остается неизменным до и после реакции. Поэтому легко рассчитать массу водорода, необходимую для реакции с кислородом при получении 18 г воды.

Запишем уравнение реакции:



Из уравнения реакции видно, что из 2 моль водорода получается 2 моль воды. Определяем массы данных количеств веществ:

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

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 36 \text{ г}.$$

Следовательно: из 4 г водорода получается 36 г воды.

$$\begin{array}{ccc} \text{х г водорода} & - & 18 \text{ г воды} \end{array}$$

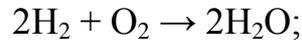
$$m(\text{H}_2) = \frac{4 \cdot 18}{36} = 2 \text{ г}$$

2.2. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

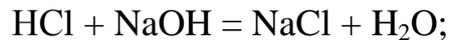
Вещества имеют постоянный качественный и количественный состав независимо от способа получения.

Вода может быть получена:

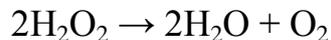
1) непосредственным взаимодействием H_2 и O_2



2) в результате реакции нейтрализации



3) путем разложения пероксида водорода



и т.д.

Независимо от того, каким способом получена вода, массовая доля водорода всегда составляет $W(H) - 11,1 \%$, а кислорода $W(O) - 88,9 \%$.

Развитие химии показало, что наряду с химическими соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. Соединения постоянного состава называют *дальтонидами* (в память Дальтона) - это соединения, состоящие из молекул, независимо от агрегатного состояния, то есть газы, жидкости или твердые вещества с молекулярной кристаллической решеткой: H_2O , CO_2 , C_6H_6 .

Соединения переменного состава называют *бертоллидами* (в память Бертолле) - это соединения, не имеющие молекулярной структуры (с атомной, металлической и ионной решетками). Они распространены среди бинарных соединений: оксидов, сульфидов и т.д.

2.3. ЗАКОН КРАТНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Если два элемента образуют друг с другом несколько соединений, то массы одного элемента, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

Азот образует оксиды разного состава:

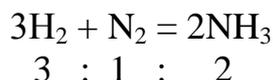
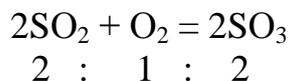
Оксид	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
на 14 г азота					
приходится					
кислорода (г)	8	16	24	32	40

То есть массы кислорода относятся между собой как: 1:2:3:4:5.

Закон кратных отношений, как и закон постоянства состава, справедлив для соединений, состоящих из молекул.

2.4. ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как простые целые числа.



2.5. ОБЪЕДИНЕННЫЙ ГАЗОВЫЙ ЗАКОН БОЙЛЯ-МАРИОТТА И ГЕЙ-ЛЮСАКА

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

где P_0 , V_0 , T_0 - давление, объем газа и температура соответственно при нормальных условиях ($P_0 = 101325$ Па, $T_0 = 273$ К).

2.6. ЗАКОН АВОГАДРО

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро вытекает следствие: *1 моль любого газа при нормальных условиях (273 К, 101325 Па) занимает объем 22,4 дм³*. Этот объем называется молярным и обозначается $V_n = 22,4$ дм³/моль, может быть рассчитан как отношение объема газа $V(B)$ к количеству вещества $n(B)$, содержащемуся в этом объеме.

$$V_n = \frac{V(B)}{n(B)}; \text{ отсюда } n(B) = \frac{V(B)}{V_n}, \text{ моль.}$$

Из закона Авогадро и его следствия может быть выведено выражение:

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)} = \frac{V(B)}{V_n} = \frac{N(B)}{N_A},$$

которое позволяет вычислить несколько величин.

Задача № 1. Определите, какой объем занимают при н.у. $5,4 \cdot 10^{22}$ молекул аммиака? Какова масса вычисленного объема?

Дано:
 $N = 5,4 \cdot 10^{22}$ молекул
 н.у.

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

Решение:
 Находим количество вещества аммиака, массу и объем из выражения:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_n} = \frac{N(\text{NH}_3)}{N_A};$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{N(\text{NH}_3)}{N_A} = \frac{5,4 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,09 \text{ моль.}$$

$$Mr(\text{NH}_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 0,09 \cdot 17 = 1,53 \text{ г}$$

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_n = 0,09 \cdot 22,4 = 2 \text{ дм}^3$$

Ответ: 1,53 г, 2 дм³.

Задача № 2. Вычислите относительную молекулярную массу газа, если 5,6 дм³ его при н.у. имеет массу 11 г. Какова масса одной молекулы в граммах этого газа?

Дано:
 $V(\text{B}) = 5,6 \text{ дм}^3$
 $m(\text{B}) = 11 \text{ г}$
 (н.у.)

 $Mr(\text{B}) - ?$
 $m(\text{молекулы B}) - ?$

Решение:
 Из выражения

$$n(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = \frac{V(\text{B})}{V_n} = \frac{N(\text{B})}{N_A}$$

выделяем:
$$\frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = \frac{V(\text{B})}{V_n}.$$

$V_n = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$, поэтому

$$M(\text{B}) = \frac{m(\text{B}) \cdot V_n}{V(\text{B})} = \frac{11 \cdot 22,4}{5,6} = 44 \text{ г/моль.}$$

Следовательно, относительная молекулярная масса газа равна $Mr(\text{B}) = 44$.
 Массу одной молекулы газа можно найти из выражения:

$$\frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = \frac{N(\text{B})}{N_A}.$$

$N(\text{B}) - 1$ молекула; $N_A - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$;

$$m(\text{молекулы}) = \frac{M(\text{B}) \cdot N(\text{B})}{N_A} = \frac{M(\text{B})}{N_A} = \frac{44 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Ответ: $Mr = 44$; $m(\text{молекул}) = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.

Если условия, при которых находится газообразное вещество, не соответствуют нормальным, то при решении задач используют уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} \cdot RT,$$

где P - давление, Па (кПа); V - объем газа, м³ (дм³); $m(B)$ - масса газа, г (кг); $M(B)$ - молярная масса, г/моль (кг/моль); T - абсолютная температура, К; R - универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/(моль·К).

Задача № 3. Какой объем водорода при температуре 27 °С и давлении 99800 Па может быть вытеснен натрием из этилового спирта количеством вещества 0,1 моль?

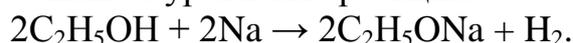
Дано:

$$\begin{aligned} n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) &= 0,1 \text{ моль} \\ T &= 300 \text{ К} \\ P &= 99800 \text{ Па} \\ \hline V(\text{H}_2) &= ? \end{aligned}$$

Решение:

I способ

Запишем уравнение реакции:



По уравнению реакции:

$$n(\text{H}_2) = n/2 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,05 \text{ моль},$$

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_n = 0,05 \cdot 22,4 = 1,12 \text{ дм}^3.$$

Такой объем водород занимает при н.у.

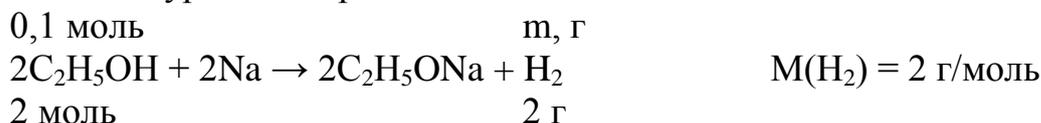
Используя объединенный газовый закон, находим объем водорода при температуре 27 °С и давлении 99800 Па:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}, V = \frac{P_0V_0T}{T_0P} = \frac{101325 \cdot 1,12 \cdot 300}{273 \cdot 99800} = 1,25 \text{ дм}^3.$$

Ответ: 1,25 дм³.

II способ

Запишем уравнение реакции:



Определяем массу выделившегося водорода:

Из 2 моль $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ выделяется 2 г водорода

Из 0,1 моль - m , г водорода

$$m(\text{H}_2) = \frac{0,1 \cdot 2}{2} = 0,1 \text{ г}$$

Найдем объем 0,1 г водорода при температуре 27 °С и давлении 99800 Па из уравнения Менделеева-Клапейрона:

$$V(\text{H}_2) = \frac{m(B) \cdot R \cdot T}{M(B) \cdot P} = \frac{0,1 \cdot 8,31 \cdot 300}{2 \cdot 99800} = 1,25 \text{ дм}^3.$$

Ответ: 1,25 дм³.

2.7. ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Вещества, вступающие в реакцию, взаимодействуют между собой в строго определенных эквивалентных соотношениях, следовательно, понятие эквивалента является одним из основных понятий химии.

Химический эквивалент - это реальная или условная частица вещества, которая эквивалентна одному катиону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Разберем понятие эквивалента на примерах:

1. В кислотно-основной реакции (нейтрализации)

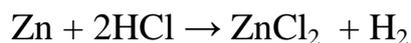


процесс сводится к



Один гидроксид-ион реагирует с одним катионом H^+ , поэтому эквивалентом является реальная частица - ион OH^- .

2. В реакции замещения



один атом цинка замещает два иона водорода, значит, эквивалентом будет условная частица - половина атома цинка.

3. В окислительно-восстановительной реакции



перманганат-ион MnO_4^- принимает пять электронов в окислительно-восстановительной реакции, значит, эквивалентом будет условная частица - 1/5 перманганат-иона.

Для обозначения доли реальной частицы вещества, участвующей в данной химической реакции, введено понятие фактора эквивалентности.

Фактор эквивалентности ($f_{\text{экв}}$) - число, показывающее, какая доля реальной частицы является эквивалентом.

Для рассмотренных примеров:

$$1. f_{\text{экв}}(\text{OH}^-) = 1 \quad 2. f_{\text{экв}}(\text{Zn}) = 1/2 \quad 3. f_{\text{экв}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$$

Эквивалент - OH^- Эквивалент - 1/2 атома Zn Эквивалент - 1/5 иона MnO_4^-

Фактор эквивалентности для веществ вычисляют следующим образом:

$$f_{\text{экв}}(\text{элемента}) = \frac{1}{\text{валентность элемента}},$$

$$f_{\text{экв}}(\text{кислоты}) = \frac{1}{\text{основность кислоты в данной реакции}},$$

$$f_{\text{экв}}(\text{основания}) = \frac{1}{\text{кислотность основания в данной реакции}},$$

$$f_{\text{экв}}(\text{соли}) = \frac{1}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}},$$

$$f_{\text{экв}}(\text{окислителя или восстановителя}) = \frac{1}{\text{число принятых или отданных электронов}}.$$

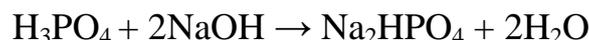
Количество вещества эквивалентов обозначают $n_{\text{экв}}(\text{В})$.

Молярная масса эквивалентов вещества (В) обозначается $M_{\text{экв}}(\text{В})$ и выражается в г/моль (кг/моль).

Молярная масса эквивалентов вещества (В) равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества (В):

$$M_{\text{экв}}(\text{В}) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{В}).$$

Пример 1

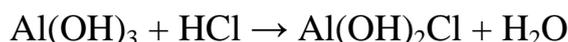


В реакции заместилось два иона водорода (основность кислоты равна 2), следовательно, $f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2$. Тогда

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}.$$

Пример 2

В реакции

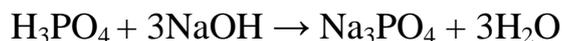


замещен один гидроксид-ион, то есть $f_{\text{экв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1$, поэтому $M_{\text{экв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = f_{\text{экв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 78 \text{ г/моль} = 78 \text{ г/моль}$.

Кислотность $\text{Al}(\text{OH})_3$ в данной реакции равна единице.

Пример 3

В реакции



$$f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3; M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 \cdot 98 \text{ г/моль} = 32,6 \text{ г/моль}.$$

Из приведенных примеров видно, что эквивалент и, естественно, молярная масса эквивалентов одного и того же вещества могут быть различными. Следовательно, при использовании понятия «эквивалент» необходимо указывать, к какой конкретно реакции оно относится.

Закон эквивалентов

Массы реагирующих веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

Математически закон записывается следующим образом:

$$\frac{m(B_1)}{m(B_2)} = \frac{M_{\text{ЭКВ}}(B_1)}{M_{\text{ЭКВ}}(B_2)} \quad \text{или} \quad \frac{m(B_1)}{M_{\text{ЭКВ}}(B_1)} = \frac{m(B_2)}{M_{\text{ЭКВ}}(B_2)}$$

Закон эквивалентов справедлив для соединений молекулярного строения.

Задача № 4. Вычислите молярную массу эквивалентов металла, при взаимодействии 0,77 г которого выделилось 0,8 дм³ водорода при температуре 25 °С и давлении 99325 Па.

Дано:

$$m(\text{Me}) = 0,77 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 0,8 \text{ дм}^3$$

$$t = 25 \text{ °С}$$

$$P = 99325 \text{ Па}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) - ?$$

Решение:

Найдем массу водорода, применяя уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} \cdot RT$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_2) = \frac{PV \cdot M(\text{H}_2)}{RT}$$

$$m(\text{H}_2) = \frac{99325 \cdot 0,8 \cdot 0,001 \cdot 2}{8,31 \cdot 298} = 0,064 \text{ г}$$

Молярную массу эквивалентов металла вычислим по закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{H}_2)}{M_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2)} \quad M_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2) = 1 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,77 \cdot 1}{0,004} = 12,03 \text{ г/моль}$$

Ответ: 12,03 г/моль.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите относительную молекулярную массу вещества, вычислите массу одной молекулы в граммах:

01. серной кислоты

02. хлорида бария

03. оксида алюминия

04. нитрата алюминия

05. фтороводорода

06. сульфата магния

07. кислорода

08. нитрата калия

09. азотной кислоты
11. фосфорной кислоты

10. хлора
12. карбоната натрия

2. Вычислите массу газа количеством вещества n , моль, рассчитайте, какой объем займет это количество вещества при н.у. Сколько молекул вещества содержится в нем?

№	n , моль	Вещество	№	n , моль	Вещество
01	2,0	оксид углерода (II)	02	0,5	хлороводород
03	3,0	оксид углерода (IV)	04	2,5	кислород
05	1,5	азот	06	1,5	оксид серы (IV)
07	2,5	фтор	08	2,0	оксид серы (VI)
09	1,5	хлор	10	1,5	аммиак
11	2,0	оксид азота (I)	12	1,5	кислород

3. Найдите молярную массу газа, если 1 дм³ его при н.у. весит m , г.

№	m , г	№	m , г
01	1,96	02	0,09
03	1,16	04	1,76
05	1,43	06	1,25
07	1,96	08	1,16
09	2,86	10	1,39
11	1,76	12	0,09

4. Определите, какой объем водорода выделится при нормальных условиях при действии хлороводородной кислоты на m , г металла.

№	m , г	Металл	№	m , г	Металл
01	27	алюминий	02	32,7	цинк
03	23	натрий	04	100	кальций
05	60	кальций	06	48	магний
07	52	хром	08	80	барий
09	88	никель	10	21	литий
11	112	железо	12	43,8	стронций

5. Вычислите объем водорода, выделившегося при взаимодействии m , г металла с разбавленной серной кислотой при температуре t и давлении P .

№	m , г	Металл	t , °C	P , Па
01	110	марганец	27	99100
02	108	алюминий	25	99200
03	32,7	цинк	27	99300
04	28,0	железо	24	99400
05	20	кальций	23	100000
06	39,1	калий	27	99500

№	<i>m, г</i>	Металл	<i>t, °C</i>	<i>P, Па</i>
07	43,8	стронций	24	99300
08	27	алюминий	23	99500
09	21	литий	27	100000
10	100	кальций	25	99500
11	92	натрий	26	99300
12	36	магний	27	99500

6. Вычислите молярную массу эквивалентов подчеркнутых веществ в реакциях, протекающих по уравнениям, приведенным в таблице.

№	Уравнения реакций	
01	a) $\underline{\text{Si}} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$	б) $\underline{\text{H}_3\text{PO}_4} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
02	a) $\underline{2\text{B}} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3$	б) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
03	a) $\underline{\text{Mg}} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$	б) $\underline{\text{Al}(\text{OH})_3} + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
04	a) $\underline{2\text{P}} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$	б) $\underline{\text{H}_3\text{PO}_4} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
05	a) $\underline{\text{C}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$	б) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \text{SnOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
06	a) $\underline{2\text{C}} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$	б) $\underline{\text{Zn}(\text{OH})_2} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
07	a) $\underline{\text{Si}} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$	б) $\underline{\text{Zn}(\text{OH})_2} + \text{HCl} = \text{ZnOHCl} + \text{H}_2\text{O}$
08	a) $\underline{\text{N}_2} + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$	б) $\underline{\text{Al}(\text{OH})_3} + \text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
09	a) $\underline{2\text{P}} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3$	б) $\underline{\text{Al}(\text{OH})_3} + 2\text{HCl} = \text{AlOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
10	a) $\underline{\text{S}} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$	б) $\underline{\text{Al}(\text{OH})_3} + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
11	a) $\underline{\text{S}} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$	б) $\underline{\text{H}_2\text{SO}_4} + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
12	a) $\underline{\text{Cu}} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$	б) $\underline{\text{H}_3\text{PO}_4} + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Основными классами неорганических соединений являются: оксиды, основания, кислоты, соли.

3.1. ОКСИДЫ

Оксидами называют соединения элементов с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления -2.

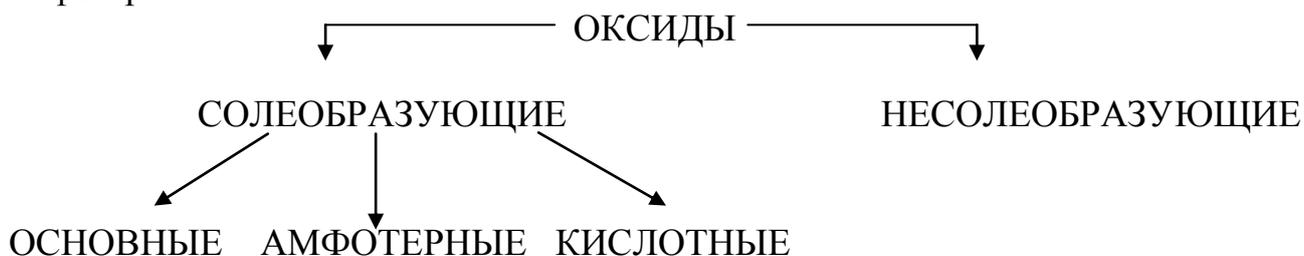
Названия оксидов. Согласно международной номенклатуре название образуется из слова «оксид» и русского названия элемента в родительном падеже. Если элемент имеет переменную степень окисления, то она указывается римской цифрой в скобках после названия элемента. Например:

CaO - оксид кальция;

CuO - оксид меди (II);

Al_2O_3 - оксид алюминия;
 SO_2 - оксид серы (IV);
 SO_3 - оксид серы (VI);
 FeO - оксид железа (II);
 Fe_2O_3 - оксид железа (III);
 CO_2 - оксид углерода (IV).

По химическим свойствам оксиды делят на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

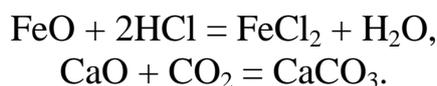


Несолеобразующие оксиды - это оксиды, которым нет соответствующих кислот и оснований. Например: CO , N_2O , NO , NO_2 .

Основные оксиды - это оксиды, которым соответствуют основания (основные гидроксиды). Например: CaO , MgO , FeO . Им соответствуют основания: $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$. Основные оксиды образуются только металлами.

Говоря о свойствах оксидов, в первую очередь, следует иметь в виду реакции с кислотами, основаниями, оксидами, способность взаимодействовать с водой.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами:



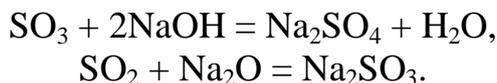
При взаимодействии с водой образуют основания:



Отметим, что с водой взаимодействуют те оксиды, которым соответствуют растворимые в воде гидроксиды.

Кислотные оксиды - это оксиды, которым соответствуют кислоты (кислотные гидроксиды). Например: SO_3 , CO_2 , Mn_2O_7 . Им соответствуют кислоты H_2SO_4 , H_2CO_3 , $HMnO_4$. (Степени окисления элементов совпадают в кислоте и в оксиде: $H_2\underline{S}O_4$ и $\underline{S}O_3$ (+6); $H_2\underline{C}O_3$ и $\underline{C}O_2$ (+4); $H\underline{Mn}O_4$ и \underline{Mn}_2O_7 (+7)). Кислотные оксиды образуются неметаллами и некоторыми металлами (например, Mn и Cr), проявляющими высокие степени окисления.

Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями и основными оксидами:

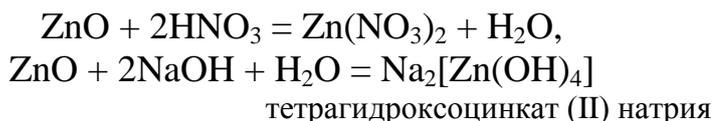


При взаимодействии с водой образуют кислоты:



Амфотерные оксиды - это оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды. Например: ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 . Им соответствуют амфотерные гидроксиды $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Амфотерные оксиды обладают двойственными свойствами. Они взаимодействуют и с кислотами, и с основаниями:



Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются.

Характер оксида можно определить на основании положения соответствующего элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. В периодах слева направо свойства оксидов изменяются от основных через амфотерные к кислотным. Например, такой переход для оксидов элементов 3-го периода:

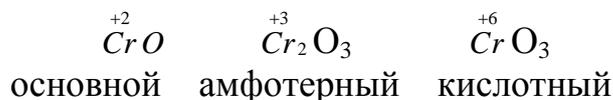


В главных подгруппах сверху вниз ослабевают кислотные и усиливаются основные свойства оксидов. Например:



В этих подгруппах границей между элементами, образующими кислотные оксиды, и элементами, образующими основные оксиды, являются элементы, расположенные на диагонали $\text{Be} - \text{Al} - \text{Ge} - \text{Sn} - \text{Pb}$. Их оксиды амфотерны. Правее и выше этой линии расположены элементы, оксиды которых кислотные (исключение составляют As и Sb : $\text{Э}_2\text{O}_3$ - амфотерны, а также Bi : Bi_2O_3 - основной). Левее и ниже этой линии расположены элементы, образующие основные оксиды (исключение составляют Ga и In , оксиды которых амфотерны).

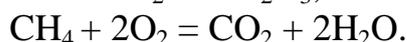
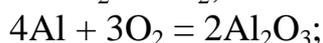
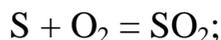
Если элемент образует несколько оксидов, то с увеличением его степени окисления основные свойства оксидов уменьшаются и увеличиваются кислотные. Например:



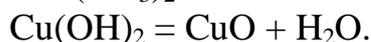
Получение оксидов

Оксиды получают различными способами. Основными являются следующие:

1. Взаимодействие веществ (простых и сложных) с кислородом. Например:



2. Разложение при нагревании кислородсодержащих веществ (карбонатов, нитратов, гидроксидов):



3.2. ОСНОВАНИЯ

Гидроксиды - соединения, содержащие гидроксогруппы OH, которые связаны с атомами различных элементов.

По кислотно-основным свойствам гидроксиды делят на *кислоты, основания и амфотерные гидроксиды*.

Основания (основные гидроксиды) содержат гидроксогруппы, способные замещаться на кислотные остатки*.

Название оснований образуется из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже. Если элемент проявляет переменную степень окисления, то она указывается в скобках римской цифрой после названия элемента. Например:

Fe(OH)₂ - гидроксид железа (II)

NaOH - гидроксид натрия

Ba(OH)₂ - гидроксид бария

Mg(OH)₂ - гидроксид магния

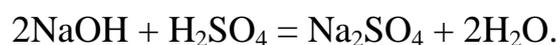
В зависимости от числа гидроксогрупп, способных замещаться на кислотный остаток, основания делят на многокислотные и однокислотные. Например:

KOH - однокислотное;

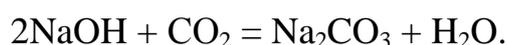
Sr(OH)₂ - двухкислотное.

Важнейшие химические свойства оснований

1. Основания взаимодействуют с кислотами:

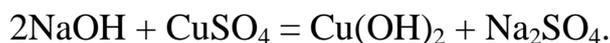


2. Взаимодействуют с кислотными оксидами:



3. Взаимодействуют с растворами солей:

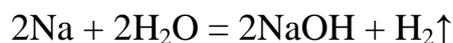
* Определение понятия «основание» на основе теории электролитической диссоциации будет рассмотрено в теме «Растворы электролитов».



Взаимодействие с кислотными оксидами и растворами солей характерно для растворимых в воде оснований (то есть щелочей).

Получение оснований

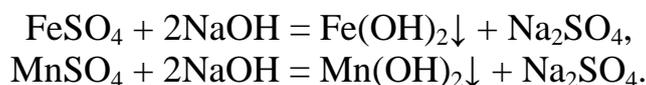
1. Растворимые в воде основания получают при взаимодействии металлов с водой:



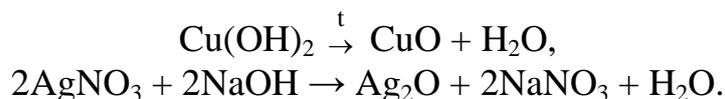
При взаимодействии оксидов с водой:



2. Малорастворимые основания получают действием щелочей на водные растворы солей:



Для малорастворимых оснований характерна неустойчивость. При незначительном нагревании, а иногда в момент образования они отщепляют воду:



3.3. КИСЛОТЫ

Кислоты содержат атомы водорода, способные замещаться на атомы металла*. Различают кислородсодержащие кислоты (кислотные гидроксиды) и бескислородные.

Кислородсодержащие кислоты (оксокислоты) - соединения с общей формулой $\text{H}_x\text{Э}_y\text{O}_z$, где Э - кислотообразующий элемент.



В зависимости от числа атомов водорода в молекуле, способных замещаться на атомы металла, кислоты делят на *одноосновные* и *многоосновные*. Например:

HCl - одноосновная;

* Определение понятия «основание» на основе теории электролитической диссоциации будет рассмотрено в теме «Растворы электролитов».

H_2SO_4 - двухосновная;

H_3PO_4 - трехосновная;

Названия некоторых кислот приведены в табл. 1.

Таблица 1

Формулы и названия некоторых кислот и их средних солей

Кислота		Название соответствующей средней соли
Формула	Название	
H_3AsO_4	мышьяковая	арсенат
H_3BO_3	ортоборная	ортоборат
HBO_2	метаборная	метаборат
HBrO_4	бромная	пербромат
HBrO_3	бромноватая	бромат
HBrO	бромноватистая	гипобромит
H_2CO_3	угольная	карбонат
HClO_4	хлорная	перхлорат
HClO_3	хлорноватая	хлорат
HClO_2	хлористая	хлорит
HClO	хлорноватистая	гипохлорит
H_2CrO_4	хромовая	хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	дихромат
HMnO_4	марганцовая	перманганат
HNO_3	азотная	нитрат
HNO_2	азотистая	нитрит
H_3PO_4	фосфорная	фосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	дифосфорная	дифосфат
H_2SO_4	серная	сульфат
H_2SO_3	сернистая	сульфит
H_2S	сероводородная	сульфид
HF	фтороводородная	фторид
HCl	хлороводородная	хлорид
HBr	бромоводородная	бромид
HI	иодоводородная	иодид

Названия кислородсодержащих кислот образуются из прилагательных, образованных от русского названия элемента Э, с использованием различных суффиксов.

Для кислот, содержащих элемент Э:

а) в высшей или любой единственной степени окисления применяют суффиксы **-н**, **-ов** или **-ев** (например, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ - серная кислота, $\text{HMn}^{+7}\text{O}_4$ - марганцовая кислота);

б) в промежуточной степени окисления **+5** - **-новат** (например, $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ - хлорноватая кислота); **+3**, **+4** - **-ист** (например, $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ - хлористая);

в) в низшей положительной степени окисления **+1** - **-новатист** (например, HCl^{+1}O - хлорноватистая).

Если элемент Э в одной и той же степени окисления образует две кислоты, то к названию кислоты, содержащей меньшее число атомов кислорода (в расчете на один атом Э), добавляется приставка **мета-**, а к названию кислоты с большим числом атомов кислорода приставка **орто-**. Например:

$\text{H}_3\text{B}^{+3}\text{O}_3$ - **ортоборная** кислота;

HB^{+3}O_2 - **метаборная** кислота.

Названия бескислородных кислот образуются из названия элемента с добавлением соединительной гласной **о** и слова **водородная**:

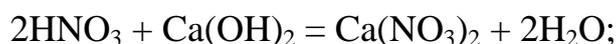
HCl - **хлороводородная** кислота;

HBr - **бромоводородная** кислота.

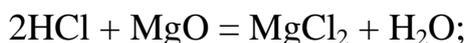
Важнейшие химические свойства кислот

Кислоты взаимодействуют:

а) с основаниями



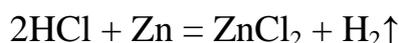
б) с основными оксидами



в) с солями



г) с металлами**



Получение кислот

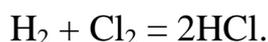
Кислоты получают растворением оксидов в воде:



Широко используют способ, который заключается в действии кислоты на соль:



Бескислородные кислоты получают также растворением в воде предварительно синтезированного водородного соединения. Например:

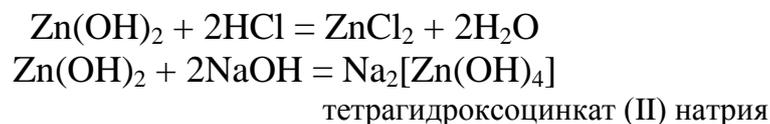


Водный раствор полученного хлороводорода HCl - это хлороводородная кислота.

** Подробно взаимодействие металлов с кислотами будет рассматриваться в теме «Общие свойства металлов».

3.4. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Амфотерные гидроксиды обладают двойственными свойствами (способны проявлять свойства и кислот, и оснований). Они взаимодействуют и с кислотами, и с основаниями. Например:



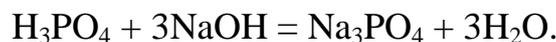
3.5. СОЛИ

Соли - продукты замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или гидроксогрупп в молекуле основания на кислотные остатки.

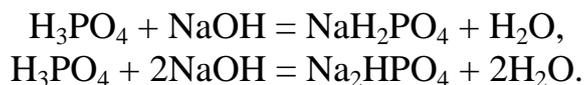
Соли разделяют на *кислые*, *средние* и *основные*.



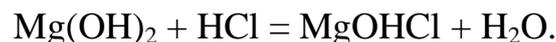
Средние соли - продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или гидроксогрупп в молекуле основания на кислотные остатки. Например:



Кислые соли - продукты *неполного* замещения атомов водорода в молекулах *многоосновных* кислот на атомы металла. Например:



Основные соли - продукты *неполного* замещения гидроксогрупп в молекулах *многокислотных* оснований на кислотные остатки. Например:



Итак, кислые соли образуются многоосновными кислотами, а основные - многокислотными основаниями. Для перевода кислой соли в среднюю или основную нужно добавить основание, а для перевода основной соли в среднюю или кислую - кислоту.



Названия средних солей распространенных кислот приведены в табл. 1.

Примеры названия средних солей:

$(\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4$ - арсенат аммония;

LiBO_2 - метаборат лития;

Na_2CO_3 - карбонат натрия;

KClO - гипохлорит калия;

BaCrO_4 - хромат бария;

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - дихромат калия;

KMnO_4 - перманганат калия;

FeSO_4 - сульфат железа (II) (если металл проявляет несколько степеней окисления, то их указывают в скобках римской цифрой);

$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ - нитрат хрома (III);

Na_2SO_4 - сульфат натрия;

FeCl_3 - хлорид железа (III);

Na_2S - сульфид натрия.

Названия кислых солей образуются добавлением к названию аниона соответствующей средней соли приставки гидро-, дигидро-, соответственно числу незамещенных атомов водорода в кислотном остатке:

KHSO_4 - гидросульфат калия;

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ - гидрофосфат аммония;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ - дигидрофосфат кальция.

Названия основных солей образуются добавлением к наименованию аниона соответствующей средней соли приставки гидроксо-, дигидроксо-, соответственно числу незамещенных гидроксогрупп:

$(\text{CoOH})\text{NO}_3$ - гидроксонитрат кобальта (II);

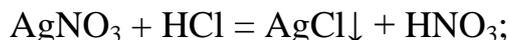
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ - гидроксокарбонат меди (II);

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ - дигидроксохлорид алюминия.

Ниже перечислены некоторые общие для всех солей *химические свойства*.

Соли взаимодействуют:

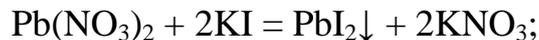
а) с кислотами



б) с щелочами



в) с солями



г) с металлами



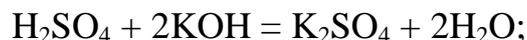
Металл способен вытеснять все следующие за ним в ряду стандартных электродных потенциалов металлы из растворов их солей.

При проведении указанных реакций обычно берут растворы солей. Соли вступают в реакции гидролиза. Гидролиз солей будет рассмотрен в теме «Растворы электролитов».

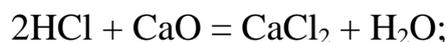
Получение солей

Соли образуются при взаимодействии:

а) кислот с основаниями



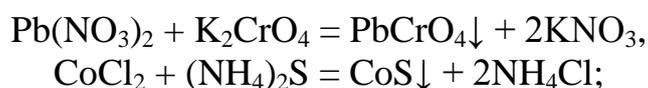
б) кислот с основными оксидами



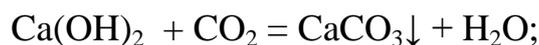
в) кислот с солями



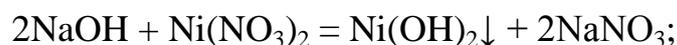
г) двух различных солей



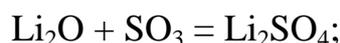
д) оснований с кислотными оксидами



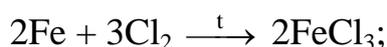
е) щелочей с солями



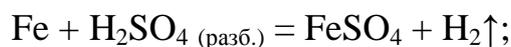
ж) основных оксидов с кислотными



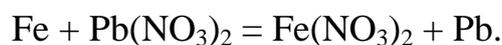
з) металлов с неметаллами



и) металлов с кислотами



к) металлов с солями

**УПРАЖНЕНИЯ**

1. Назовите соединения, укажите, к какому классу неорганических соединений они относятся:

01. $\text{Al}(\text{OH})_3$, P_2O_5 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, AgI , PbS , CrCl_3 , K_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, MgOHCl , HClO_4 , NO , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

02. PbO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, HI , HClO_3 , MgOHNO_3 , NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{HS})_2$, CaO , AgBr
03. Li_2O , H_2CrO_4 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, KOH , SO_3 , HBr , CuS , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2SO_3 , FeSO_4 , KHS , HClO_2
04. $\text{Sr}(\text{OH})_2$, Cu_2O , HNO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, PbS , Na_3PO_4 , MnO , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, AlOHSO_4 , HClO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, MnO_3
05. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaNO_2 , H_3PO_4 , CaCO_3 , CuCl_2 , SO_2 , FeOHNO_3 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, NaHSO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, K_2O , H_2S
06. $\text{Mg}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , HNO_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, AlBr_3 , PbCrO_4 , NaHCO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$, Mn_2O_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, HF

2. Напишите формулы соединений:

01. гидроксида железа (II), оксида меди (I), угольной кислоты, хромата бария, сульфата железа (III), нитрата свинца (II), карбоната калия, гидросульфида калия, гидрокосульфата меди (II);

02. хромовой кислоты, сульфата хрома (III), оксида цинка, нитрата натрия, хлорида железа (III), фосфата кальция, гидрокарбоната магния, гидроксохлорида алюминия, фторида калия;

03. оксида лития, азотистой кислоты, оксида фосфора (V), нитрата хрома (III), сульфата железа (II), карбоната кальция, хлорида бария, гидроксонитрата хрома (III), дигидрофосфата натрия;

04. гидроксида меди (II), оксида марганца (VII), фосфорной кислоты, сульфата алюминия, хлорида цинка, нитрата бария, хромата калия, гидросульфита натрия, гидроксохлорида железа (III);

05. оксида азота (V), гидроксида алюминия, сернистой кислоты, сульфата алюминия, сульфида меди (II), нитрата магния, дихромата калия, гидроксокарбоната меди (II), гидрофосфата кальция;

06. оксида марганца (IV), хлорноватистой кислоты, иодида калия, фосфата магния, нитрата алюминия, гидрокосульфата цинка, дигидрофосфата магния, гидроксида железа (III), сульфида натрия.

3. Напишите формулы кислотных оксидов, соответствующих указанным кислотам:

<i>Кислота</i>	<i>Оксид</i>	<i>Кислота</i>	<i>Оксид</i>
угольная	...	азотная	...
серная	...	хромовая	...
фосфорная	...	дихромовая	...

4. Напишите уравнения реакций, которые характеризуют химические свойства соединений:

01. оксида серы (IV)

03. оксида цинка

05. оксида бария

07. гидроксида натрия

02. оксида лития

04. гидроксида алюминия

06. оксида фосфора (V)

08. гидроксида цинка

09. оксида алюминия
11. оксида углерода (IV)

10. оксида серы (VI)
12. оксида кальция

5. Укажите, с какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать водный раствор гидроксида натрия:

01. HNO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, FeSO_4 , CO_2 02. NO , H_2SO_4 , CuSO_4 , SO_2
03. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 04. HCl , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2O , SO_3
05. NaH_2PO_4 , Li_2O , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, MgCl_2 06. CoCl_2 , CO , CaO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$

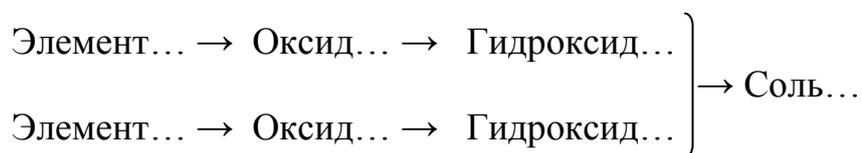
6. Укажите, с какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать хлороводородная кислота:

01. SO_3 , Zn , AgNO_3 , H_2SO_4 02. $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CO_2 , Fe , HNO_3
03. CaO , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, SO_2 , HF 04. $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, N_2O_5 , Cu , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
05. CaCO_3 , P_2O_5 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, HNO_2 06. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$, Ag , H_3PO_4

7. Закончите уравнения следующих реакций:

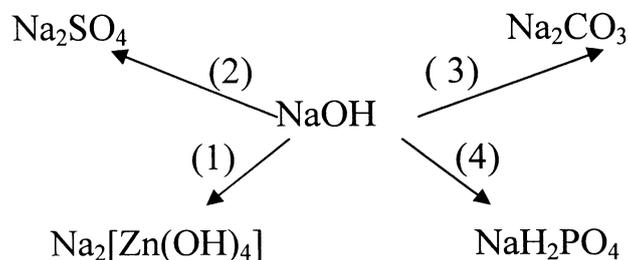
01. $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} =$ 02. $\text{AlOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
03. $\text{ZnOHNO}_3 + \dots = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \dots$ 04. $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \dots = \text{AlCl}_3 + \dots$
05. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \dots = \text{KHSO}_4$ 06. $\text{CaCO}_3 + \dots = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

8. Основываясь на приводимой схеме, подберите пару элементов (простых веществ), исходя из которых можно получить два различных гидроксида, взаимодействие которых между собой приведет к образованию соли:

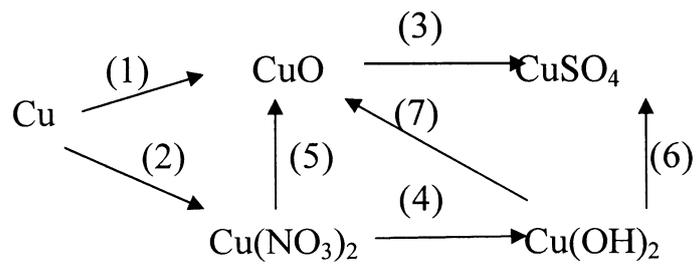


9. Напишите уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:

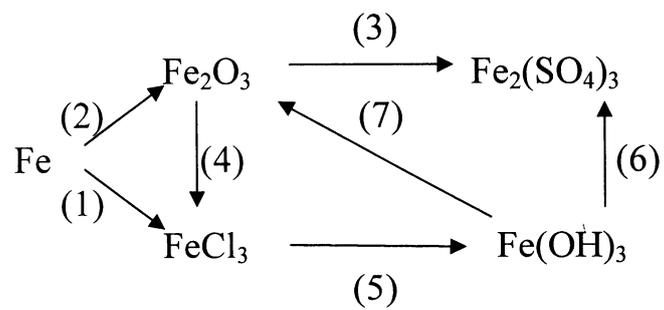
01.



02.



03.



СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Лидин Р.А., Молочко В.А. и др. Основы номенклатуры неорганических веществ. - М.: Химия, 1983.
2. Степин Б.Д. Применение Международной системы единиц физических величин в химии. - М.: Высш. шк., 1990. - 96 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	3
1. Основные понятия химии.....	4
1.1. Атомно-молекулярное учение.....	4
1.2. Понятия химии.....	4
1.3. Относительные атомные и молекулярные массы.....	6
1.4. Количество вещества. Моль. Молярная масса.....	7
2. Основные законы химии.....	8
2.1. Закон сохранения массы вещества.....	8
2.2. Закон постоянства состава.....	9
2.3. Закон кратных отношений.....	9
2.4. Закон объемных отношений.....	10
2.5. Объединенный газовый закон Бойля-Мариотта и Гейлюсака.....	10
2.6. Закон Авогадро.....	10
2.7. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.....	13
Упражнения.....	15
3. Основные классы неорганических соединений.....	17
3.1. Оксиды.....	17
3.2. Основания.....	20
3.3. Кислоты.....	21
3.4. Амфотерные гидроксиды.....	24
3.5. Соли.....	24
Упражнения.....	26
Список литературы.....	30

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

**Основные понятия и законы химии.
Классы неорганических соединений**

Методические указания
для студентов всех специальностей
и всех форм обучения

Составители:

Пыжова Лидия Яковлевна,
Сенова Раиса Николаевна,

Зав. редакцией *И.Н. Журина*

Редактор *Н.В. Шишкина*

Технические редакторы: *Т.В. Васильева, Е.К. Матвеева*

Художественный редактор *Л.П. Токарева*

ЛР № 020524 от 02.06.97

Подписано в печать 14.05.09. Формат 60x84^{1/16}

Бумага типографская. Гарнитура Times

Уч.-изд. л. 2. Тираж 400 экз.

Заказ № 5

Оригинал-макет изготовлен в редакционно-издательском отделе
Кемеровского технологического института пищевой промышленности
650056, г. Кемерово, б-р Строителей, 47

ПЛД № 44-09 от 10.10.99

Отпечатано в лаборатории множительной техники
Кемеровского технологического института пищевой промышленности
650010, г. Кемерово, ул. Красноармейская, 52